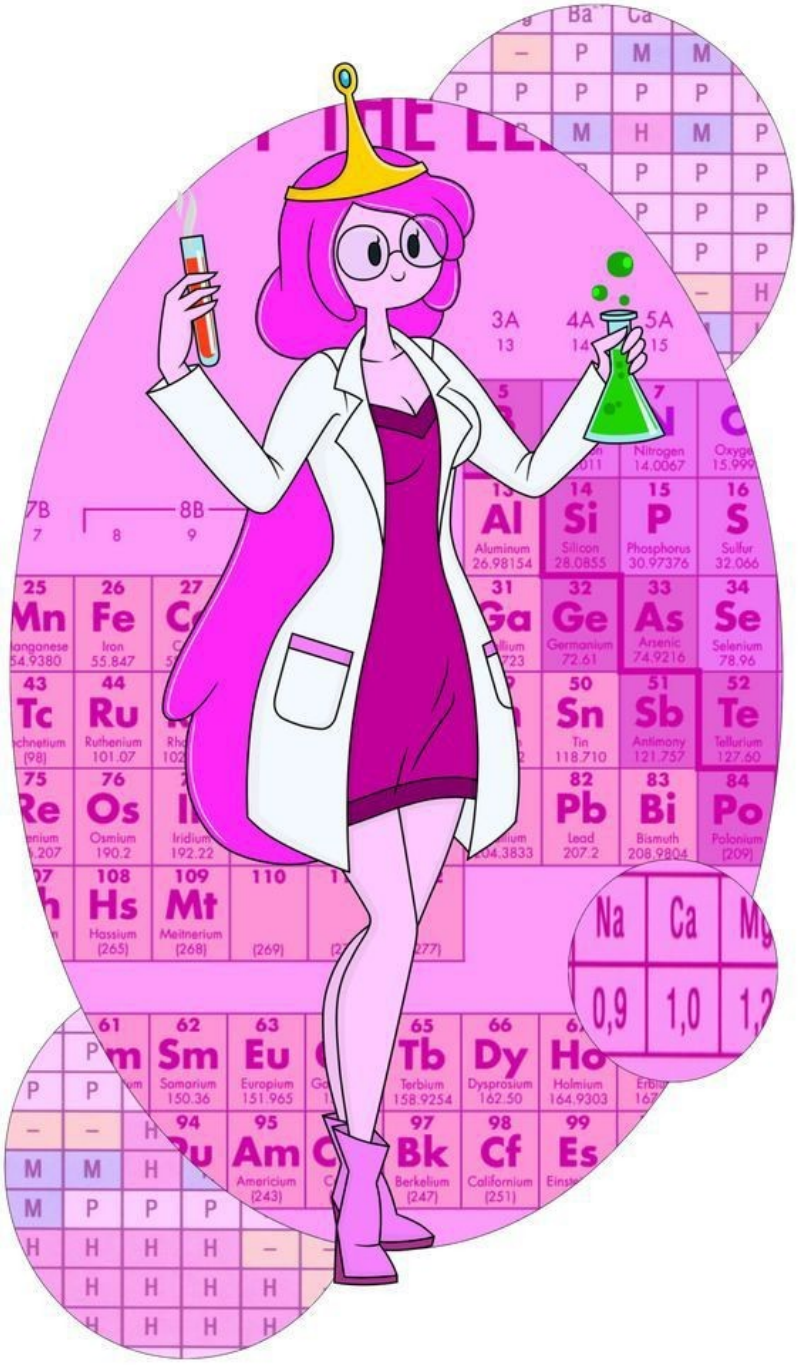
Chemistry

الكيمياء

الصف الأول ثانوي الأكاديمي



2026 / 2025

إعداد المعلمة :

غـــادة محمد

عبيدات

الفصل الأول

جيـــــل 2009

الوحـــدة الأولى

أشكـــال الجزيئات

وقوى التجـاذب فيمـا

بينها

مقدمة مهمة في أعداد الكم و التوزيع الالكتروني والجدول الدوري

المجموعات العمودية في الجدول الدوري 18 مجموعة منها 8 ممثلة (A) وتتواجد على طرفي الجدول و10 انتقالية (B) في منتصف الجدول الدوري و تتشابه المجموعة الواحدة في الخصائص الفيزيائية و الكيميائية .

* الخطوط الأفقية في الجدول الدوري تسمى دورات و عددها 7 دورات و الدورة تحدد عدد مستويات الطاقة التي تشغلها الكترونات العنصر

* العدد الذري = عدد البروتونات = عدد الإلكترونات في الذرة متعادلة الشحنة فقط بينما العدد الكتلي هو عدد البروتونات + عدد النيوترونات في نواة الذرة .

أعـــداد الكم هي :-

1- عدد الكم الرئيس (n) :

* يمثل عدد الكم الرئيس مستوى الطاقة الرئيس و معدل بعده عن النواة و يكون قيمة صحيحة موجبة (n= 1,2,3,.....).

* المستوى الرئيس n=1 هو الأقرب الى النواة و أقل المستويات طاقة

* كلما زادت قيمة n زاد بعد المستوى عن النواة و ازداد حجمه و طاقته

* عدد الكم الرئيس يرتبط بحجم المستوى و معدل بعده عن النواة .

1- عدد الكم الفرعي (l) :

* يتكون المستوى الرئيسي n من مستويات طاقة فرعية عددها يساوي رقم المستوى n

* المستوى الرئيس n=1 يتكون من مستوى فرعي واحد يرمز له بحرف (S) ، و المستوى الرئيس الثاني n=2 ، يتكون من مستويين فرعيين يرمز إليهما بالحرفيين (S,P) ،

والمستوى الرئيس الثـــالث n=3 ، يتكون مـــن ثلاثة مستويات فرعية يرمـــز اليها بالحروف (S,P,d) .

والمستوى الرئيس الرابع n=4 ، يتكون مـــن أربعة مستويات فرعية يرمـــز اليها بالحروف (S,P,d,f) .

* لمستويات الطاقة الفرعية (l) قيمة تتراوح بين 0 ——(n-1) ، لذا تبلغ قيم المستويات الفرعية التالية تكون كالتالي : (S=0 , P=1 , d=2 , f=3)

* عدد الكم الفرعي (l) يحدد الشكل العام للفلك فالمستوى الفرعي (S) كروي الشكل و المستوى الفرعي وأفلاك المستوى الفرعي (P) شكلها مغزلي ∞ أما أشكال (d,f) أكثر تعقيدا

عدد الكم المغناطيسي (ml) :

* يشير هذا العدد الى عدد أفلاك المستوى الفرعي

المستوى الفرعي S يتكون من فلك واحد و المستوى الفرعي P يتكون من ثلاثة أفلاك متعامدة (Px , Py , Pz) والمستوى الفرعي d يتكون من خمسة أفلاك في حين ان المستوى الفرعي f يتكون من سبعة أفلاك

* يحدد عدد الكم المغناطيسي خاصية تحديد الاتجاه الفراغي للفلك مثلا المستوى الفرعي P يتكون من ثلاثة أفلاك متماثلة في الشكل والحجم و الطاقة في المستوى الرئيس الواحد وتختلف في اتجاه محاورها حول النواة

* يأخذ عدد الكم المغناطيسي قيما من (ml) : -l ⟵ 0 ⟶ +l

* عدد الأفلاك في المستوى الرئيس : n^2

عدد الكم المغزلي (ms) :

* يشير هذا العدد الى اتجاه دوران الالكترون حول نفسه وحول النواة

* يأخذ عدد الكم المغزلي قيمتين ($-\frac{1}{2}, \frac{1}{2}$)

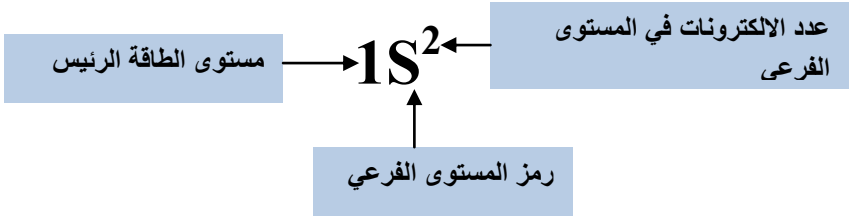
السعة القصوى من الإلكترونات التي يستوعبها المستوى الرئيس $= 2n^2$

يتم التوزيع الالكتروني للعنصر وفق العدد الذري على مبدأ أوفباو الأقل طاقة أولا وفق مستويات الطاقة الفرعية s ,p , d , f

$1S^2$, $2S^2$, $2P^6$, $3S^2$, $3P^6$, $4S^2$, $3d^{10}$, $4P^6$, $5S^2$, $4d^{10}$, $5P^6$, $6S^2$,------

قواعد التوزيع الالكتروني :-

حيث تدل الرموز على مايلي

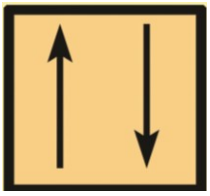


* كل مستوى فرعي فيه أفلاك كل فلك يحمل كحد أقصى الكترونين يتحركان بإتجاه معاكس لبعضهما

المستوى الفرعي	عدد الأفلاك	سعة الالكترونات القصوى
S	1	2
P	3	6
d	5	10
f	7	14

تتوزع الالكترونات في الأفلاك حسب قاعدة هوند التي تنص على :

توزع الالكترونات فرادى على الأفلاك وبنفس الاتجاه ، إذا زاد الكترونات نعيد التوزيع من البداية بعكس الاتجاه .



الجدول الدوري :

الفلزات : تشمل بعض العناصر الممثلة (1A,2A,3A) والانتقالية حيث تميل لفقد الالكترونات فتحمل شحنة موجبة بمقدار رقم التكافؤ

اشباه الفلزات : تجمع بين خصائص الفلزات واللافلزات و تقع على خط التدرج بينهما في الجدول .

اللافلزات : تشمل العناصر الممثلة من المجموعات (5A,6A,7A) إما تكسب الالكترونات فتحمل شحنة سالبة أو تتشارك مع غيرها فتتكون الرابطة التساهمية .

* إذا تفاعل الفلز مع اللافلز : سيتكون رابطة أيونية لان أحدهما يفقد والاخر يكسب و يحدث تجاذب بين الشحنات بينهما

* إذا تفاعل لافلز مع لافلز أو لافلز مع شبه فلز :

سيتشاركان الالكترونات بين كل ذرتين وتتكون الرابطة التساهمية .

رموز لويس : يتم رسم رموز لويس لكل عنصر باستخدام إلكترونات التكافؤ فقط

كل نقطة تعبر عن إلكترون

* يتم تطبيق قاعدة الثمانية حتى تصل الذرة الى الاستقرار لتصبح مشابهة في تركيبها لأقرب غاز نبيل لها في الجدول الدوري ما عدا الهيدروجين والهيليوم

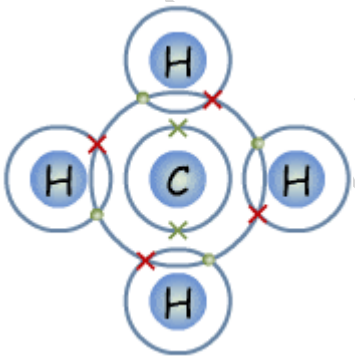
غادة عبيدات

1	2	13	14	15	16	17	18
H•							He:
Li•	•Be•	• B •	• C •	: N •	: O •	: F :	:Ne:
Na•	•Mg•	• Al •	• Si •	: P •	: S •	: Cl :	: Ar :
K •	•Ca•				:Se•	: Br :	: Kr :
Rb•	•Sr•				: Te •	: I :	:Xe:
Cs•	•Ba•						

ملاحظة مهمة جدا :

هناك عناصر تخالف قاعدة الثمانية حيث تشارك بأكثر من ثمانية الكترونات (8) مثل الفسفور P والكبريت S و الزينون Xe أو أقل مثل البريليوم Be والبورون B

الرابطة التساهمية :- هي الرابطة الكيميائية الناتجة من مشاركة ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية لزوج أو أكثر من الالكترونات



للروابط التساهمية 3 أنواع :- 1- رابطة تساهمية أحادية

2- رابطة تساهمية ثنائية 3- رابطة تساهمية ثلاثية

الرابطة الاحادية فيها زوج من الالكترونات من نوع سيجما

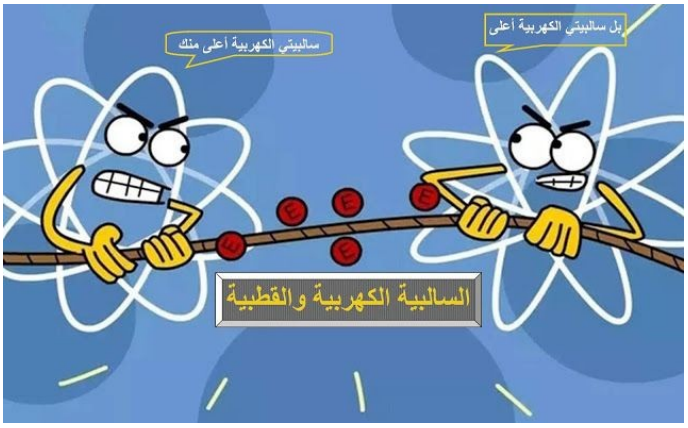
رابطة سيجما (σ)

الرابطة الثنائية : فيها زوجان من الالكترونات : الرابطة واحدة من نوع سيجما (σ) والاخرى من نوع باي π

الرابطة الثلاثية : فيها 3 أزواج من الالكترونات

واحد من نوع سيجما(σ) واثنتان من نوع باي π

السالبية الكهربائية



هي قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها عند ارتباطها بذرة أخرى

* أعلى العناصر سالبية كهربائية هي الفلور والنيتروجين والأكسجين N, O ,F

-إذا كان فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين أكبر> من 2 فإن الرابطة أيونية

-إذا كان فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين 0.4 – 2 ، فإن الرابطة تساهمية و القوى قطبية

-إذا كان فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين = 0 فإن الرابطة تساهمية و الجزئ غير قطبي

-إذا كان فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين أقل من < 0.4 فإن الرابطة تساهمية ضعيفة و الجزئ غير قطبي

* كثير من المواد التي نستخدمها في حياتنا اليومية و موجودة في أجسامنا و أجسام الكائنات الحية هي مركبات تحتوي روابط تساهمية

يمكن حفظ اللافلزات من خلال الجملة الذهنية " كفك فيه كأس بن " بالإضافة إلى الغازات النبيلة

نظريـــة تنافر أزواج إلكترونـات مستوى التكافـــؤ

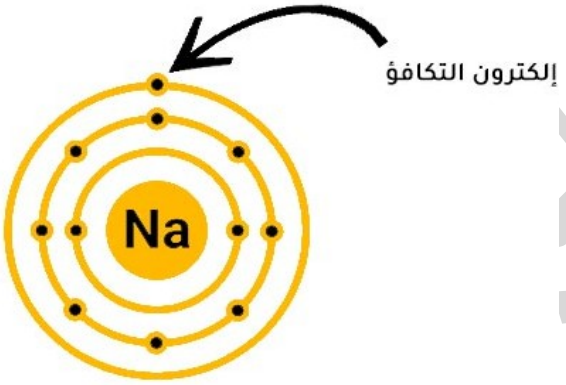
VSPER Theory

أزواج ألكترونـــــات التكافؤ

تتوزع الذرات في الجزيئات المختلفة في ثلاثة أبعاد فراغية ، فلكل جزئ شكل فراغي يعتمد على مجموعة الأشياء المكونة له ، إذ تتوزع الذرات بالنسبة لبعضها بعضا في الجزئ بحيث تصل من خلال ذلك إلى حالة أكثر من الاستقرار و الثبات وحالة الطاقة الأدنى ويكون التنافر أقل ما يمكن والتجاذب بين الذرات أكبر ما يمكن .

تتوزع الالكترونات على مستويات الطاقة المختلفة في الذرة و بعض هذه الالكترونات تتوزع في مستوى الطاقة الخارجي و تسمى هذه الالكترونات بالكترونات التكافؤ

مستوى التكافؤ : مستوى الطاقة الخارجي للذرة



إلكترونات التكافؤ : الإلكترونات الموجودة في المستوى الخارجي للذرة و تحدد نوع الروابط التي تكونها الذرة ويرمز لها بالرمز ($V.e^-$).

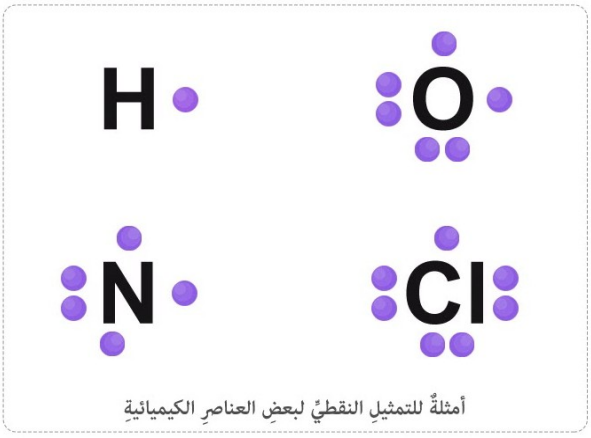
الروابط التساهمية والرابطة التناسقية .

يحتوي المستوى الخارجي لذرات عناصر المجموعات الممثلة (4-7) على عدد من الالكترونات تنجذب نحو النواة بقوة

* عند ارتباط ذرتين من هذه العناصر ببعضها البعض فإنهما تتشاركان في الالكترونات

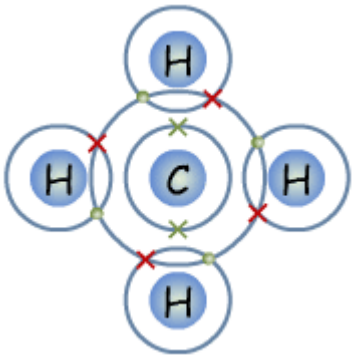
يعبر عن الكترونات المستوى الأخير : الكترونات التكافؤ بنقاط تحيط ذرة العنصر

تمثيل لويس النقطي



أمثلةٌ للتمثيلِ النقطيِّ لبعضِ العناصرِ الكيميائيةِ

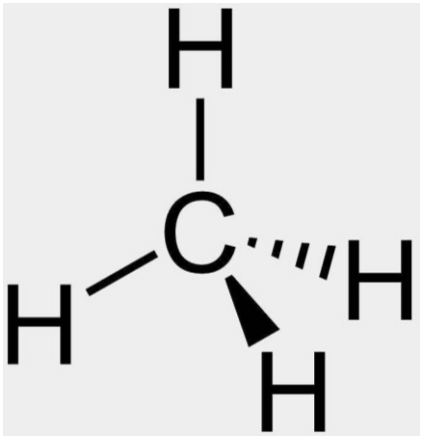
الرابطة التساهمية :

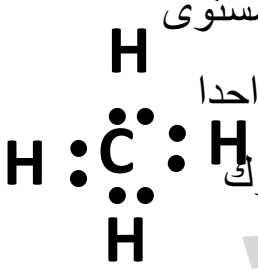


قوة التجاذب بين الناشئة بين ذرتين نتيجة تشاركهما بزوج واحد أو أكثر من الإلكترونات

مثال : جزئ الميثان

$_{1}H : 1S^{1}$ $_{6}C : 1S^{2}\ 2S^{2}2p^{2}$



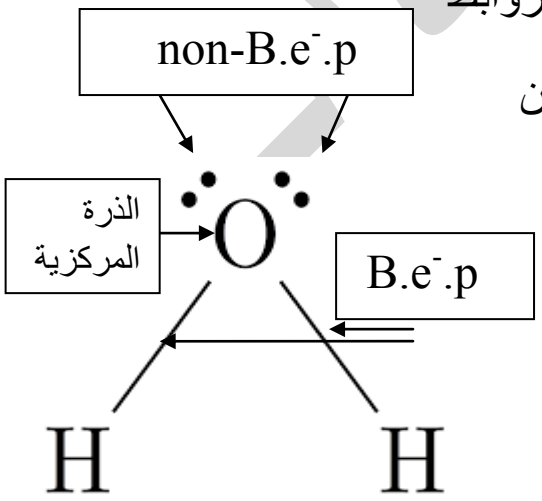


تمتلك ذرة الكربون أربعـــة الكترونات في المستوى الخارجي و تمتلك ذرة الهيدروجين الكترونا واحدا وعند ارتباطهمـــا لتكوين جزئ الميثان تتشارك ذرة الكربون مع كل ذرة هيدروجين بزوج مـــن الالكترونـــات .

ملاحظة : يكون حول ذرة الكربون أربعة أزواج من الالكترونات المشتركة مع ذرات الهيدروجين

أزواج الالكترونات الرابطـــة ($B.e^{-}.p$) :- إلكترونات مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الروابط

أزواج الالكترونات غير الرابطـــة ($non\text{-}B.e^{-}.p$) :- أزواج من الإلكترونات تظهر في مستوى التكافؤ للذرة المركزية لا تشارك في تكوين الروابط



الذرة المركزية : الذرة الأقل عددا فـــي الجزئ و تكون أكثر مـــن رابطة واحـــدة .

تأملي الشكل في جزئ الماء لتحديد مايلي :

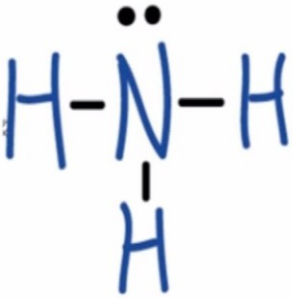
- الذرة المركزية : الأكسجين

تحاط بأكبر عدد من الروابط (رابطة وغير رابطة)

- عدد الأزواج الرابطة : 2

- عدد الأزواج غير الرابطة : 2

جزئ الأمونيا :



$_{1}H : 1S^{1}$ $_{7}N : 1S^{2}\ 2S^{2}2p^{3}$

تمتلك ذرة النيتروجين خمســـة الكترونات في المستوى الخارجي و تمتلك ذرة الهيدروجين الكترونا واحدا وعند ارتباطهمـــا لتكوين جزئ الأمونيا تتشارك ذرة النيتروجين مع كل ذرة هيدروجين ليصبح لديها ثلاثة أزواج من الالكترونات المشتركة

- الذرة المركزية : النيتروجين ، تحاط بأكبر عدد من الروابط (رابطة وغير رابطة)
- عدد الازواج الرابطة (B.e^{-}.p) : 3
- عدد الأزواج غير الرابطة (non-B.e^{-}.p): 1

ملاحظة مهمة جدا :

* دائما الهيدروجين والهالوجينات ذراتٍ طرفيةٍ في الجزيئات

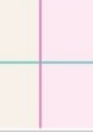
* دائما الكربون ذرة مركزية .

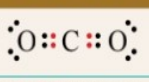
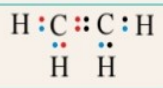
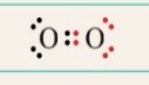
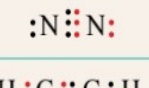
* كثير من الذرات تشذ عن قاعدة الثمانية مثل :

B , S, P , Be

يمكن معرفة عدد أزواج الإلكترونات الرابطة و غير الرابطة في الجزيئات و الأيونات المختلفة عند رسم تركيب لويس لها

كثير من الذرات المكونة للرابطة التساهمية تحقق قاعدة الثمانية فتستقر بأربعة أزواج من الإلكترونات ماعدا الهيدروجين يستقر بزوج واحد من الجدول التالي نلاحظ أن الذرات في في الجدول طبقت قاعدة الثمانية سواء كانت الرابطة التساهمية بين الذرتين أحادية أو ثنائية أو ثلاثية

اسم الجزيء	الصيغة الجزيئية	تركيب لويس
الكلور	Cl_2	
كلوريد الهيدروجين	HCl	
الماء	H_2O	
الإيثان	C_2H_6	

اسم الجزيء	الصيغة الجزيئية	تركيب لويس
ثاني أكسيد الكربون	CO_2	
الإيثين	C_2H_4	
الأكسجين	O_2	
النيتروجين	N_2	
الإستيلين	C_2H_2	

يمثل الجدول أهم مجموعات الجدول الدوري والأسماء الشائعة لها

المجموعة	التكافؤ	الاسم	تصنيفها	أهم العناصر
1A	1	قلويات	فلزات عدا H	Na,K,Li,Cs
2A	2	قلويات ترابية	فلزات	Mg,Be,Ba,Ca
3A	3	مجموعة البورون	فلزات عدا B	B,Al,Ga
4A	4	مجموعة الكربون	فلز + لافلز + شبه فلز	C,Si,Ge,Sn,Pb
5A	5	مجموعة النيتروجين	لافلزات عدا As	N,P,As
6A	6	مجموعة الأكسجين	لا فلزات	O,S,Se
7A	7	مجموعة الهالوجينات	لا فلزات	F,Cl,Br,I
8A	8	الغازات النبيلة	لا فلزات	He,Ne,Ar,Kr,Xe

يرمز لزوج الكترونات التكافؤ ب $(v.e^-.p)$

كيف نرسم تركيب لويس للجزيئات :

1- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ $n(v.e^-)$ من خلال التوزيع الالكتروني لكل ذرة عنصر من خلال العدد الذري المعطى في السؤال أو من الجدول الدوري أو من خلال معرفة سابقة عن مجموعة العنصر مثال : المغنيسيوم في المجموعة الثانية إذن ، إلكترونات التكافؤ = 2

2- نجمع الكترونات التكافؤ لجميع ذرات الجزئ كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = n(v.e^-)(atom)_1 \times n(atom)_1 + n(v.e^-)(atom)_2 \times n(atom)_2$$

مجموع إلكترونات التكافؤ في الجزئ = إلكترونات التكافؤ في العنصر الأول × عدد ذراته + إلكترونات التكافؤ في العنصر الثاني × عدد ذراته

3- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتوفرة (الرابطة وغير الرابطة) التي يرمز إليها بالرمز(v.e-.p) بقسمة المجموع في النقطة السابقة على 2 أي

$$n\ (v.e^-.p) = Total(v.e^-)/\ 2$$

4- نحدد الذرة المركزية : أ- الأقل عددا في الجزئ

ب- تكون أكثر عدد من الروابط مع غيرها

ج- الأقل سالبية كهربائية بين ذرات الجزئ

5- نرسم روابط أحادية من الذرة المركزية إلى الذرات المتبقية (الرابطة الأحادية عبارة عن زوج الكترونات) فتشكل هذه الروابط الأزواج الرابطة (B.e-.p)

6- نحسب عدد الأزواج الغير رابطة والمتبقية من العلاقة :

$$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p$$

7- نوزع الالكترونات المتبقية غير الرابطة حول الذرات الطرفية أولا حتى تتحقق قاعدة الثمانية و المتبقي نضعه حول الذرة المركزية

8- نتأكد من استقرار الذرة المركزية على قاعدة الثمانية (4 أزواج) فإن لم تتحقق نحول زوج أو أكثر من الذرات الطرفية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية بينها وبين الذرة المركزية .

9- نحسب الشحنة الجزئية لكل ذرة :

عدد إلكترونات التكافؤ للذرة – عدد الإلكترونات المحيطة بها

10- الشحنة الكلية للجزئ = صفر في المركب التساهمي

و قيمة معينة في المجموعة الأيونية

مثال (1) :

1- نكتب التوزيع الالكتروني لكل من $_9F$, $_7N$

$_7N : 1S^2\ 2S^2 2P^3$ $\qquad$ $_9F : 1S^2 2S^2 2P^5$

عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

$N=5$, $F=7$

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_N \times n(_{N\ atom}) + (v.e^-)_F \times n(_{F\ atom})$$

إلكترونات التكافؤ الكلية =

عدد إلكترونات تكافؤ N × عدد ذرات N + عدد إلكترونات تكافؤ F × عدد ذرات F

$$Total\ (v.e^-) = 5\times1 + 7\times3 = 26\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ ($v.e^-.p$) بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2$ ⟹ $26 /2 = 13$ pairs

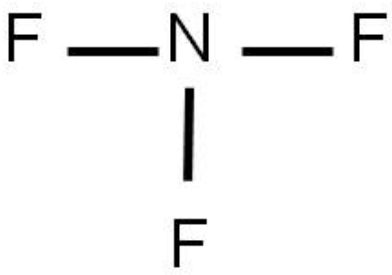
4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي N

لأنها حسب الجدول الأقل سالبية كهربائية من الفلور

1 H 2.1						
3 Li 1.0	4 Be 1.5	5 B 2.0	6 C 2.5	7 N 3.0	8 O 3.5	9 F 4.0
11 Na 1.0	12 Mg 1.2	13 Al 1.5	14 Si 1.8	15 P 2.1	16 S 2.5	17 Cl 3.0
19 K 0.9	20 Ca 1.0	31 Ga 1.7	32 Ge 1.9	33 As 2.1	34 Se 2.4	35 Br 2.8
37 Rb 0.9	38 Sr 1.0	49 In 1.6	50 Sn 1.8	51 Sb 1.9	52 Te 2.1	53 I 2.5
55 Cs 0.8	56 Ba 1.0	81 Tl 1.6	82 Pb 1.7	83 Bi 1.8	84 Po 1.9	85 At 2.1
87 Fr 0.8	88 Ra 1.0					

قيم السالبية الكهربائية

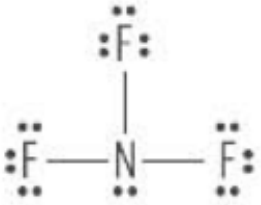
5- نوزع ذرات الفلور حولها و نرسم روابط أحادية



6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p$

$= 13-3=10$ pairs



7- نوزع الالكترونات المتبقية غير الرابطة حول ذرات الفلور أولا بحيث تحقق قاعدة الثمانية نلاحظ اننا وزعنا 9 أزواج و بذلك يتبقى زوج واحد يوضع حول الذرة المركزية فيكون توزيع لويس كالتالي :

نلاحظ أن :

الذرة المركزية	$B.e^-.p$	$Non\ B.e^-.p$	شحنة الجزئ
N	3	1	صفر

مثال (2) :

أحدد عدد أزواج الالكترونات الرابطة و غير الرابطة حول الذرة المركزية في جزئ الميثان CH_4 .

1- نكتب التوزيع الالكتروني لكل من $_1H$, $_6C$

$$_1H : 1S^1 \qquad _6C : 1S^2\ 2S^2 2p^2$$

عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

$$H=1 \quad , \quad C=4$$

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_C \times n_{(C\ atom)} + (v.e^-)_H \times n_{(H\ atom)}$$

إلكترونات التكافؤ الكلية =

عدد إلكترونات تكافؤ C × عدد ذرات C + عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذرات H

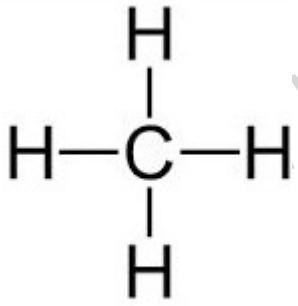
$$Total\ (v.e^-) = 4\times1 + 1\times4 = 8\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ ($v.e^-.p$) بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2 \longrightarrow 8/2 = 4\ pairs$$

4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي C

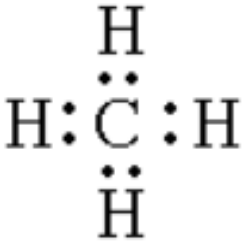
5- نوزع ذرات الهيدروجين حولها و نرسم روابط أحادية



6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p = 4-4=0\ pairs$$

7- نلاحظ أن ذرة الكربون تحاط بأربعة أزواج من الالكترونات رابطة ولا يوجد حولها أزواج غير رابطة فيصبح توزيع لويس للميثان كالتالي :



شحنة الجزئ	Non B.e⁻.p	B.e⁻.p	الذرة المركزية
صفر	0	4	C

مثال (3) :

أحدد عدد أزواج الالكترونات الرابطة و غير الرابطة حول الذرة المركزية في جزئ $GeCl_3H$.

1- نكتب التوزيع الالكتروني لكل من $_1H$, $_6C$

$$_1H : 1S^1 \quad , _{17}Cl : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5 \quad , _{32}Ge : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10} 4P^2$$

عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

H=1 , Ge= 4 , Cl = 7

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_{Ge} \times n_{(Ge\ atom)} + (v.e^-)_H \times n_{(H\ atom)} + (v.e^-)_{Cl} \times n_{(Cl\ atom)}$$

إلكترونات التكافؤ الكلية =

عدد إلكترونات تكافؤ Ge × عدد ذرات Ge + عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذرات H + عدد إلكترونات تكافؤ Cl × عدد ذرات Cl

$$Total\ (v.e^-) = 4\times1 + 1\times1 + 7\times3 = 26\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ (v.e⁻.p) بقسمة الكترونات التكافؤ v.e⁻ على 2

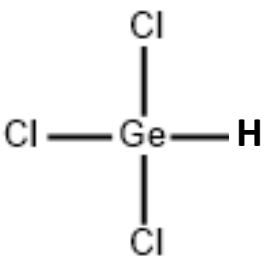
$$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2 \quad \Rightarrow \quad 26\ /2 = 13\ pairs$$

4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي Ge بالمقارنة بين سالبية الجرمانيوم والهيدروجين

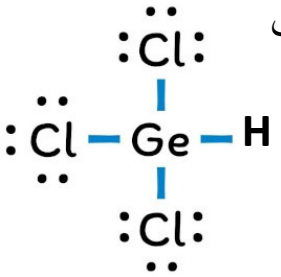
5- نوزع ذرات الهيدروجين و الكلور حولها و نرسم روابط أحادية

6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p = 13-4=9\ pairs$$



7- نوزع الالكترونات المتبقية غير الرابطة حول ذرات الكلور أولا بحيث تحقق قاعدة الثمانية نلاحظ أننا وزعنا 9 أزواج حول ذرات الكلور و نلاحظ أن ذرة الجيرمانيوم تحاط بأربعة أزواج من الالكترونات الرابطة ولا يوجد حولها أزواج غير رابطة فيكون توزيع لويس كالتالي :



الذرة المركزية	B.e⁻.p	Non B.e⁻.p	شحنة الجزئ
Ge	4	0	صفر

مثال (4) :

أحدد عدد أزواج الالكترونات الرابطة و غير الرابطة حول الذرة المركزية في أيون CO_3^{2-}

1- نحدد عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ
C	4A	4
O	6A	6

في المجموعة الأيونية نضيف الشحنة إلى مجموع إلكترونات التكافؤ إذا كانت سالبة و نطرحها إذا كانت موجبة

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_C \times n(_{C\ atom}) + (v.e^-)_O \times n(_{O\ atom}) \ \underline{\mathbf{+2}}$$

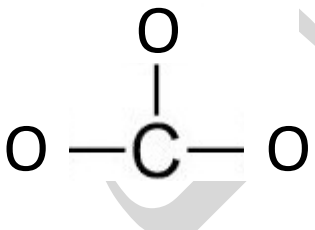
$$Total\ (v.e^-) = 4\times1 + 6\times3 \ \underline{\mathbf{+\ 2}} = 24\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ (v.e⁻.p) بقسمة الكترونات التكافؤ v.e⁻ على 2

$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2$ ⟹ 24 /2 = 12 pairs

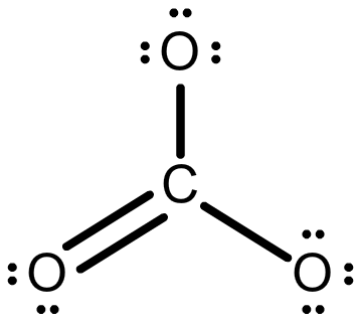
4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي C

5- نوزع ذرات الأكسجين حول ذرة الكربون ونرسم حولها روابط أحادية

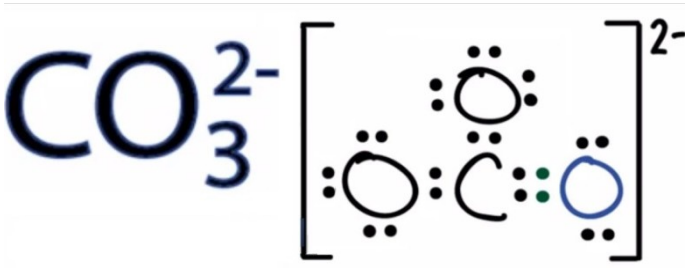


6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p = 12\text{-}3 = 9\ pairs$$



7- نوزع الالكترونات المتبقية غير الرابطة حول ذرات الأكسجين أولا بحيث تحقق قاعدة الثمانية نلاحظ أننا وزعنا 9 أزواج



نلاحظ أن ذرة الكربون لم تحقق قاعدة الثمانية و لتحقيق ذلك يجب تكوين رابطة ثنائية بين الكربون و إحدى ذرات الأكسجين

8- نحسب الشحنات الجزئية :

عدد إلكترونات التكافؤ – عدد الالكترونات المحيطة بها فقط

C = 4-4= 0 ,	O=6-6=0
O=6-7=-1 ,	O=6-7=-1

نلاحظ أن مجموع الشحنات = 2- و هو يساوي شحنة الأيون و نجد أن ذرة الكربون تحاط بأربعة أزواج من الالكترونات الرابطة و لا تمتلك أزواج غير رابطة .

مثال (5) :

أحدد عدد أزواج الالكترونات الرابطة و غير الرابطة حول الذرة المركزية في أيون NH_4^+

1- نحدد عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ
N	5A	5
H	1A	1

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي

-1 $Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_N \times n_{(N\ atom)} + (v.e^-)_H \times n_{(H\ atom)}$

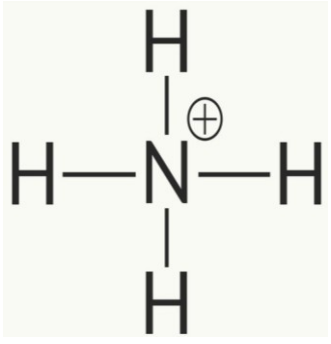
$Total\ (v.e^-) = 5\times1 + 1\times4$ **- 1** $= 8\ e^-$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ $(v.e^-.p)$ بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2$ ⟹ $8\ /2 = 4$ pairs

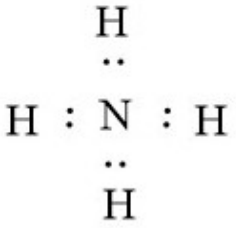
4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي N

5- نوزع ذرات الهيدروجين حول ذرة النيتروجين ونرسم حولها روابط أحادية



6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

Non B.e$^-$.p = v.e$^-$.p - B.e$^-$.p = 4-4=0 pairs

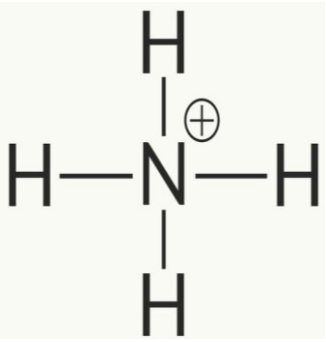


7- نلاحظ أن ذرة النيتروجين تحاط بأربعة أزواج من الالكترونات رابطة ولا يوجد حولها أزواج غير رابطة لأنها حققت قاعدة الثمانية فيصبح توزيع لويس لها كالتالي :

8- نحسب الشحنات الجزئية :

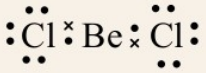
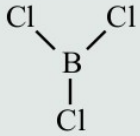
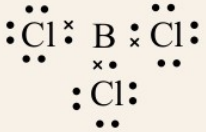
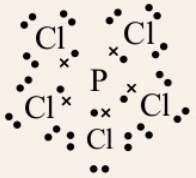
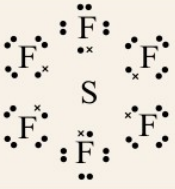
عدد إلكترونات التكافؤ – عدد الالكترونات المحيطة بها فقط

N = 5-4= +1	,	H=1-1=0
H=1-1=0	,	H=1-1=0



نلاحظ أن مجموع الشحنات = 1+ و هو يساوي شحنة الأيون و نجد أن ذرة النيتروجين تحاط بأربعة أزواج من الالكترونات الرابطة و لا تمتلك أزواج غير رابطة

يبين الجدول بعض المركبات التي لا تحقق قاعدة الثمانية

الصيغة الجزيئيّة	الشكل البنائيّ للجزيء	تركيب لويس	عدد أزواج الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة
$BeCl_2$	Cl— Be —Cl		2
BCl_3			3
PCl_5			5
SF_6			6

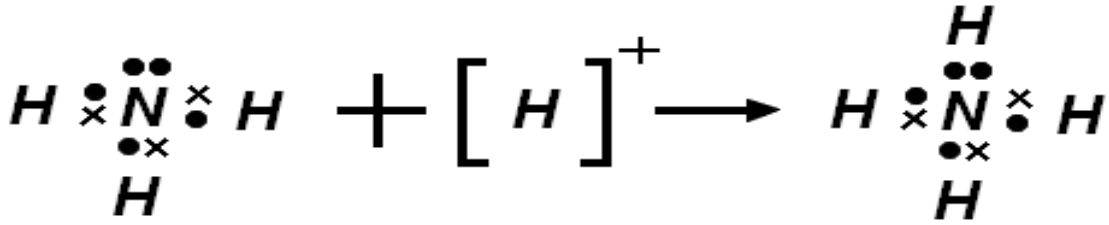
هناك نوع خاص من الروابط التساهمية تشارك فيه إحدى الذرات بزوج من الإلكترونات بينما تشارك الذرة الأخرى بفلك فارغ تسمى هذه الرابطة ب

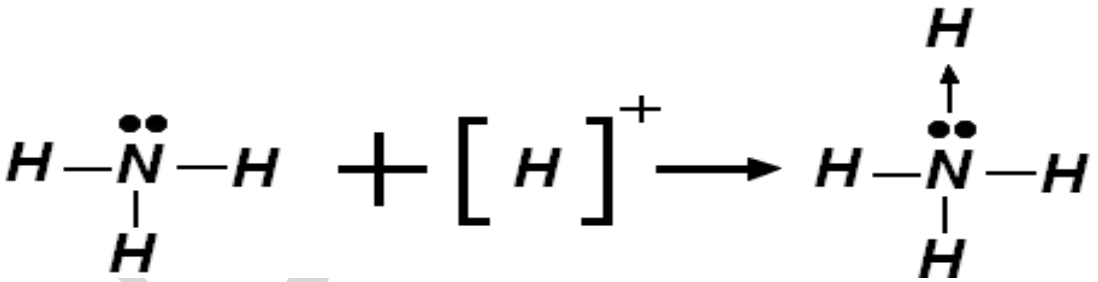
الرابطة التناسقية

الرابطة التناسقية :- إحدى أنواع الروابط التساهمية ، تنشأ نتيجة مشاركة إحدى الذرتين بزوج من الإلكترونات في حين تشارك الذرة الأخرى بفلك فارغ .

مثال (1) :- تكوين أيون الهيدرونيوم NH_4^+

$$NH_{3(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$



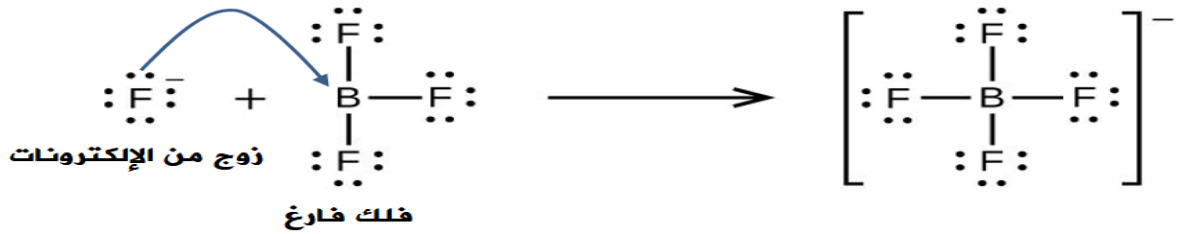


يشار إلى الرابطة التناسقية بسهم صغير ⟵ من الذرة المركزية إلى الذرة ذات الفلك الفارغ

مثال (2) :- تكوين أيون BF_4^-

$$BF_3 + HF \longrightarrow BF_4^- + H^+$$

ذرة البورون تمتلك فلك فارغ تتشارك به مع زوج الالكترونات غير الرابطة في أيون الفلورايد F^- وتنشأ رابطة تناسقية في الأيون BF_4^-



أتحقق ص 17 :-

أولا:- OF_2

1- نحدد عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ
O	6A	6
F	7A	7

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_O \times n_{(O\ atom)} + (v.e^-)_F \times n_{(F\ atom)}$$

$$Total\ (v.e^-) = 6\times1 + 7\times2 = 20\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ $(v.e^-.p)$ بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2$ ⟹ $20 /2 = 10$ pairs

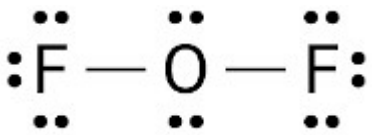
4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي O

5- نوزع ذرات الفلور حول ذرة الأكسجين ونرسم حولها روابط أحادية F — O — F

6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p = 10-2=8\ pairs$$

7- نوزع الالكترونات المتبقية غير الرابطة حول ذرات الفلور أولا بحيث تحقق قاعدة الثمانية نلاحظ أننا وزعنا 6 أزواج بذلك يتبقى زوجان يوضعان حول الذرة المركزية الأكسجين فيكون تركيب لويس للجزئ كالتالي :



نلاحظ أن :

الذرة المركزية	$B.e^-.p$	$Non\ B.e^-.p$	شحنة الجزئ
O	2	2	صفر

ثانيا :- BeH_2

- نحدد عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ
Be	2A	2
H	1A	1

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_{Be} \times n_{(Be\ atom)} + (v.e^-)_{H} \times n_{(H\ atom)}$$

$$Total\ (v.e^-) = 2\times1 + 1\times2 = 4\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ $(v.e^-.p)$ بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2 \Longrightarrow 4/2 = 2\ pairs$$

4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي Be و هي من الذرات التي تشذ عن قاعدة الثمانية بحيث تستقر بأقل من ثمانية الكترونات .

5- نوزع ذرات الهيدروجين حول ذرة البريليوم ونرسم حولها روابط أحادية

6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p = 2-2=0\ pairs$$

7- لا يوجد أزواج غير رابطة و تستقر ذرة البريليوم بأربعة الكترونات فقط أي أقل من 8 إلكترونات :

نلاحظ أن :

الذرة المركزية	$B.e^-.p$	$Non\ B.e^-.p$	شحنة الجزئ
Be	2	0	صفر

VSEPR Theory

تنـــــافر أزواج إلكترونات مستوى التكافـــؤ

Valence
Shell
Electron
Pair
Repulsion

تترتب أزواج الالكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية بحيث تتخذ شكلا فراغيا يكون التنافر بين أزواج الالكترونات أقل ما يمكن مما يجعل الجزئ أكثر ثباتا واستقرار

تتوزع الذرات في الجزيئات المختلفة في ثلاثة أبعاد فراغية ، فلكل جزئ شكل فراغي يعتمد على مجموعة الأشياء المكونة له ، إذ تتوزع الذرات بالنسبة لبعضها بعضا في الجزئ بحيث تصل من خلال ذلك إلى حالة أكثر من الاستقرار و الثبات وحالة الطاقة الأدنى ويكون التنافر أقل ما يمكن والتجاذب بين الذرات أكبر ما يمكن .

الشكل الفراغـــي :- هو توزيع الذرات المكونة للجزئ الواحد في الأبعاد الثلاثة .

على أي أســاس يعتمد الشكل الفراغـي :- 1- مجموع أو عدد الذرات المكونة للجزئ .

2- التوزيع الالكتروني للذرة المركزية (عدد الكترونات التكافؤ)

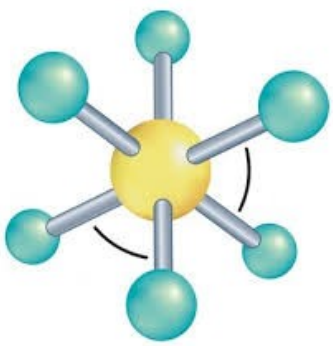
3- مقدار التنافر بين أزواج الكترونات الرابطة .

4- مقدار طاقة الرابطة .

5- طبيعة الذرة المركزية .

6- عدد أزواج الالكترونات في الغلاف الخارجي للذرة .

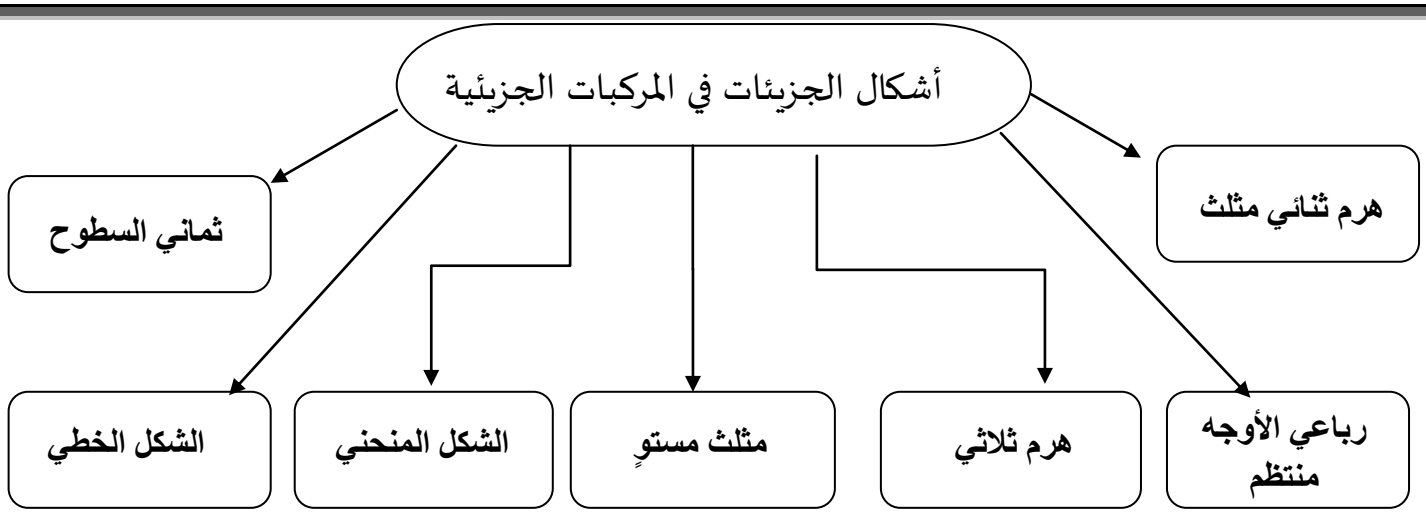
يكون التنافر أقل ما يمكن عندما تكون الزاوية بين أزواج الالكترونات أكبر ما يمكن فيصبح الجزئ أكثر استقرارا ويمتلك أقل طاقة

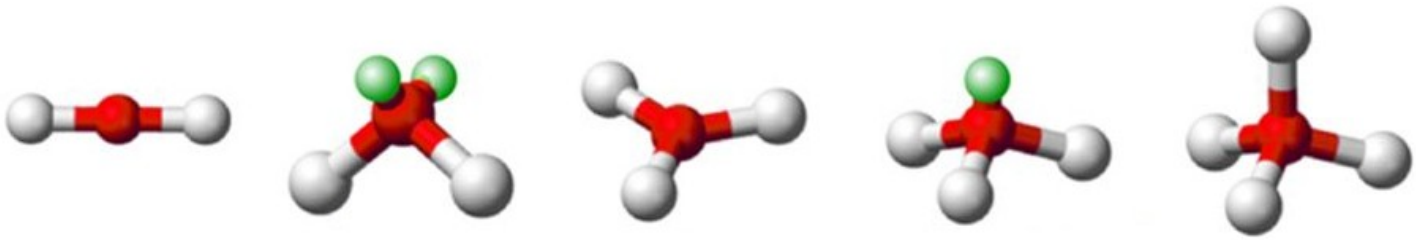


علاقة مقدار الزاوية بين أزواج الالكترونات والتنافر
علاقة عكسية

أتـــحقق ص 18 :- كلما زاد عدد أزواج الالكترونات حول الذرة المركزية يقل مقدار الزاوية بين الروابط في الجزئ

غادة عبيدات





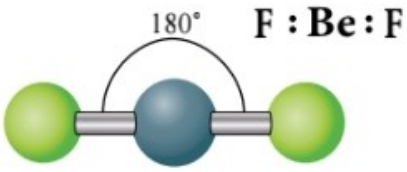
أهمية النظريــة : 1- التنبؤ بأشكال الجزيئات الفراغية

2- تحديد الكثير من خصائص الجزيئات الفيزيائية والكيميائية

نص النظرية : " تفترض النظرية أن أزواج إلكترونات التكافؤ تترتب حول كل ذرة بحيث تكون أبعد ما يمكن ليكون التنافر فيما بينهما أقل ما يمكن "

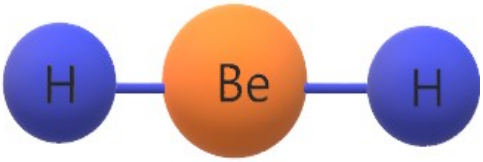
اسم الشكل	الزاوية بين الروابط	ترتيب أزواج الإلكترونات	عدد أزواج الإلكترونات الرابطة	عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة
خطي	180°	X	زوجان	لا يوجد
مثلث مستوٍ	120°	X	ثلاثة أزواج	لا يوجد
رباعيّ الأوجه منتظم	109.5°	X	أربعة أزواج	لا يوجد
هرم ثنائي مثلث	90° 120°	X	خمسة أزواج	لا يوجد
ثماني السطوح	90°	X	ستة أزواج	لا يوجد
منحنٍ	104,5°	X	زوجان	زوجان
هرم ثلاثي	107°	X	ثلاثة أزواج	زوج واحد

الشكل الخطـــي :-



1- الصيغة العامة له AX_2

حيث : A الذرة المركزية و X عدد الذرات المرتبطة بالذرة المركزية و E عدد أزواج الالكترونات غير الرابطة .



2- الذرة المركزية لا تحتوي أزواج من الالكترونات غير الرابطة

3- يكون التنافر بين أزواج الالكترونات أقل ما يمكن

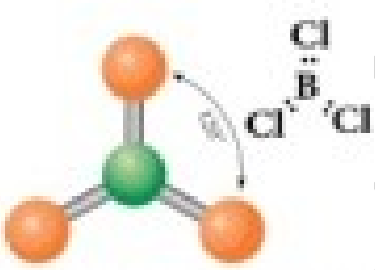
4- قيمة الزاوية (180°)

عند وجود زوجين من الالكترونات الرابطة فسوف يترتبان على جانبي الذرة المركزية ليكون التنافر بينهما أقل ما يمكن

عدد أزواج الالكترونات الرابطة : 2 عدد أزواج الالكترونات غيرالرابطة : (صفر) × لا يوجد

أمثلة لجزيئات بأشكال خطية : $BeCl_2$ / BeH_2 / BeF_2 / CO_2/ HCN

المثلث المستوٍ (مثلث متساوي الأضلاع) :-

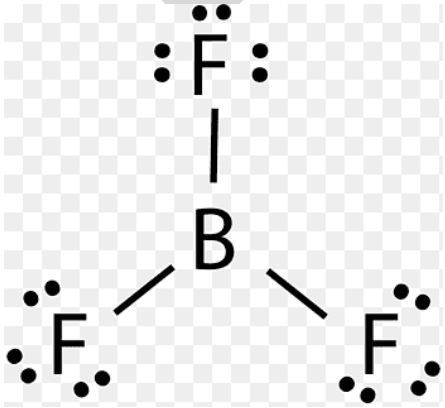


1 - الصيغة العامة له AX_3

2- الذرة المركزية لا تحتوي أزواج من الالكترونات غير الرابطة

3- يكون التنافر بين أزواج الالكترونات أقل ما يمكن

4- قيمة الزاوية (120°)



(عدد الأزواج الرابطة : 3 عدد الأزواج غير الرابطة : (0) × لا يوجد)

أكبر زاوية ممكنة بين الرابطة والرابطة حتى يكون أقل تنافر و أكثر تجاذب و استقرارا .

أمثلة لجزيئات بأشكال مثلث مستو : **BCl_3 / BH_3 / BF_3**

رباعي الأوجه منتظم :

1- الصيغة العامة له AX_4

2- الذرة المركزية لا تحتوي أزواج من الالكترونات غير الرابطة

3- يكون التنافر بين أزواج الالكترونات أقل ما يمكن

4- قيمة الزاوية ($109.5\ ^{\circ}$)

عدد الأزواج الرابطة : 4 عدد الأزواج غير الرابطة : × لا يوجد

أمثلة لجزيئات بأشكال رباعية الأوجه منتظم : CF_2Cl_2 / CH_4 / CCl_4
$SiCl_4$ / CF_4 / SiF_4

الشكل المنحني

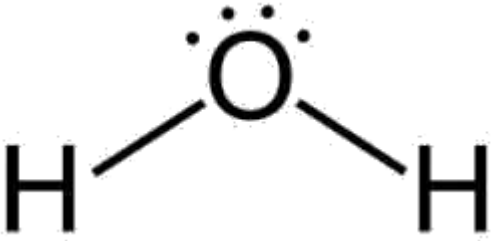
1- الصيغة العامة له AX_2E_2

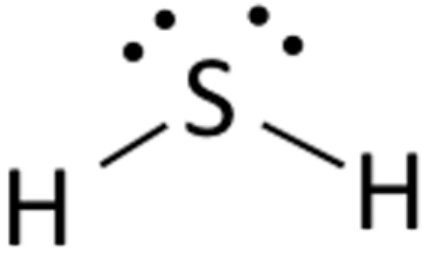
2- الذرة المركزية تحتوي زوجين من الالكترونات غير الرابطة

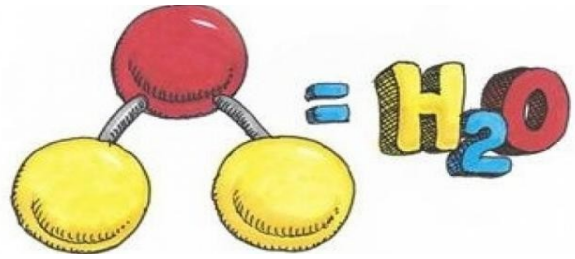
3- قيمة الزاوية ($104.5\ ^{\circ}$) وهو حالة مشتقة عن الشكل الرباعي

عدد الأزواج الرابطة : 2 عدد الأزواج غير الرابطة : 2

أمثلة : SO_2 / OF_2 / H_2S / H_2O



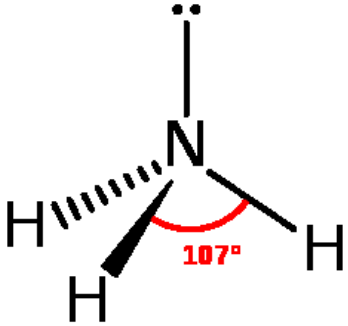


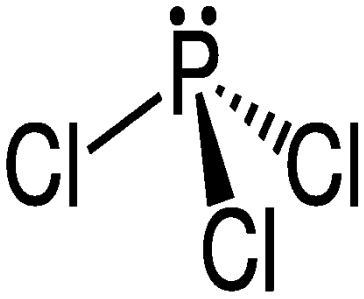


الشكل الهرم الثلاثي :

1- الصيغة العامة له AX_3E

2- الذرة المركزية تحتوي زوج من الالكترونات غير الرابطة

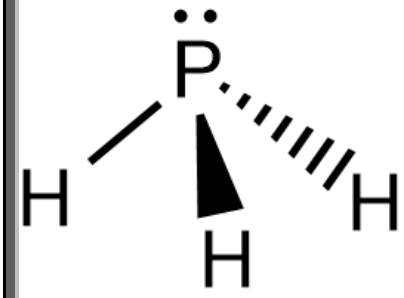




3- قيمة الزاوية (107°)

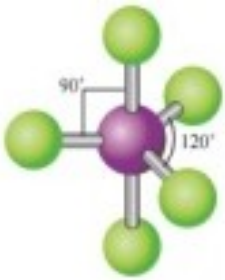
عدد الأزواج الرابطة : 3 عدد الأزواج غير الرابطة : 1

يمثل هذا الشكل حالة مشتقة من الرباعي المنتظم لكن صغرت الزوايا بسبب حدوث تنافر بين زوج غير رابط وزوج رابط و يرسم الشكل حسب الأزواج الرابطة فقط .



أمثلة : NF_3 / NH_3 NCl_3 / PF_3 PCl_3

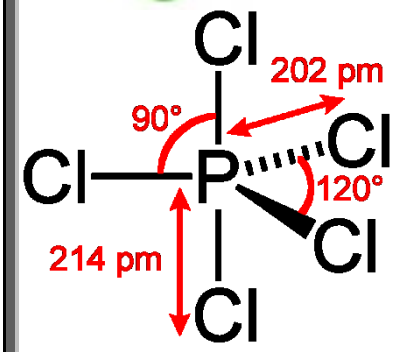
الشكل الهرم ثنائي مثلث :



1- الصيغة العامة له AX_5

2- الذرة المركزية لا تحتوي أزواج من الالكترونات غير الرابطة

3- قيمة الزاوية (120° , 90°)



أمثلة : PCl5 / IF5 / PF_5 /

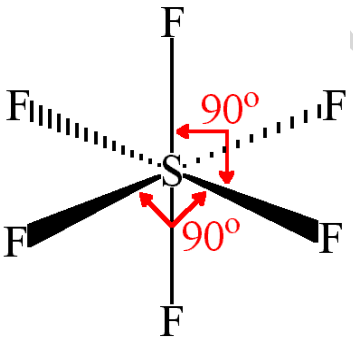
الشكل ثماني السطوح :

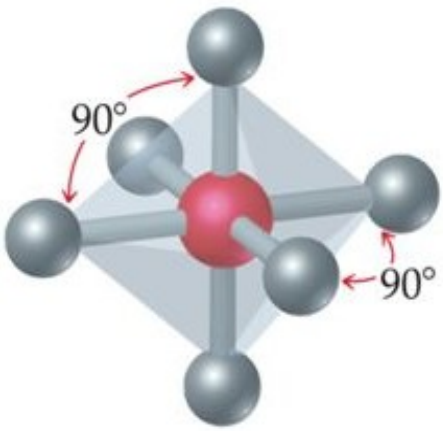
1- الصيغة العامة له AX_6

2- الذرة المركزية لا تحتوي أزواج من الالكترونات غير الرابطة

3- قيمة الزاوية (90°)

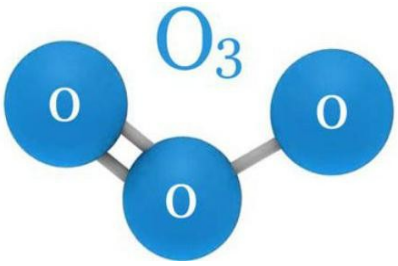
أمثلة : SF_6





تحليل رامان الطيفي : يستخدم هذا التحليل في معرفة تركيب المادة وخصائصها

أفكـــــر ص 21 :-



أحدد عدد أزواج الالكترونات الرابطة و غير الرابطة حول الذرة المركزية في جزئ الأوزون

1- نكتب التوزيع الالكتروني $_8O$

$$_8O : 1S^2\ 2S^2 2p^4$$

عدد الكترونات التكافؤ : $V.e^-\ O = 6$

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_O \times n_{(O\ atom)}$$

إلكترونات التكافؤ الكلية = عدد إلكترونات تكافؤ O × عدد ذرات O

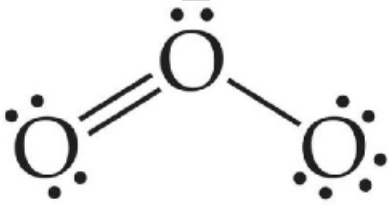
$$Total\ (v.e^-) = 6 \times 3 = 18\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ $(v.e^-.p)$ بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2$ ⟹ $18 / 2 = 9$ pairs

4- الذرة المركزية في الجزئ هي O

5- نوزع ذرات الأكسجين حولها و نرسم روابط أحادية



6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p = 9-2=7\ pairs$$

7- نوزع الأزواج غير الرابطة على ذرات الأكسجين الطرفية حتى تحقق قاعدة الثمانية نلاحظ أن الذرة المركزية لم تستقر بثمانية الكترونات لذا نقوم بتحويل إحدى أزواج الالكترونات إلى رابطة ثنائية و يتبقى زوج أخير يوضع فوق الذرة المركزية فيكون الشكل الفراغي ل O_3 منحني

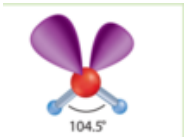
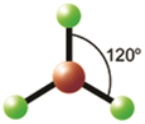
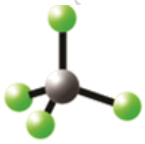
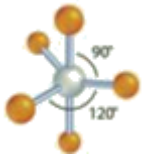
أتحقق ص 22 :-

	BeH_2	BF_3	SiH_4
الشكل الفراغي	خطي	مثلث مستو	رباعي الأوجه منتظم
الزاوية	180°	120°	109.5°

يمكن تلخيص جميع أشكـــــــال الجزيئات في الجدول التالي :

A: ذرة مركزية X: ذرة طرفية

E : أزواج الكترونات غير رابطة

مثال	اسم الشكل	الزاوية	non- B.e$^-$.p	B.e$^-$.p	n (atom)
	خطي مثال : BeH_2	180°	لا يوجد	2	AX_2
	منحني مثال : H_2O	104.5°	2	2	AX_2E_2
	مثلث مستو مثال : BF_3	120°	لا يوجد	3	AX_3
	هرم ثلاثي مثال : NH_3	107	1	3	AX_3E
	رباعي الاوجه منتظم مثال : CH_4	109.5	لا يوجد	4	AX_4
	هرم ثنائي مثلث مثال : $NbBr_5$	90° 120°	لا يوجد	5	AX_5
	ثماني السطوح مثال : SF_6	90°	لا يوجد	6	AX_6

مـــراجعة الـــدرس

1- تختلف أشكال الجزيئات بسبب اختلاف عدد أزواج الإلكترونات الرابطة و غير الرابطة المحيطة بالذرة المركزية من جزئ لاخر ومن مركب لمركب آخر .

2- مستوى التكافؤ : مستوى الطاقة الخارجي للذرة يحتوي الالكترونات التي تحدد نوع الرابطة التي تكونها الذرة

الرابطة التناسقية :- إحدى أنواع الروابط التساهمية ، وهي قوة تجاذب ناشئة عن مشاركة إحدى الذرتين بزوج من الإلكترونات مع فلك فارغ من الذرة الأخرى .

أزواج الإلكترونات غير الرابطة : :- أزواج من الإلكترونات تظهر في مستوى التكافؤ تحيط بالذرة المركزية لا تشارك في تكوين الروابط

نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ :

" تفترض النظرية أن أزواج إلكترونات التكافؤ تترتب حول كل ذرة بحيث تكون أبعد ما يمكن ليكون التنافر فيما بينهما أقل ما يمكن " وبهذا يمكن توقع الشكل الفراغي للجزئ و الزاوية بين الروابط .

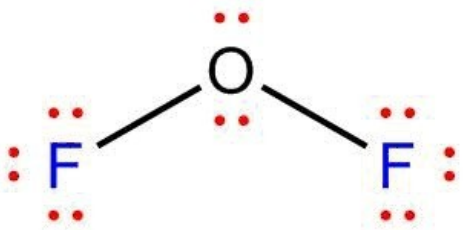
3- نرسم تركيب لويس لنستطيع تحديد الشكل الفراغي لكل جزئ كالتالي علما بأن مجموعات العناصر بالرجوع إلى الجدول الدوري كالتالي :

O =6 , F =7 , C=4 , Cl = 7 , H=1

أ- ثنائي فلوريد الأكسجين OF_2

من سؤال أتحقق نجد أن :

يكون تركيب لويس للجزئ كالتالي :



نلاحظ أن :

الذرة المركزية	B.e⁻.p	Non B.e⁻.p
O	2	2

فيكون شكل الجزئ منحني و مقدار الزاوية 104.5°

ب- رباعي كلورو ميثان CCl_4

1- نكتب التوزيع الالكتروني لكل من $_6C$, $_{17}Cl$

$$_{17}Cl : 1S^1 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5 \quad , \quad _6C : 1S^2\ 2S^2 2P^2$$

عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

$Cl=7$, $C=4$

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_C \times n_{(C\ atom)} + (v.e^-)_{Cl} \times n_{(Cl\ atom)}$$

إلكترونات التكافؤ الكلية =

عدد إلكترونات تكافؤ C × عدد ذرات C + عدد إلكترونات تكافؤ Cl × عدد ذرات Cl

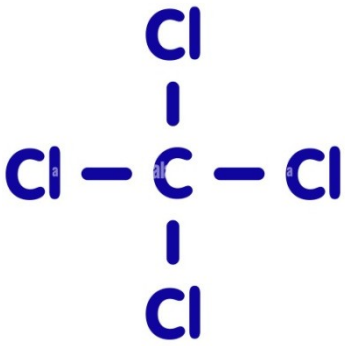
$$Total\ (v.e^-) = 4\times1 + 7\times4 = 32\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ ($v.e^-.p$) بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2$ ⟹ $32 /2 = 16$ pairs

4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي C

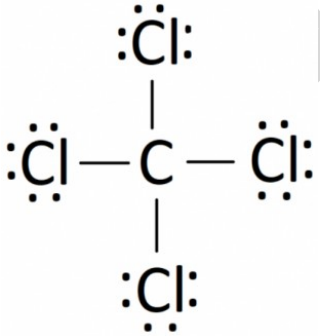
5- نوزع ذرات الكلور حولها و نرسم روابط أحادية



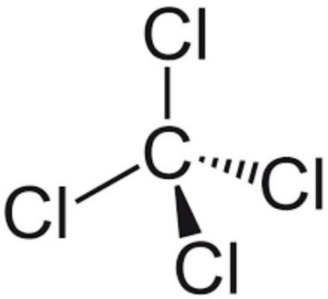
6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p = 16-4=12\ pairs$$

7- نوزع أزواج الالكترونات المتبقية حول ذرات الكلور أولا نلاحظ أن ذرة الكربون تحاط بأربعة أزواج من الالكترونات رابطة ولا يوجد حولها أزواج غير رابطة فيصبح توزيع لويس للجزئ كالتالي :



من جدول أشكال الجزيئات نلاحظ أن الشكل الذي يتكون من أربعة أزواج رابطة ولا يحتوي أزواج غير رابطة يسمى ب رباعي الأوجه منتظم ومقدار الزاوية 109.5°



الذرة المركزية	$B.e^-.p$	$Non\ B.e^-.p$
C	4	0

ج- أيون الهيدرونيوم H_3O^+

1- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي

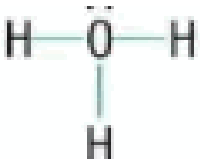
$$\text{Total } (v.e^-) = (v.e^-)_H \times n(_{H\ atom}) + (v.e^-)_O \times n(_{O\ atom}) \text{ -1}$$

$$\text{Total } (v.e^-) = 1\times3 + 6\times1 - 1 = 8\ e^-$$

2- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ $(v.e^-.p)$ بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$$v.e^-.p = \text{Total } (v.e^-) / 2$$ ⟹ 8 /2 = 4 pairs

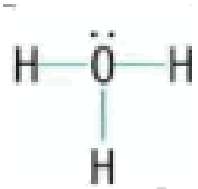
3- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي O



4- نوزع ذرات الهيدروجين حول ذرة الأكسجين ونرسم حولها روابط أحادية

5- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$$\text{Non B.e}^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p = 4-3=1 \text{ pairs}$$



6- نلاحظ أن ذرة الأكسجين تحاط بثلاثة أزواج من الالكترونات رابطة و يتبقى زوج غير رابطة واحد فتكون حققت قاعدة الثمانية فيصبح توزيع لويس لها كالتالي :

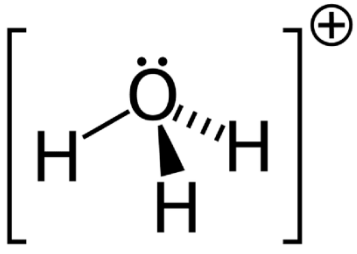
7- نحسب الشحنات الجزئية :

عدد إلكترونات التكافؤ – عدد الالكترونات المحيطة بها فقط

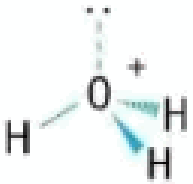
O = 6-5= +1 ,	H=1-1=0
H=1-1=0 ,	H=1-1=0

نلاحظ أن مجموع الشحنات = 1+ و هو يساوي شحنة الأيون

من جدول أشكال الجزيئات نلاحظ أن الشكل يحتوي



ثلاثة أزواج رابطة وزوج واحد غير رابط إذن يكون الشكل الفراغي للأيون الهيدرونيوم



هرم ثلاثي والزاوية 107°

4- أ- تحاط ذرة الكربون في جزئ الميثان CH_4 بأربعة أزواج من الالكترونات الرابطة فيما بينها و يكون مقدار الزاوية بين الروابط 109.5° ، أما في جزئ الأمونيا NH_3 فإنه يوجد زوج من الإلكترونات غير الرابطة يتنافر مع أزواج الإلكترونات الرابطة بقوة أكبر من تنافرها فيما بينها و بذلك يقل مقدار الزاوية بين الروابط عن 109.5

بينما في جزئ الماء H_2O هناك زوجين غير رابطين من الإلكترونات يكون التنافر بينها وبين الأزواج الرابطة أكبر مما هو في حالة جزئ الأمونيا NH_3 لذا يقل مقدار الزاوية أكثر (104.5) مما هو في الأمونيا (107) .

ب- جزئ CO_2 شكله خطي بسبب عدم وجود أزواج إلكترونات غير رابطة فتتوزع أزواج الالكترونات على طرفي ذرة الكربون و يكون مقدار الزاوية 180° بينما و الشكل خطي أما في جزئ الماء H_2O يوجد زوجين من الإلكترونات غير الرابطة يكون مقدار التنافر بينها و بين أزواج الالكترونات الرابطة كبير فيضغط عليهما و تقل الزاوية بينهما لتصبح 104.5° و يكون الشكل الفراغي لجزئ الماء منحني

5- $_5X$: $\mathbf{1S^2\ 2S^2 2P^1}$, $_7Y$: $\mathbf{1S^2\ 2S^2 2P^3}$, $_1\mathbf{H}$: $\mathbf{1S^1}$

المركب YH_3

1- عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

Y=5 , H= 1

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_Y \times n(_{Y\ atom}) + (v.e^-)_H \times n(_{H\ atom})$$

إلكترونات التكافؤ الكلية =

عدد إلكترونات تكافؤ Y × عدد ذرات Y + عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذرات H

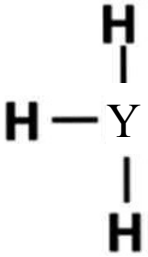
$$Total\ (v.e^-) = 5\times1 + 1\times3 = 8\ e^-$$

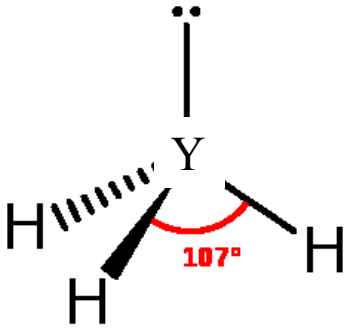
3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ $(v.e^-.p)$ بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2 \longrightarrow 8/2 = 4\ pairs$$

4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي Y

5- نوزع ذرات الهيدروجين حولها و نرسم روابط أحادية و يتبقى زوج واحد





غير رابط يوضع فوق الذرة المركزية Y

6- من جدول أشكال الجزيئات فإن الشكل الذي يحتوي على ثلاثة أزواج رابطة وزوج واحد غير رابط يسمى ب هرم ثلاثي و قيمة الزاوية 107°

المركب XH_3

1- عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

$X=3$, $H=1$

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_X \times n_{(X\ atom)} + (v.e^-)_H \times n_{(H\ atom)}$$

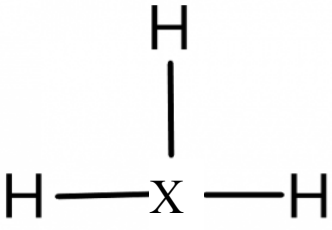
إلكترونات التكافؤ الكلية =

عدد إلكترونات تكافؤ X × عدد ذرات X + عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذرات H

$$Total\ (v.e^-) = 3\times1 + 1\times3 = 6\ e^-$$

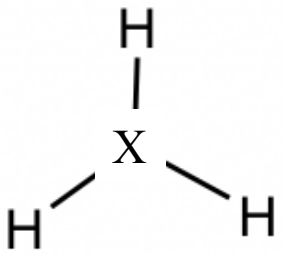
3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ ($v.e^-.p$) بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2$ ⟹ $6/2 = 3$ pairs



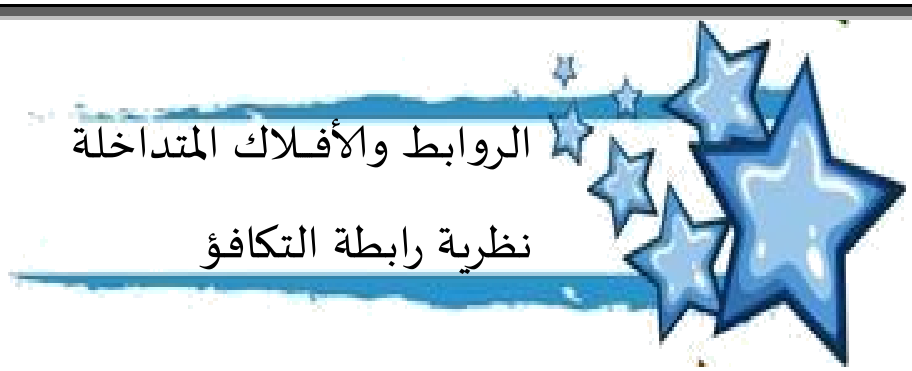
4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي X

5- نوزع ذرات الهيدروجين حولها و نرسم روابط أحادية و يتبقى زوج واحد غير رابط يوضع فوق الذرة المركزية X



6- من جدول أشكال الجزيئات فإن الشكل الذي يحتوي على ثلاثة أزواج رابطة و لا يوجد أزواج غير رابطة يسمى بمثلث مستو و قيمة الزاوية 120°

6- شكل جزئ الماء منحني لان في جزئ الماء H_2O هناك زوجين غير رابطين من الإلكترونات يكون التنافر كبير بينها وبين الأزواج الرابطة ما يؤدي إلى نقصان مقدار الزاوية عن 109.5 لتصبح 104.5



الروابط والأفـلاك المتداخلة

نظرية رابطة التكافؤ

لم توضح نظرية فيسبر كيف تتوزع الإلكترونات في الأفلاك وفق النظرية الميكانيكية الموجية مما دعا العلماء للبحث والسعي عن نظريات تفسر كيفية تكوين الروابط وتوزيع الإلكترونات في الأفلاك عند تشكيل الروابط في الجزيئات

أهم النظريات :1- نظرية رابطة التكافؤ 2- نظرية الأفلاك الجزيئية

تداخل أفلاك مستوى التكافؤ

وضحت هذه النظرية الكيفية التي يتم بها تكوين الرابطة بين ذرتين حيث يتداخل فلك تكافؤ أحدها مع فلك تكافؤ الأخرى في المنطقة الفراغية المحيطة بكل منهما

الكثافة الالكترونية : هي منطقة بين الذرتين المكونتين للرابطة التساهمية يتركز فيها وجود أزواج الكترونات الرابطة .

نقاط مهمة عن نظرية رابطة التكافؤ :-

1- تتكون الرابطة التساهمية بين ذرتين من تداخل فلك تكافؤ من إحدى الذرتين مع فلك تكافؤ الذرة الأخرى .

2- يحدث التداخل بين فلكين نصف ممتلئين بالالكترونات وتكون الحركة المغزلية للإلكترونين في الفلكين المتداخلين متعاكسة قد يحدث تداخل بين فلك مملوء و فلك فارغ أحيانا

3- تعتمد قوة الرابطة على مدى التداخل بين الفلكين (علاقة طردية تداخل أقوى قوة رابطة أعلى والعكس صحيح) .

4- ينتج من التداخل الرأسي بين الفلكين رابطة تسمى سيغما (σ) ، وينتج من التداخل الأفقي رابطة تسمى باي (π) .

رابطة سيغما (σ) :- رابطة تساهمية تنتج من تداخل أفلاك (P) رأسيا (P-P)، أو تداخل أفلاك (S) رأسيا (S-S)، أو تداخل أفلاك (P) مع أفلاك (S) (S-P).

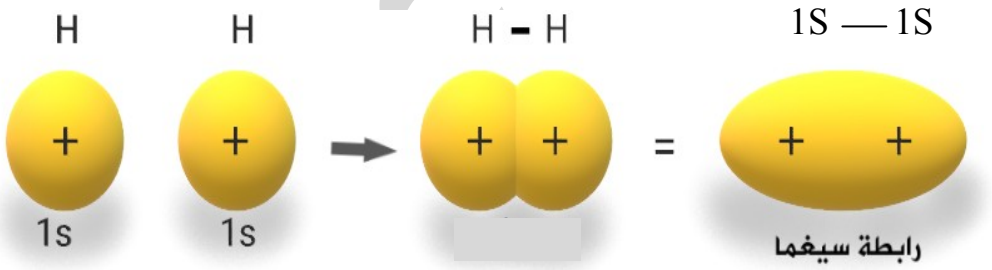
رابطة باي (π) :- رابطة تساهمية تنتج من تداخل أفلاك (P) جانبيا أي تنشأ من تداخل جانبي بين فلكي (P) (P-P) حيث تشكل منطقة تداخل الفلكين أكبر احتمال لوجود زوج الالكترونات فيها

5- تكون الكثافة الالكترونية في رابطة سيغما على امتداد المحور الواصل بين نواتي الذرتين ، بينما تكون الكثافة الالكترونية في رابطة باي على جانبي المحور الواصل بين الذرتين .

الرابطة في جزئ H_2 ، $H : 1S^1$:-

تداخل فلكي S لذرتي الهيدروجين في جزئ H_2

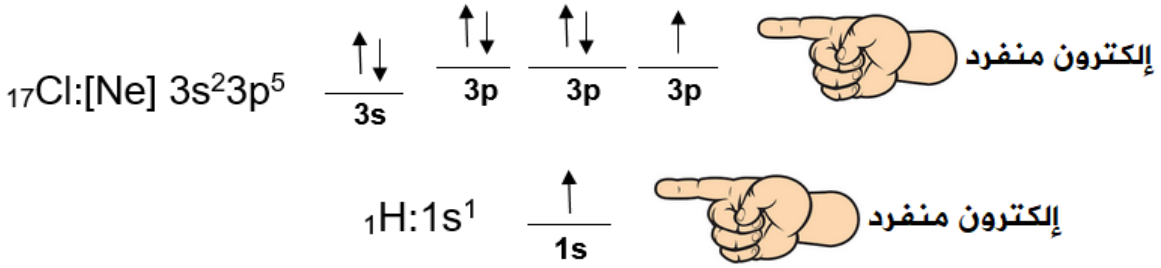
من الشكل الكترونات الرابطة تتركز بين نواتي الذرتين حيث تزداد الكثافة الالكترونية في منطقة التداخل على امتداد المحور الواصل بين النواتين .



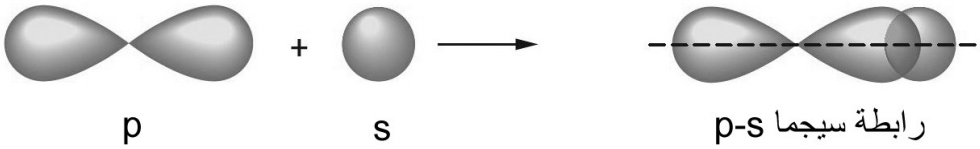
تحتوي ذرة الهيدروجين على إلكترون منفرد و عند اقتراب فلكين نصف ممتلئين من نوع 1S من ذرتين هيدروجين تتشكل رابطة تساهمية أحادية

الرابطة في جزئ HCl ، $H : 1S^1$ ، $Cl : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$:-

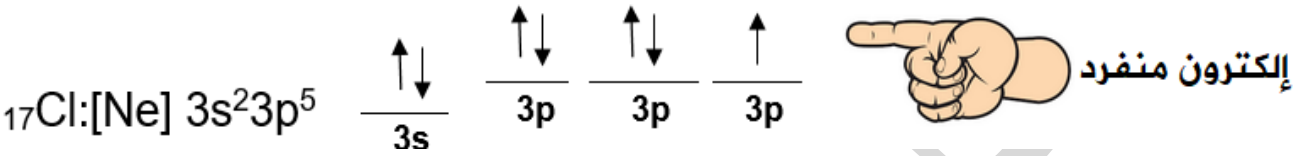
يتداخل الفلك 3P في مستوى التكافؤ 1S عند الكلور مع الفلك في مستوى التكافؤ لذرة الهيدروجين على طول المحور الواصل بين نواتي الذرتين .

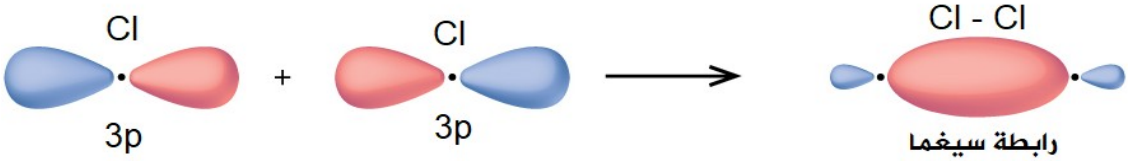


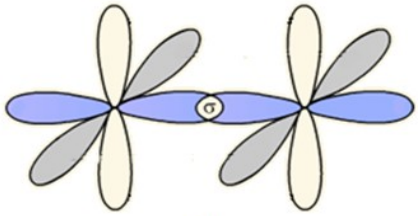
ينجذب الإلكترونان في منطقة التداخل نحو نواتي الذرتين في الوقت نفسه فتنجذب الذرتان نحو منطقة التداخل وتتكون الرابطة التساهمية



الرابطة في جزئ Cl_2 : يتداخل أحد أفلاك P من ذرة مع أحد أفلاك P من ذرة أخرى

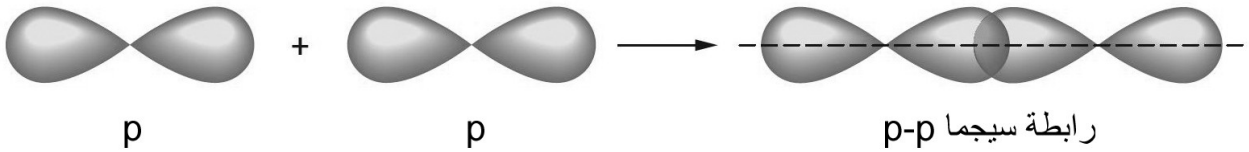






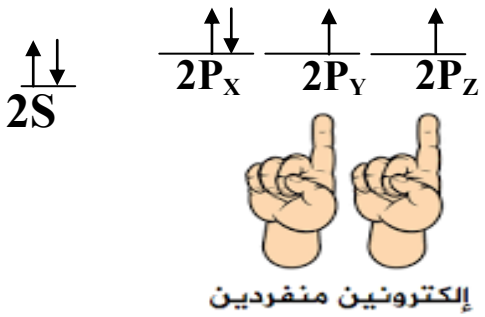
Cl_2

تحتوي كل ذرة كلور على إلكترون منفرد وعند تداخل فلكيين ذريين نصف ممتلئين من النوع 3P من ذرتي الكلور تتشكل رابطة تساهمية أحادية من نوع سيغما (σ) وفي الشكل تداخل فلكا P المتقابلان تداخلا رأسيا وتزداد الكثافة الالكترونية في منطقة التداخل على امتداد المحور الواصل بين نواتي الذرتين

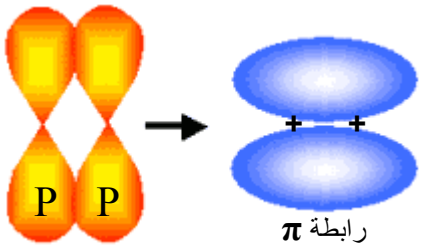


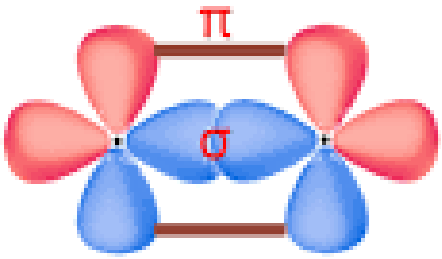
تداخل أفلاك P لذرتي الأكسجين في جزئ O_2 :

$_8O$:[He] $2S^2 2P^4$

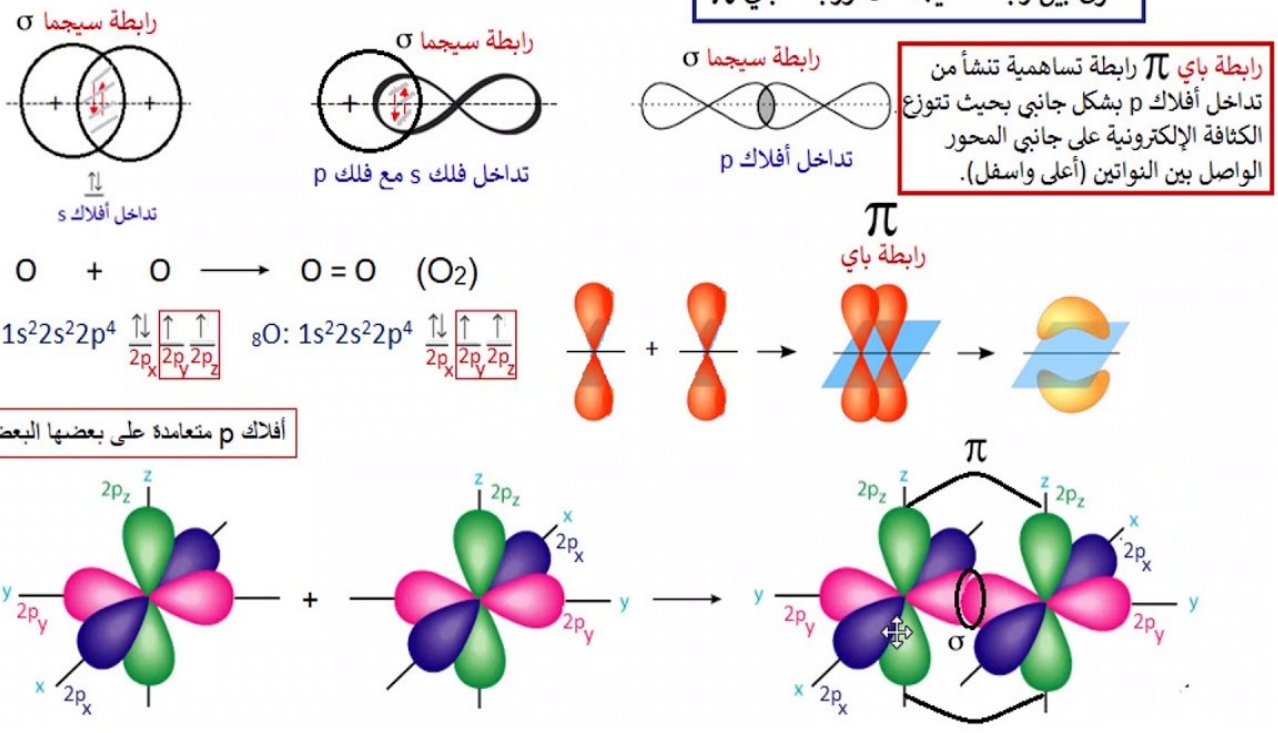


في التوزيع الالكتروني لذرة الأكسجين نلاحظ وجود إلكترونين منفردين في فلكين من أفلاك 2P ونفس التوزيع في الذرة الأخرى وعند حدوث التداخل يشكل فلكا P المتقابلان على نفس المحور رابطة تسمى رابطة سيغما σ محققة أكبر تداخل أما الفلكان الآخران فلا يمكن أن يرتبطا إلا بشكل جانبي فتتكون رابطة جديدة تسمى رابطة باي π وفي هذه الحالة تتوزع الكثافة الالكترونية على جانبي المحور الواصل بين نواتي الذرتين مما يجعل الترابط أقوى وتكون رابطة ثنائية ورابطة باي π لاتوجد مستقلة انما مرافقة للرابطة سيجما σ فالرابطة الثنائية تشمل رابطة σ ورابطة π والرابطة الثلاثية تشمل رابطة σ ورابطتي π .





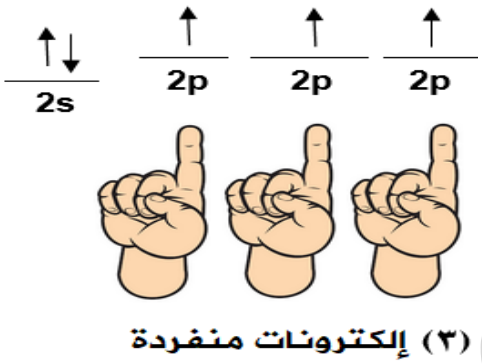
نظرية رابطة التكافؤ

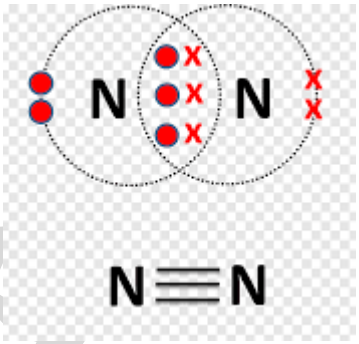


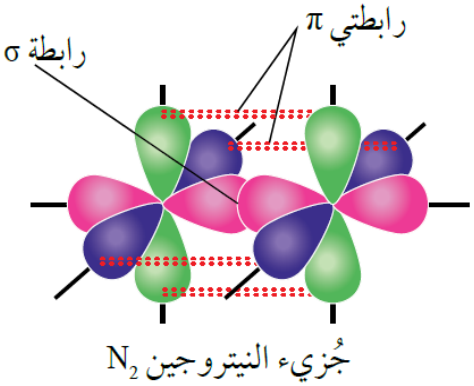
الروابط في جزئ N_2 :-

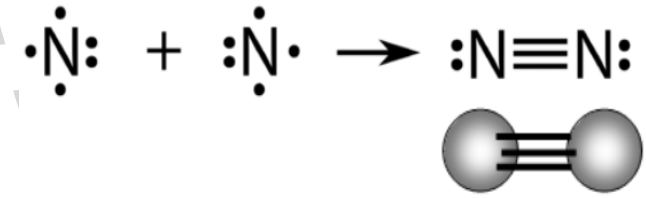
تكون ذرة النيتروجين ثلاثة روابط واحدة من نوع σ و رابطتان من نوع π و الأفلاك من نوع P-P .

$_7N: 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$









أتحقق ص 26 :- جزئ النيتروجين يحتوي رابطة من نوع σ و رابطتين من نوع π

جزئ الأكسجين :- 1 رابطة من نوع σ و رابطة واحدة π

هناك علاقة مختصرة لحساب عدد روابط σ في أي جزئ وهي :

عدد ذرات الجزئ - 1

التهجين والأفلاك المهجنة

بعض الجزيئات لا يتوافق تركيبها مع حقائق النظريات التي وضعها العلماء كمقدار الزاوية بين الروابط أو عدد الروابط التي يمكن للذرة أن تكونها

التهجين :- هو اندماج أفلاك مستوى التكافؤ في الذرة نفسها لتنتج منه أفلاك جديدة تختلف عن الأفلاك الذرية في الشكل والطاقة تسمى الأفلاك المهجنة

الأفلاك المهجنة :

أفلاك جديدة تنتج من اندماج أفلاك الذرة نفسها تختلف عنها في الشكل و الطاقة وتشارك في تكوين الروابط

يعتمد شكل التهجين على **عدد ونوع وحجم** الأفلاك المهجنة

أنواع التهجين :- 1- التهجين من نوع SP

2- التهجين من نوع SP^2

3- التهجين من نوع SP^3

مبررات حدوث التهجين :-

1- عدم مطابقة عدد الروابط التي تكونها الذرة مع عدد الالكترونات المنفردة فيها .

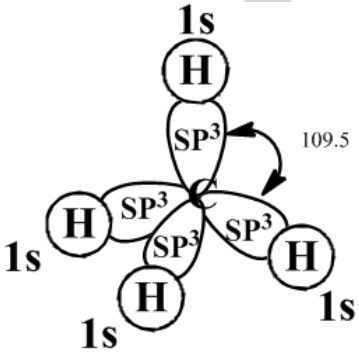
2- اختلاف مقدار الزاوية بين الروابط في الجزئ عما هو متوقع من الزاوية بين أفلاك الذرة المركزية المشتركة في تكوين الروابط .

أولا :- التهجين من نوع SP^3 :-

1- يختلط فلك من النوع S من الذرة المركزية مع ثلاث أفلاك من النوع P من الذرة نفسها

2- يتكون أربعة أفلاك مهجنة من النوع SP3

3- تتجه الأفلاك المهجنة في الفراغ



4- يكون التنافر بين الكتروناتها أقل ما يمكن

5- الشكل الفراغي لها رباعي الأوجه منتظم

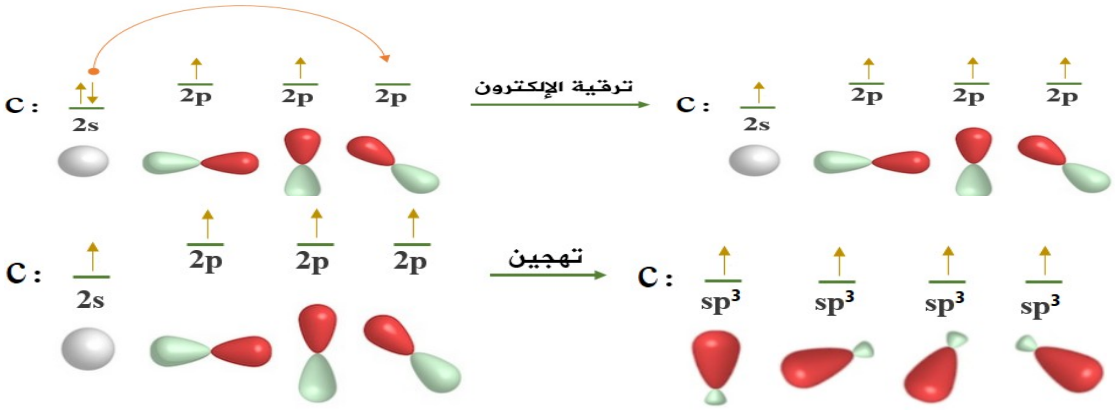
6- قيمة الزاوية 109.5°

التهجين في جزئ الميثان CH_4 :-

ذرة الكربون C تحتوي على إلكترونين منفردين لذلك تميل إلى الارتباط مع ذرتي هيدروجين فقط حتى ترتبط ذرة الكربون مع أربع ذرات هيدروجين يجب أن يكون لديها أربعة الكترونات منفردة حتى تستطيع الارتباط و يحدث تهجين

* لماذا حدث تهجين في جزئ الميثان ؟

لتفسير عدد الروابط التي تشكلها ذرة الكربون و مقدار الزاوية 109.5°



أفكر ص 28 :-

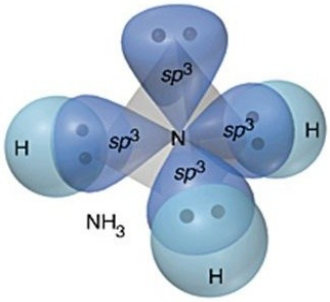
السيليكون Si مع الكربون في نفس المجموعة الرابعة لذا له نفس نوع التهجين والشكل الفراغي من نوع SP^3 .

جزئ الأمونيا NH_3 : -

حسب الأزواج الرابطة فقط شكل هرم ثلاثي منتظم والتهجين من نوع SP^3 .

عدد الأزواج الرابطة =3 عدد الأزواج غير الرابطة = 1

مقدار الزاوية 107°



لماذا حدث تهجين في جزئ الأمونيا ؟

لتفسير مقدار الزاوية حيث أن وجود زوج الالكترونات غير الرابط يزيد التنافر و يؤدي إلى ضغط على الأزواج الرابطة فتقل الزاوية من 109.5° إلى 107°

كلما زاد عدد الأزواج غير الرابطة يزداد التنافر ويظهر الشكل النهائي بوجود جميع الأزواج الرابطة وغير الرابطة هرم رباعي الأوجه منتظم .

الفلك المهجن يتكون من فصين أحدهما كبير نسبيا تتركز فيه السحابة الإلكترونية والأخر صغير يهمل أثناء الرسم

جزئ الماء H_2O :-

حسب الأزواج الرابطة فقط شكل منحني والتهجين من نوع SP^3

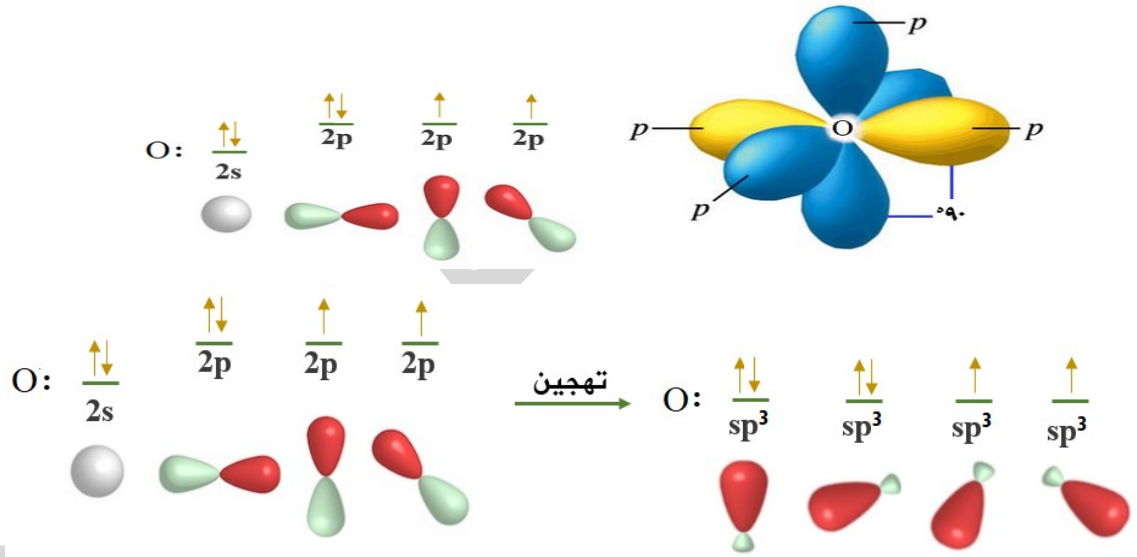
عدد الأزواج الرابطة = 2 عدد الازواج غير الرابطة = 2 مقدار الزاوية 104.5°

الشكل حسب عدد الأزواج الرابطة وغير الرابطة = هرم رباعي الأوجه منتظم

الشكل الفراغي حسب عدد الأزواج الرابطة فقط = منحني

لماذا حدث تهجين في جزئ الماء ؟

لتفسير مقدار الزاوية حيث أن وجود زوج الالكترونات غير الرابط يزيد التنافر و يؤدي إلى ضغط على الأزواج الرابطة فتقل الزاوية من 109.5° الى 104.5°.



لماذا يختلف مقدار الزاوية في جزئ الماء عنه في جزئ الأمونيا ؟

بسبب وجود زوج من الالكترونات غير الرابطة في جزئ الأمونيا و زوجين غير رابطات في جزئ الماء وهذه الأزواج تخضع لجذب نواة الذرة المركزية و يحدث تنافر بينها وبين أزواج الكترونات الروابط مما يسبب اختلاف في مقدار الزاوية مع إن التهجين في كلا الحالتين SP^3 وتكون الأفلاك المكونة للرابطة (O-H) من نوع SP^3-S .

أفكر ص 29 :-

الفسفور(P) مع النيتروجين (N) في نفس المجموعة الخامسة لذا له نفس نوع التهجين والشكل الفراغي لذا التهجين من نوع (SP^3) في الجزئ PCl_3 .

أتحقق ص 29 :-

الجزئ	NF_3	OF_2
التهجين	SP^3	SP^3
الشكل الفراغي	هرم ثلاثي	منحني

أيضا يمكن تحديد نوع التهجين من مجموع أزواج الالكترونات (الرابطة وغير الرابطة)

إذا كان 4 أزواج ف التهجين من نوع SP^3

ثانيا : التهجين من نوع SP^2 :-

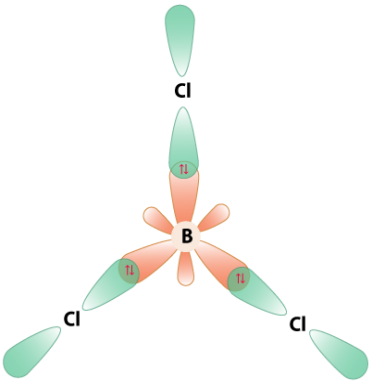
1- يختلط فلك من النوع S من الذرة المركزية مع فلكين من النوع P من الذرة نفسها

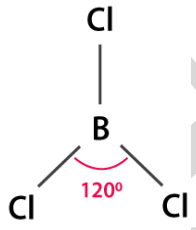
2- يتكون من ثلاثة أفلاك مهجنة من النوع SP^2

3- تتجه الأفلاك المهجنة في الفراغ بحيث يكون التنافر بين الكتروناتها أقل ما يمكن

4- الشكل الفراغي لها مثلث متساوي الأضلاع

5- قيمة الزاوية تبلغ 120°



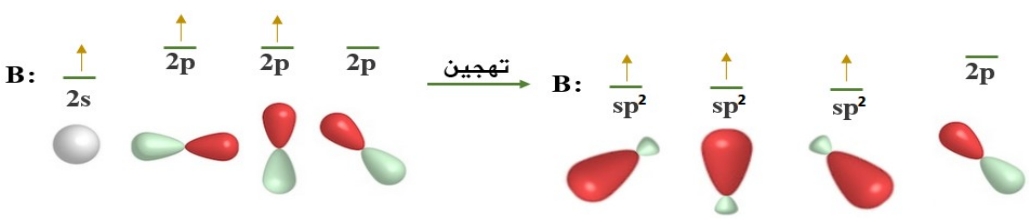


مثال :-

جزئ كلوريد البورون BCl_3

ذرة البورون تحتوي على إلكترون منفرد لذلك تميل للارتباط مع ذرة كلور واحدة و حتى ترتبط ذرة البورون مع ثلاث ذرات كلور يجب أن يكون لديها ثلاثة الكترونات منفردة حتى تستطيع الارتباط يحدث التهجين

يتم نقل إلكترون من الفلك 2S إلى الفلك 2P ثم يندمج فلك 2S مع فلكي 2P و يتكون ثلاثة أفلاك هجينة من نوع SP^2 و الشكل الفراغي لها مثلث متساوي الأضلاع ومقدار الزاوية يبلغ 120° لها نفس الشكل والحجم والطاقة .



الشكل الهندسي الفراغي : مثلث مستو عدد الأزواج الرابطة : 3 و الغير رابطة = صفر

أمثلة أخرى :- BF_3 / BH_3

في جزئ BH_3 يوجد ثلاثة مجموعات من أزواج الالكترونات (رابطة وغير رابطة) لذا يكون التهجين من نوع SP^2

* ما الأفلاك المتداخلة في تكوين الرابطة B- Cl ؟

SP^2-P

* ما مبررات افتراض حدوث التهجين في جزئ BCl_3 ؟

لتفسير عدد الروابط

ثالثا : التهجين من نوع SP :-

1- يختلط فلك من النوع من الذرة المركزية مع الفلك من النوع من الذرة نفسها

2- يتكون فلكين مهجنين من النوع SP

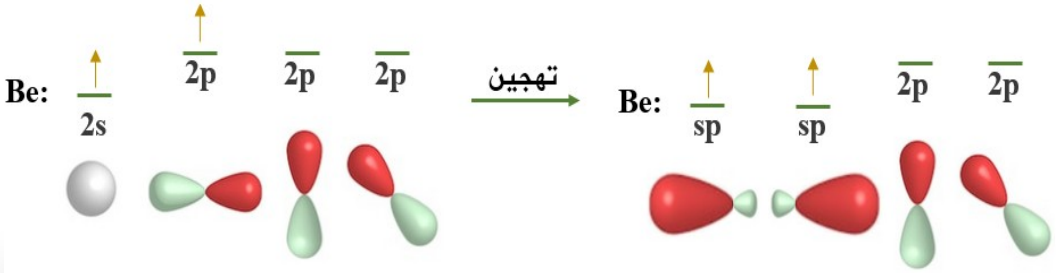
3- يتجه الفلكين المهجنين في الفراغ

4- يكون التنافر بين الكتروناتها أقل ما يمكن

5- الشكل الفراغي لها خطي

6- قيمة الزاوية 180°

مثال :- جزئ كلوريد البريليوم $BeCl_2$



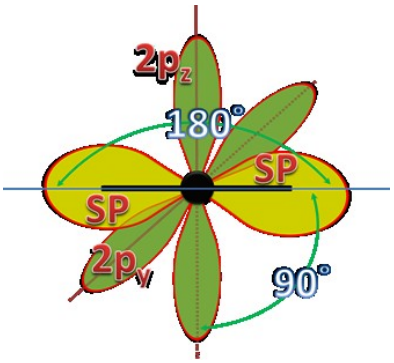
الأفلاك المكونة للتهجين SP في ذرة البريليوم Be فلك من نوع S وفلك من نوع P

غادة عبيدات

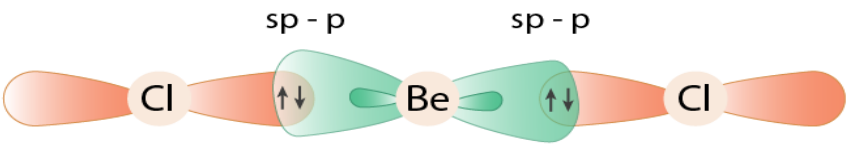
وينتج هذا التهجين من دمج فلك 1من S+ فلك منP ليتكون فلكين جديدين متماثلين من نوع SP عدد الأفلاك المهجنة =2

اسم الشكل الفراغي الخاص فيه : خطي مستقيم / سبب استخدام التهجين SP لتفسير عدد الروابط

مقدار الزاوية : 180° عدد الأزواج الرابطة = 2 عدد الأزواج غير الرابطة = صفر



عند تكوين الرابطة في جزئ $BeCl_2$ فان زوجي الكترونات الرابطة يتوزعان حول ذرة البريليوم Be في اتجاهين متعاكسين على خط واحد بحيث يكون التنافر أقل ما يمكن وعليه تكون الزاوية 180° والشكل الفراغي له يكون خطيا



أتحقق ص 30 :-

في الجزئ BH_3 تستخدم الذرة المركزية (B) أفلاك من نوع SP^2 ، بينما في الجزئ $BeCl_2$ فتستخدم الذرة المركزية (Be) أفلاك من نوع SP

قطبية الجزيئات

يطلق على زوج الإلكترونات الذي تتشارك به ذرتي الرابطة التساهمية ب (زوج الإلكترونات الرابطة)

من صفات هذه الرابطة (القطبية) وهذا يعني أن مقدار الفرق في الكهرسلبية ≠صفر ، وقطبية الرابطة ليست شرطا لقطبية الجزئ .

تنشأ قطبية الجزئ بسبب عدم الانتظام في توزيع الكثافة الالكترونية فيه و يوصف الجزئ بأنه قطبي

العزم القطبي :- المقياس الكمي لمدى توزع الشحنات في الجزئ و يعتمد على المسافة الفاصلة بين الشحنات على طرفئ الجزئ ويقاس بوحدة الديباي (D)

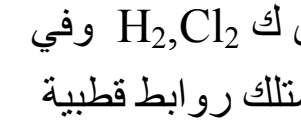
تعتمد قطبية الرابطة على الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين المكونتين للرابطة فتزداد بزيادة فرق السالبية الكهربائية

1- قطبية الجزيئات ثنائية الذرات :- رابطة تنشأ بين ذرتين اما متشابهتين ك H_2, Cl_2 وفي هذه الحالة الجزيئات غير قطبية و ذرتين مختلفتين مثل HF , HBr تمتلك روابط قطبية وهذا يكفي الجزي ليكون قطبيا

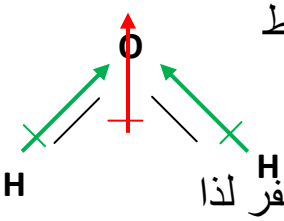
2- قطبية الجزيئات عديدة الذرات :- حتى يكون الجزئ قطبيا يجب أن يحقق الشروط التالية

* قطبية الرابطة * محصلة اتجاه عزم القطب ≠ صفر * شكل الجزئ .

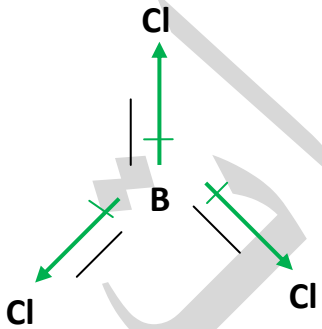
فقطبية الرابطة ليست شرطا لقطبية الجزئ حيث أن الرابطة في جزئ BeF_2 قطبية بينما الجزئ غير قطبي لان محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب = صفر .



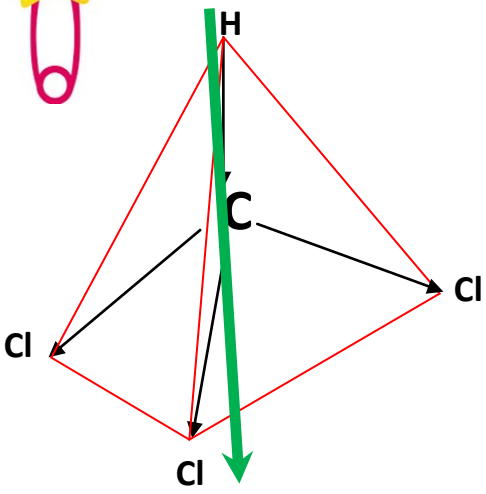
جزي الماء H_2O ذو شكل منحني ، فان محصلة ثنائيات الأقطاب للروابط فيه ≠ صفر لذا يعد الماء جزيئا قطبيا .



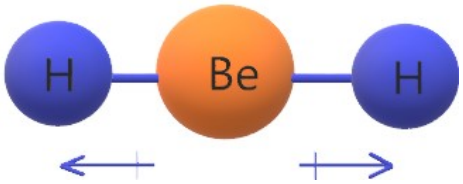
في جزئ BCl_3 نلاحظ أن محصلة ثنائيات الأقطاب للروابط فيه = صفر لذا فان جزي BCl_3 غير قطبي .



ايضا في جزئ CF_4 يكون الجزئ غير قطبي لأن محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب للروابط = صفر بينما جزئ الكلوروفورم يعد $CHCl_3$ قطبيا لأن محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب لاتساوي صفرا

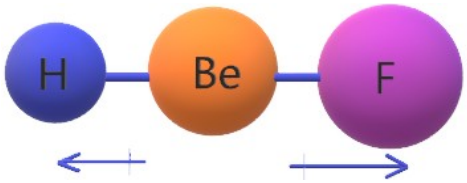


* متى تكون الجزيئات الخطية غير قطبية ؟

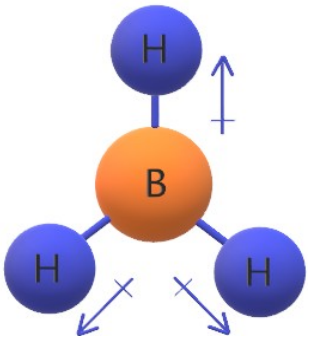


عندما تكون محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب للروابط تساوي صفرا حيث الروابط متساوية في القطبية ومتعاكسة في الاتجاه مثل BeH_2

* متى تكون الجزيئات الخطية قطبية ؟



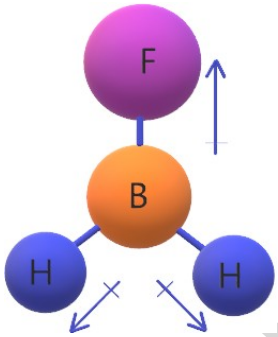
عندما تكون محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب للروابط لا تساوي صفرا حيث الروابط غير متساوية في القطبية مثل BeHF



متى تكون الجزيئات ذات الشكل المثلث المستوغير قطبية ؟

عندما تكون محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب للروابط تساوي صفرا حيث الروابط متساوية في القطبية مثل BH_3

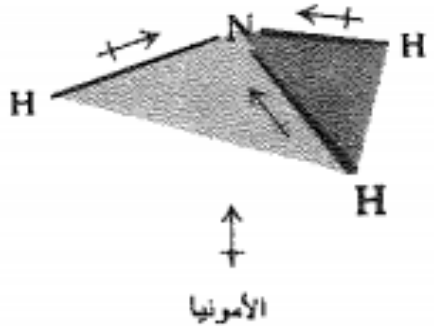
متى تكون الجزيئات ذات الشكل المثلث المستو قطبية ؟

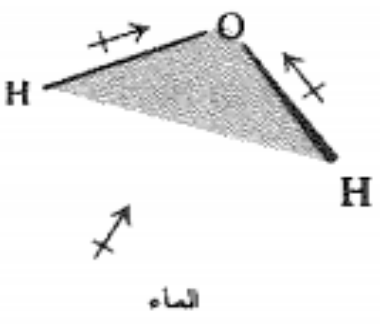


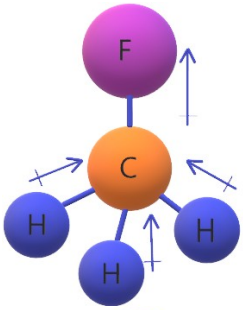
عندما تكون محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب للروابط لا تساوي صفرا حيث الروابط غير متساوية في القطبية مثل BH_2F

فسري الجزيئات ذات الشكل المنحني أو الهرم الثلاثي دائما قطبية ؟

بسبب وجود أزواج من الالكترونات غير الرابطة في الذرة المركزية و التي تجعل محصلة قطبية الروابط لاتساوي صفر مثل الأمونيا NH_3 والماء H_2O

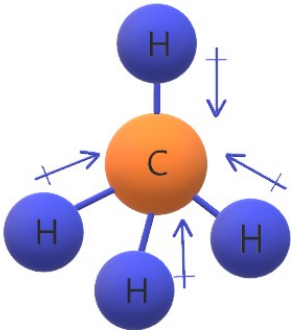






* متى تكون الجزئيات ذات الشكل الرباعي الأوجه المنتظم قطبية ؟

عندما تكون محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب للروابط لا تساوي الصفر
حيث الروابط غير متساوية في القطبية مثل CH_3F و CH_3Cl



* متى تكون الجزئيات ذات الشكل الرباعي الأوجه المنتظم غير قطبية؟

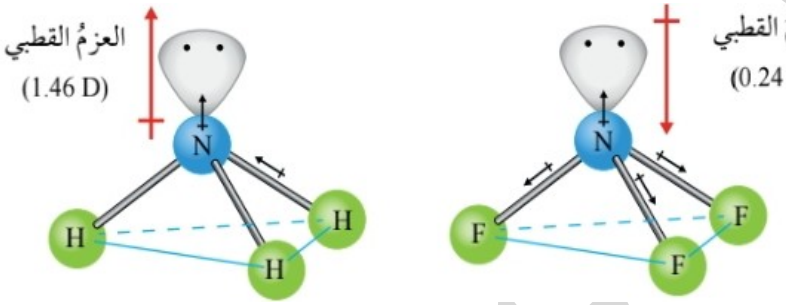
عندما تكون محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب للروابط تساوي الصفر
حيث الروابط متساوية في القطبية مثل CH_4

أتحقق ص 32 :-

الجزيئات التي لها عزم قطبي هي :- NH_3 , $BeFCl$, CH_3Cl

أتحقق ص 33 :-

العزم القطبي للجزئ NH_3 أكبر من العزم القطبي للجزئ NF_3



الحل :-

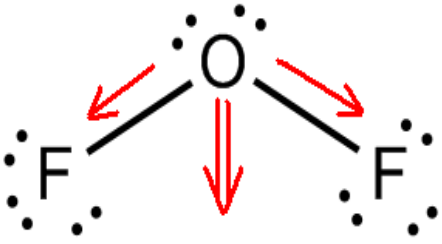
لان اتجاه محصلة قطبية الروابط في الجزئ NH_3 باتجاه العزم القطبي لزوج الالكترونات غير الرابط مما يزيد من قطبية الجزئ و عزمه القطبي

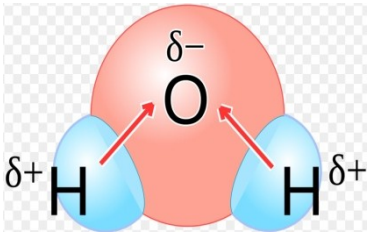
بينما اتجاه محصلة قطبية الروابط في الجزئ NF_3 بعكس اتجاه العزم القطبي لزوج الإلكترونات غير الرابط مما يقلل من العزم الطبي للجزئ

فسري : العزم القطبي ل H_2O أكبر من OF_2

لان اتجاه محصلة قطبية الروابط في الجزئ H_2O باتجاه العزم القطبي لزوج الالكترونات غير الرابط مما يزيد من قطبية الجزئ و عزمه القطبي

بينما اتجاه محصلة قطبية الروابط في الجزئ OF_2 بعكس اتجاه العزم القطبي لزوج الإلكترونات غير الرابط مما يقلل من العزم القطبي للجزئ





مـــراجعة الـــدرس

1- * عدم مطابقة عدد الروابط التي تكونها الذرة لعدد الإلكترونات المنفردة فيها

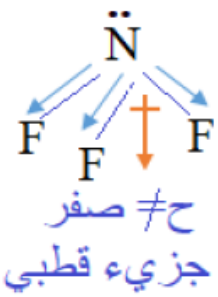
* إختلاف مقدار الزاوية بين الروابط في الجزئ عما هو متوقع من الزاوية بين أفلاك الذرة المركزية المشتركة في تكوين الروابط

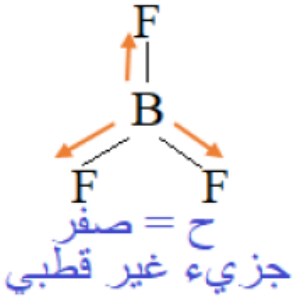
2- التهجين :- هو اندماج أفلاك مستوى التكافؤ في الذرة نفسها لتنتج منه أفلاك جديدة تختلف عن الأفلاك الذرية في الشكل والطاقة تسمى الأفلاك المهجنة

العزم القطبي :- المقياس الكمي لمدى توزع الشحنات في الجزئ و يعتمد على المسافة الفاصلة بين الشحنات على طرفئ الجزئ ويقاس بوحدة الديباي (D)

3- لان الزاوية النظرية المتوقعة بين الروابط سيكون مقدارها 90° بسبب تعامد أفلاك P و هذا لا يوافق الزاوية الحقيقية للجزئ 104.5° أي لتفسير اختلاف مقدار الزاوية بين الروابط في الجزئ .

4- أ - في الجزئ NF_3 يتخذ شكل هرمي ثلاثي و تكون محصلة قطبية الروابط لا تساوي صفرا بينما الجزئ BF_3 يتخذ شكل مثلث مستو و تكون محصلة قطبية الروابط فيه تساوي صفرا و يكون غير قطبي فقرة ب وردت خلال الشرح





-5

$_4X$: $\mathbf{1S^2\ 2S^2}$, $_8Y$: $\mathbf{1S^2\ 2S^2 2P^4}$, $_1\mathbf{H}$: $\mathbf{1S^1}$

المركب YH_2

أ- عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

Y=6 , H= 1

ب- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_Y \times n(_{Y\ atom}) + (v.e^-)_H \times n(_{H\ atom})$$

إلكترونات التكافؤ الكلية =

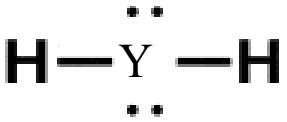
عدد إلكترونات تكافؤ Y × عدد ذرات Y + عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذرات H

$$Total\ (v.e^-) = 6\times1 + 1\times2 = 8\ e^-$$

ج- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ (v.e⁻.p) بقسمة الكترونات التكافؤ v.e⁻ على 2

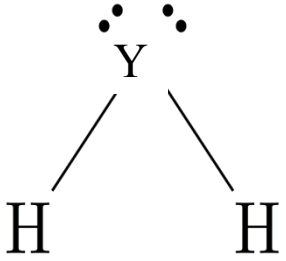
$$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2 \longrightarrow 8/2 = 4\ pairs$$

د- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي Y



هـ - نوزع ذرات الهيدروجين حولها و نرسم روابط أحادية و يتبقى زوج واحد غير رابط يوضع فوق الذرة المركزية Y

و - من جدول أشكال الجزيئات فإن الشكل الذي يحتوي على زوجين رابطين وزوجين غير رابطين يسمى ب منحني و قيمة الزاوية 104.5°



- تهجين الذرة المركزية من جدول أشكال الجزيئات من نوع SP^3

- الجزئ له عزم قطبي بسبب وجود الأزواج غير الرابطة حول الذرة المركزية .

المركب XH_2

أ- عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

X=2 , H= 1

ب- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_X \times n(_{X\ atom}) + (v.e^-)_H \times n(_{H\ atom})$$

إلكترونات التكافؤ الكلية =

عدد إلكترونات تكافؤ X × عدد ذرات X + عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذرات H

$$Total\ (v.e^-) = 2\times1 + 1\times2 = 4\ e^-$$

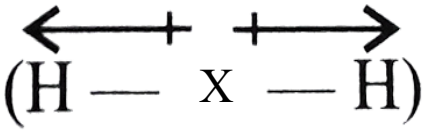
ج- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ (v.e⁻.p) بقسمة الكترونات التكافؤ v.e⁻ على 2

$$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2 \longrightarrow 4/2 = 2\ pairs$$

د- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي X

هـ - نوزع ذرات الهيدروجين حولها و نرسم روابط أحادية حو الذرة المركزية X

H:X:H



و- من جدول أشكال الجزيئات فإن الشكل الذي يحتوي على زوجين رابطين ولا يوجد أزواج غير رابطة يسمى بشكل خطي و قيمة الزاوية 180°

- تهجين الذرة المركزية من جدول أشكال الجزيئات من نوع SP

- والجزئ غير قطبي لان محصلة العزم القطبي تساوي صفر

د- سبب استخدام الذرة X للأفلاك المهجنة لأنها لا تمتلك الكترونات منفردة وتمكنت من تكوين رابطتين ما يشير إلى حدوث اندماج الأفلاك الذرية فيها و تكوين أفلاك مهجنة تمتلك إلكترونين كمفردين و بذلك يمكنها من تكوين رابطتين أحاديتين مع ذرتي الهيدروجين .

6- أ- شكل الجزئ خطي فالتهجين فيه من نوع SP

ب- 3 روابط من نوع سيجما σ و رابطتين من نوع باي π

ج- في الرابطة الأحادية $\overline{C—H}$ التهجين فيها من نوع SP-S

في الرابطة $\overline{C\equiv C}$ الثلاثية التهجين فيها من نوع SP-SP

7- تصميم استقصاء : يترك للطالب

قوى التجاذب تعد المسؤولة عن الكثير من خصائص المادة حيث تنشأ بين جسيمات المادة المتجاورة (جزيئات أو ذرات أو أيونات) قوى تجاذب و تكون هذه القوى ضعيفة جدا بين جزيئات الغاز و في المواد السائلة تكون قوى التجاذب بين جسيماتها قوية بما يكفي لتبقى متماسكة مع بعضها أما المواد الصلبة فتكون قوى التجاذب بين جسيماتها أكثر قوة من المواد السائلة

القوى بين الجزيئات :- قوى تجاذب تنشأ بين جسيمات المادة نفسها تختلف بطبيعتها عن الروابط الكيميائية التي تنشأ بين الذرات

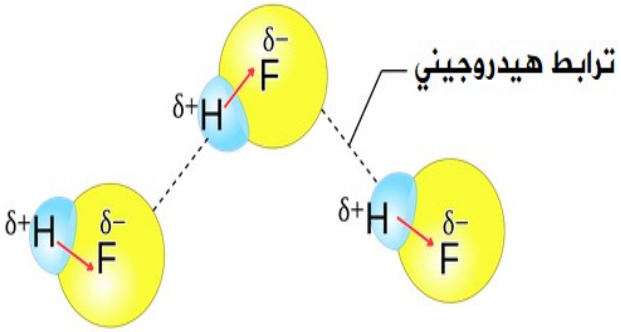
تختلف القوى بين الجزيئات عن القوى بين الروابط الكيميائية التي تنشأ بين الذرات فهي أضعف منها بكثير

أنواع الروابط بين الجزيئات :- 1- روابط هيدروجينية

2- قوى ثنائية القطب

3- قوى لندن

أولا :- الروابط الهيدروجينية :-



هي قوى تجاذب قوية نسبيا تنشأ بين الجزيئات القطبية التي تحوي ذرة هيدروجين مرتبطة برابطة تساهمية مع إحدى الذرات ذات السالبية الكهربائية العالية مثل (N,O,F)

* ما أثر الرابطة الهيدروجينية على خصائص المركبات ؟

تسبب ارتفاع درجات غليانها

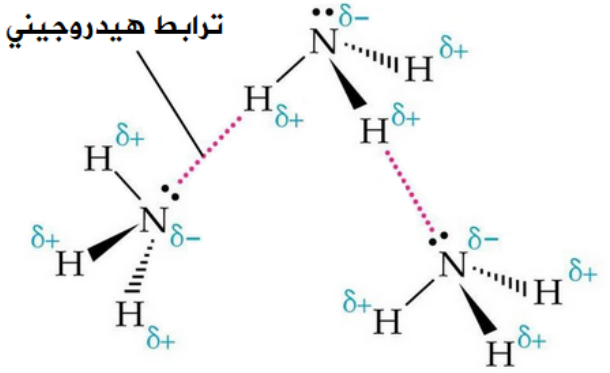
* ما أثر زيادة عدد الروابط الهيدروجينية في الجزيئات ؟

كلما زادت عدد الروابط الهيدروجينية زادت قوى التجاذب بين الجزيئات مما يؤدي إلى ازدياد درجات غليان الجزئ

* ماذا يحدث في الرابطة الهيدروجينية ؟

ما يحدث أن الكثافة الالكترونية للرابطة التساهمية تنزاح بشدة نحو الذرة الأعلى سالبية كهربائية مما يكسب هذه الذرات شحنة سالبة جزئية (δ -) ، وذرة الهيدروجين شحنة موجبـــة جزئية (δ +) وتكون قطبية الرابطة بينهما عالية فتنشأ رابطة ذات استقطاب كبير (الرابطة الهيدروجينية) وتكون المحصلة الكلية للعزم القطبي للجزئ عالية جدا .

تؤثر الرابطة الهيدروجينية بشكل ملحوظ في الخصائص الفيزيائية للمركبات حيث ترتفع درجات غليانها وانصهارها بشكل ملحوظ .

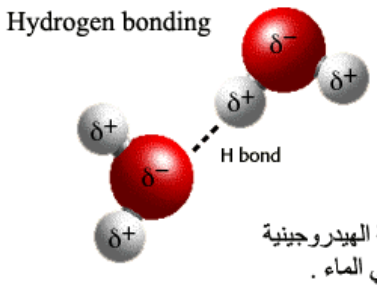


يمثل الشكل الترابط الهيدروجيني في الأمونيا حيث تنشأ رابطة تساهمية عند اقتراب جزيئات الامونيا من بعضها فإن ذرة الهيدروجين في الجزئ الأول تنجذب نحو زوج الإلكترونات غير الرابطة لذرة النيتروجين من الجزئ الثاني وتنشأ رابطة هيدروجينية

خطأ شائع :- إن استخدام مصطلح الرابطة الهيدروجينية مرتبط بعنصر الهيدروجين لذا يفكر الطلبة انها نوع من أنواع الروابط الكيميائية وفي الحقيقة فانها لاتمثل رابطة تساهمية بل تتضمن تجاذبا بين الجزيئات القطبية التي تحتوي على ذرة هيدروجين مرتبطة باحدى الذرات (نيتروجين أو اوكسجين أو فلور) ، أما الرابطة التساهمية فهي أقوى بعشرات المرات تقريبا .

تبلغ قوة الرابطة الهيدروجينية حوالي % 10 من الرابطة التساهمية .

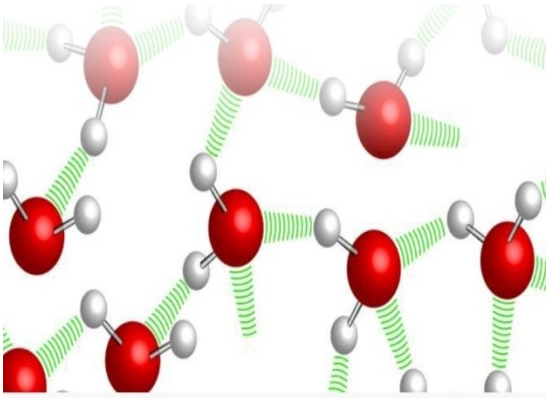
يمكن التعبير عن الرابطة الهيدروجينية بخط منقط كما في الشكل لتمييزها عن الرابطة التساهمية .

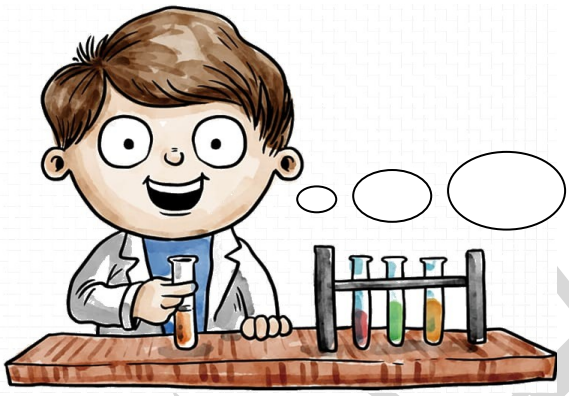


الرابطة الهيدروجينية في الماء .

في جزئ الماء :-

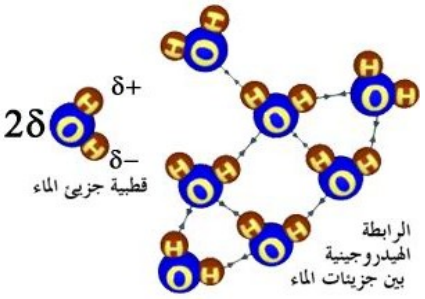
كل ذرة هيدروجين تتوسط ذرتي أكسجين في جزيئين متجاورين من جزيئات الماء ، وتحاط برابطتين احداهما تساهمية والاخرى هيدروجينية وهذا يدعى بالجسر الهيدروجيني حيث تتخذ جزيئات الماء ترتيبا شبكيا وتكون أربع روابط هيدروجينية .





تعد طاقة الرابطة مقياس لقوة الرابطة الهيدروجينية و تعتمد قوة الرابطة الهيدروجينية على قطبية الرابطة التساهمية

يمثل الجدول طاقة الرابطة الهيدروجينية لبعض الجزيئات



المادّة	الرابطة الهيدروجينية	طاقة الرابطة (kJ\mole)
فلوريد الهيدروجين (HF)	F – H.....F	155
الماء (H_2O)	O – H.....O	21
الأمونيا (NH_3)	N – H....N	13

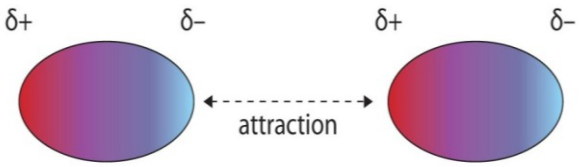
* يمكن أن تنشأ الرابطة الهيدروجينية بين الجزيئات المختلفة مثلا بين الماء والميثانول

أفكر ص 38 :-

لان جزئ الماء H_2O يمتلك ذرتي هيدروجين مرتبطتين مع ذرة الاكسجين لذا فان عدد الروابط الهيدروجينية التي يكونها جزئ الماء أكبر من عدد الروابط التي يكونها جزي فلوريد الهيدروجين HF الذي يمتلك ذرة هيدروجين واحدة أيضا في جزيئات الماء يوجد زوجان من الإلكترونات غير الرابطة حول ذرة الأكسجين في الجزئ مع ذرتي الهيدروجين يمكن لكل منها تكوين روابط هيدروجينية مع جزيئات ماء مجاورة .

أتحقق 38 :- CH_3NH_2 , CH_3OH

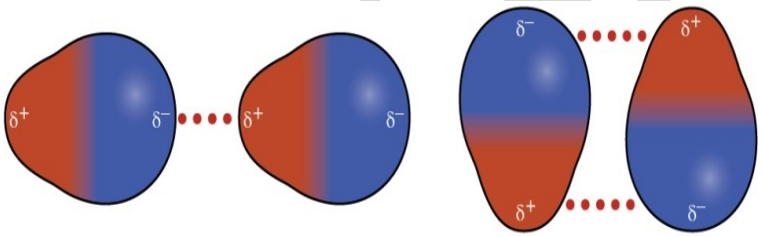
ثانيـــا :- القوى ثنائية القطب :-

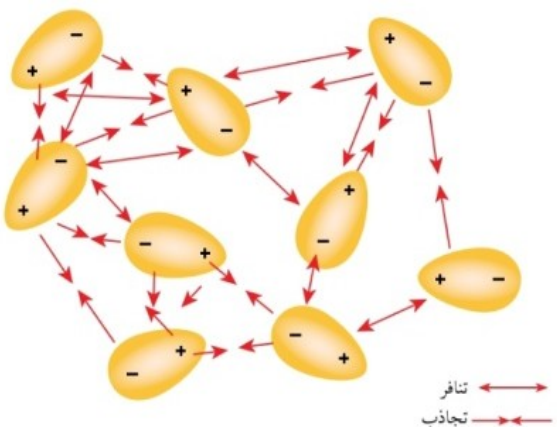


هي قوى تجاذب ضعيفة نسبيا تربط جزيئات المادة القطبية نتيجة لوجود محصلة لاستقطاب الروابط

ثنائية القطب :- قوى تنشأ بين جزيئات قطبية نتيجة وجود الشحنات الجزئية السالبة والموجبة على هذه الجزيئات

ينشأ الجزئ القطبي عندما يكون توزيع الكثافة الالكترونية غير متجانس في جميع أجزائه ،وذلك نتيجة أن الكثافة الالكترونية على أحد طرفي الجزئ أعلى منها على الطرف الآخر وعليه فان هذا الطرف يحمل شحنة جزئية سالبة (δ -) و بالمقابل فان الكثافة الالكترونية تقل على الطرف الآخر ، وبالتالي يحمل شحنة جزئية موجبة (δ +) لذا تسمى هذه الجزيئات بثنائية القطب





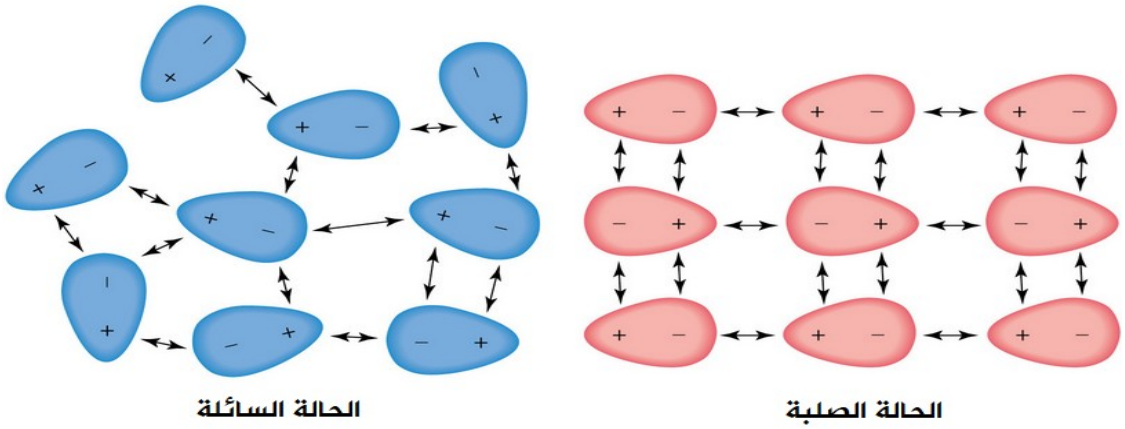
وتترتب بطريقة ما بحيث تكون الفرصة للتجاذب أكبر ما يمكن ويظهر هذا الترتيب للجزيئات ثنائية القطب بشكل واضح في الحالة الصلبة بحيث تكون المسافات بين الجزيئات قليلة نسبيا و تعتمد قوى التجاذب ثنائية القطب على :-

1- مقدار الشحنة الجزيئية (طردية) 2- المسافة بين الجزيئات (عكسية) .

* قوى ثنائية القطب تنشأ بين الجزيئات القطبية و يزداد تأثيرها بزيادة العزم القطبي

فسري :- يظهر أثر قوى ثنائية القطب واضحا في الحالة الصلبة مقارنة بالحالة السائلة و الغازية للمادة ؟

بسبب نقصان المسافات البينية بين الجزيئات



أثر قوى تجاذب ثنائية القطب في الخصائص الفيزيائية للجزيئات :-

1- ارتفاع درجة غليانها

2- زيادة قوى التجاذب بين الجزيئات

فسري :- درجات غليان الجزيئات القطبية أعلى من الجزيئات غير القطبية .

لأنها تحتاج إلى كمية أكبر من الطاقة للتغلب على قوى التجاذب بين هذه الجزيئات وتحطيمها

درجة غليان المواد التي ترتبط جزيئاتها بروابط هيدروجينية أعلى منها للمواد التي ترتبط جزيئاتها بقوى ثنائية القطب

المادة	الصيغة الجزيئية	الحالة الفيزيائية	درجة الغليان(°C)	نوع القوى بين الجزيئات
فلوريد الهيدروجين	HF	سائل	20	هيدروجينية
كلوريد الهيدروجين	HCl	غاز	-85	ثنائية القطب
الماء	H_2O	سائل	100	هيدروجينية
كبريتيد الهيدروجين	H_2S	غاز	-61	ثنائية القطب
الأمونيا	NH_3	غاز	-33.4	هيدروجينية
فسفيد الهيدروجين	PH_3	غاز	-87.8	ثنائية القطب

أتحقق 40 :- 1- HI

2- $CH_3OH > NH_3 > CHCl_3$

ثالثا :- قوى لندن :-

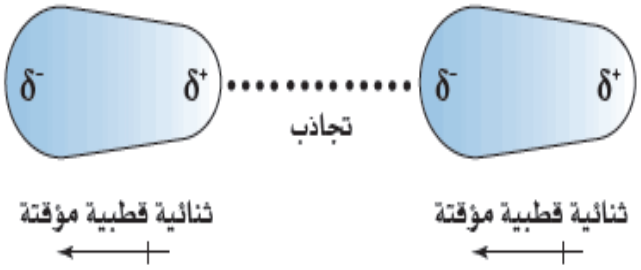
تمكن العالم لندن من دراسة الجزيئات الغير قطبية و كيف يمكن أن تكون متماسكة و منجذبة إلى بعضها في الحالة السائلة و توصل إلى وجود نوع من قوى التجاذب الضعيفة تربط بين هذه الجزيئات سميت بإسمه

قوى لندن :- هي قوى تجاذب ضعيفة تنشأ نتيجة الاستقطاب اللحظي للجزيئات أو الذرات

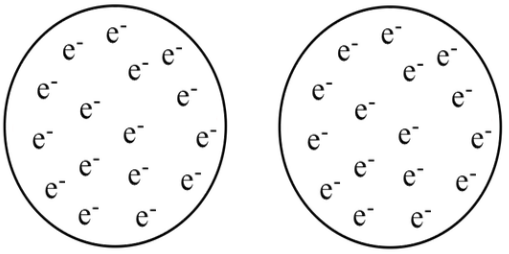
* كيف تتكون قوى لندن ؟

1- تتوزع الكثافة الالكترونية بشكل غير متناسق في الجزئ أو الذرة

2- تزداد الكثافة الالكترونية على أحد طرفي الذرة أو الجزئ أو الذرة

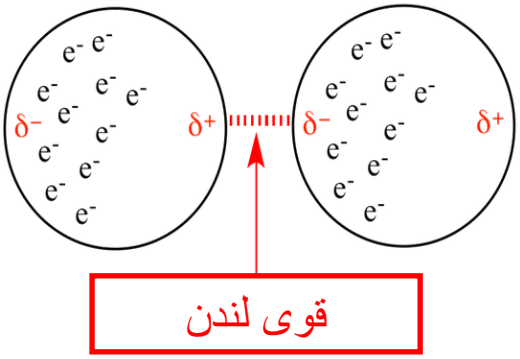


3- يحدث استقطابا لحظيا في الجزئ نتيجة التوزيع غير المنتظم للالكترونات

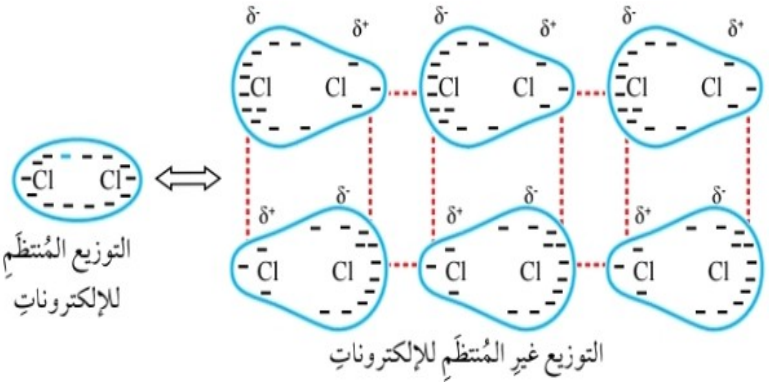


4- الاستقطاب اللحظي لا يدوم حيث توصف قطبية الجزئ بالقطبية اللحظية

5- تستمر الالكترونات في حركتها ليتغير توزيع الكثافة الالكترونية و



يفقد الجزئ قطبيته و يستقطب الجزئ لحظيا بوضع جديد



6- إن وجود الجزيئات القطبية في الحالة الصلبة أو السائلة يتطلب وجود قوى تجاذب تربط تلك الجزيئات مع بعضها البعض .

اقترح العالم لندن تفسيرا علميا حيث افترض أن الإلكترون في أثناء حركته داخل الجزيئات أو الذرات تتنافر مع بعضها فالكثافة الالكترونية يصبح توزيعها على أحد طرفي الذرة أكثر منها للطرف الآخر بالقرب من جزئ آخر ، مما يحدث استقطابا لحظيا في الجزي وقوى لندن هذه تعرف أيضا باسم قوى التشتت و هي عبارة عن ارتباط الجزيئات غير القطبية مع بعضها البعض .

* يعد هذا النوع من القوى هو أضعف أنواع قوى التجاذب المتبادلة بين الجزيئات و يطلق عليها أيضا اسم ثنائية القطب اللحظية .

فسري :- تعتبر قوى التجاذب بين الجزيئات ثنائية القطب أقوى من قوى لندن

لأنها ناتجة عن استقطاب دائم للجزيئات بينما الاستقطاب في قوى لندن هو استقطاب لحظي

فسري :- تعتبر قوى لندن قوى قوى ضعيفة

لأنها تنشأ عن استقطاب لحظي يظهر لفترة قصيرة من الزمن و يختفي بعدها و تقدر قوتها 1% من قوة الرابطة التساهمية .

* أين تتكون قوى لندن ؟

بين جميع الذرات والجزيئات الجزيئات القطبية والجزيئات غير القطبية أو ذرات الغازات النبيلة مثل الهيليوم و النيون

فسري :- تكتسب قوى لندن أهمية كبيرة في الجزيئات غير القطبية أو ذرات الغازات النبيلة

لأنها قوى التجاذب الوحيدة العاملة بينها ولا يوجد قوى تجاذب أخرى

العوامل المؤثرة في قوى لندن :-

1- الكتلة المولية :- العلاقة طردية كلما زادت الكتلة المولية للجزئ زاد عدد الإلكترونات في الجزئ ويزداد حجمه و بالتالي زادت قوى لندن

وهذا يزيد من فرصة الاستقطاب اللحظي وأيضا يقل جذب النواة للالكترونات نظرا لزيادة الحجم وهذا يعني عدم التناسق في توزيع الالكترونات مما يزيد من القطبية اللحظية وبالتالي تزداد قوى لندن وتزداد درجات الغليان والخصائص الفيزيائية للمواد .

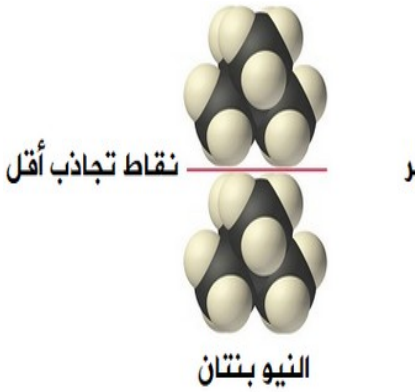
2- شكل الجزئ :-

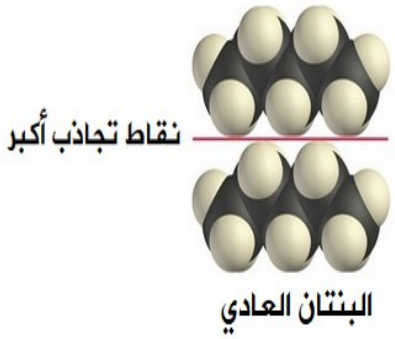
يلعب شكل الجزئ دورا مهما في قوى لندن ، إذ أن شكل الجزئ يحدد مساحة سطحه الخارجي الذي بزيادته تزداد القطبية المستحدثة بين الجزيئات وكلما زادت نقاط التجاذب بين الجزيئات زادت قوى لندن

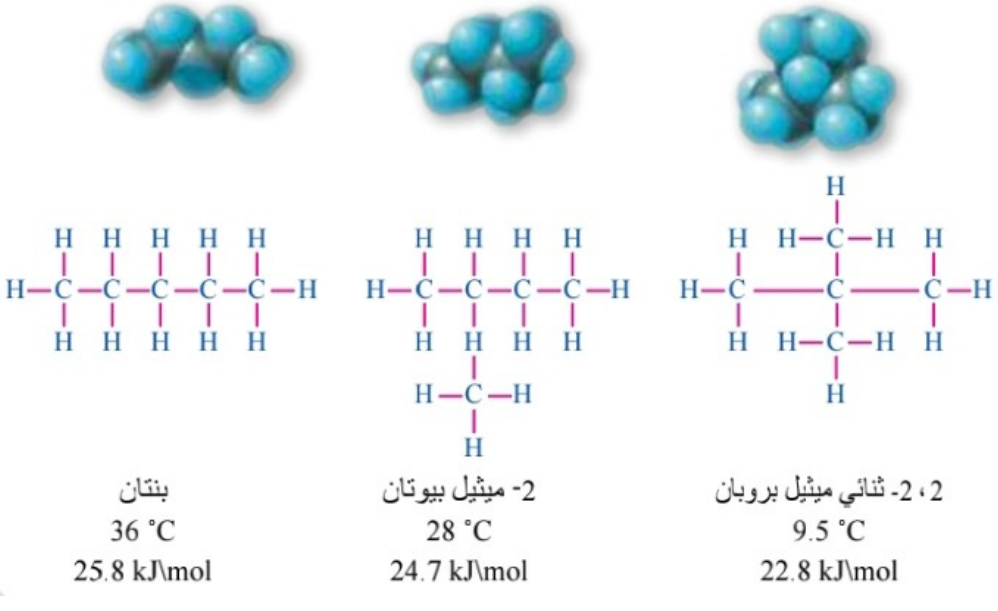
كلما زاد طول السلسلة الكربونية في المركب العضوي ازدادت نقاط التجاذب بين جزيئات المركب على طول السلسلة و بالتالي تزداد قوى لندن

اثر قوى لندن على الجزيئات :-

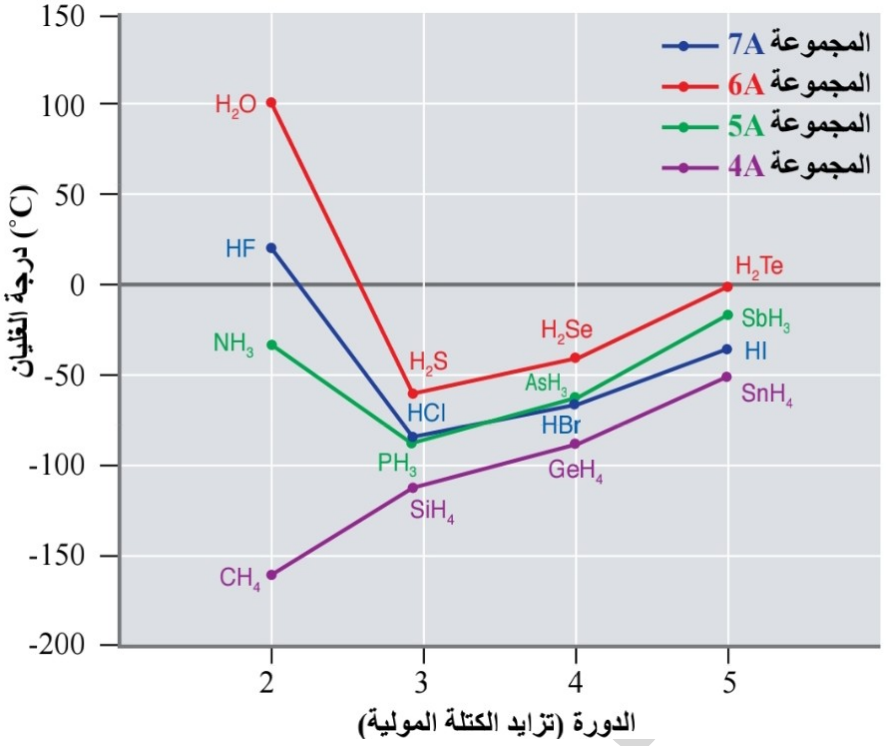
كلما زادت قوى لندن ازدادت نقاط و فرصة التجاذب بين الجزيئات و بالتالي ازدادت درجات غليان المركب







من الرسم البياني نلاحظ قوى التجاذب بين الجزيئات تزداد بزيادة العدد الذري لعناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري و بزيادة الكتلة المولية للمواد



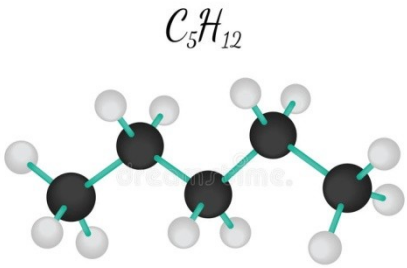
أفكر ص 43 :-

الكتلة المولية NH_3 = 17 g/ mol ، الكتلة المولية SbH_3 = 125 g/ mol بالرغم من أن جزيئات الأمونيا NH_3 ترتبط بروابط هيدروجينية إلا أن كتلتها المولية صغيرة و عدد الالكترونات فيها أقل بكثير مقارنة بجزيئات SbH_3 التي لها كتلة مولية أكبر و تحتوي عدد الكترونات أكبر و بالتالي قوى لندن بين جزيئاتها أكبر و تفوق الرابطة الهيدروجينية في قوتها في جزئ NH_3 و بذلك تتطلب طاقة أعلى للوصول إلى درجة الغليان مما يجعل درجة غليان SbH_3 أكبر من درجة غليان NH_3

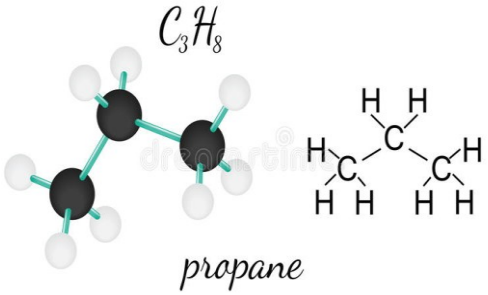
أتحقق ص 44 :-

1- $SiCl_4$, Ne , C_3H_8

2- درجة غليان المادة C_5H_{12} أعلى بسبب أن لها كتلة مولية أكبر و سلسلة الكربون فيها أطول و بذلك فإن قوى لندن بين جزيئاتها من القوى بين جزيئات C_3H_8



Pentane



propane

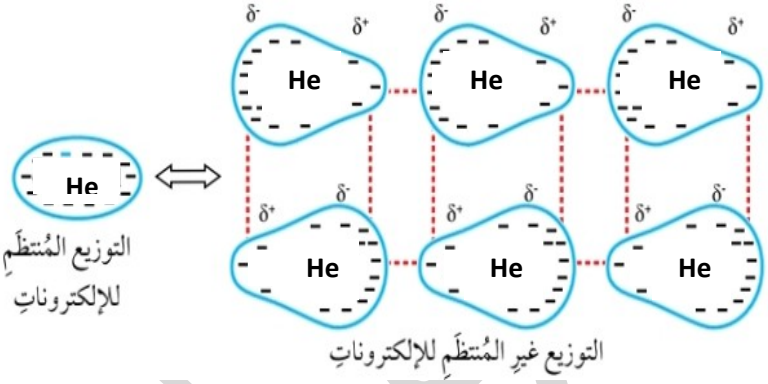
مـــراجعة الـــدرس

1- بسبب اختلاف نوع قوى التجاذب بين جسيماتها حيث تعد قوى التجاذب مسؤولة عن الكثير من خصائص المادة .

2- الرابطة الهيدروجينية :- هي قوى تجاذب قوية نسبيا تنشأ بين الجزيئات القطبية التي تحوي ذرة هيدروجين مرتبطة برابطة تساهمية مع إحدى الذرات ذات السالبية الكهربائية العالية مثل (N,O,F)

قوى لندن :- هي قوى تجاذب ضعيفة تنشأ نتيجة الاستقطاب اللحظي للجزيئات أو الذرات

-3



في أثناء حركة الالكترونات في الهيليوم يحدث توزيع غير منتظم للالكترونات في لحظة ما فتزداد الكثافة الإلكترونية عند أحد الأطراف وتظهر عليه شحنة جزئية سالبة و يظهر شحنة موجبة على الطرف الآخر وذلك يؤدي إلى حدوث استقطاب في الذرات المجاورة مما يؤدي إلى تكوين ثنائي القطب اللحظي بين ذرات الهيليوم

4- أ- يحتوي المركب $HOCH_2CH_2OH$ على مجموعتي هيدروكسيل (OH) و يمكنه من تكوين مجموعتين من الروابط الهيدروجينية و يكون التجاذب بين جزيئاته أكبر من المركب CH_3CH_2OH الذي يحتوي مجموعة واحدة من (OH) و يكون مجموعة واحدة من الروابط الهيدروجينية .

ب- جميع هذه المركبات غير قطبية ترتبط جزيئاتها بقوى لندن وتزداد قوى التجاذب بينها بزيادة الكتلة المولية للمركبات التي تزداد من CCl_4 إلى $GeCl_4$ وبالتالي فإنها تتطلب طاقة أكبر للتغلب على قوة التجاذب بين الجزيئات .

-5

الجزئ	He	$CH_3CH_2NH_2$	HBr	$CH_2=CH_2$
قوى التجاذب	لندن	هيدروجينية	ثنائي القطب	لندن

-6 $CH_3OH > HCl > C_2H_6 > CH_4$

7- أقدم دليلا : كلما زادت الكتلة المولية تزداد درجة غليان السائل (يترك للطالب)

-1

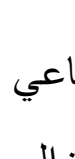
الرابطة التناسقية :- هي أحد أنواع الروابط التساهمية ، ينشأ نتيجة مشاركة إحدى الذرتين بزوج من الإلكترونات و تشارك الذرة الأخرى بفلك فارغ

الفلك المهجن :- فلك جديد ينتج من اندماج أفلاك الذرة نفسها يختلف عنها في الشكل و الطاقة و يشارك في تكوين الروابط

قوى التجاذب ثنائية القطب :- قوى تنشأ بين جزيئات قطبية نتيجة وجود الشحنات الجزئية السالبة والموجبة على هذه الجزيئات

-2

X:A:X شكل خطي زوجان رابطان ولا يوجد أزواج غير رابطة حول الذرة المركزية



الشكل رباعي الأوجة منتظم أربعة أزواج رابطة ولا يوجد أزواج غير رابطة حول الذرة المركزية

الشكل هرم ثلاثي ثلاثة أزواج رابطة وزوج واحد غير رابط حول الذرة المركزية

-3

وجه المقارنة	NH_3	BH_3
عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية	4	3
عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة	1	لا يوجد
نوع التهجين في الذرة المركزية	SP^3	SP^2
الشكل الفراغي	هرم ثلاثي	مثلث مستو
الزاوية بين الروابط	107°	120°
قطبية الجزيئات	قطبي	غير قطبي

-4

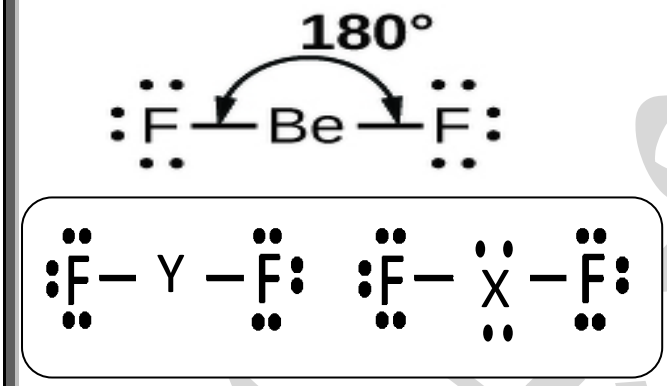
أ- قبل التهجين $Be : 1S^2 2S^2 2P^0$ ، بعد التهجين : $Be : 1S^2 2S^1 2P^1$

ب- نوع التهجين في الذرة المركزية Be : SP

ج- نوع أفلاك الرابطة Be-F :- SP-P

د- مقدار الزاوية بين الروابط 180°

هـ - الشكل البنائي خطي

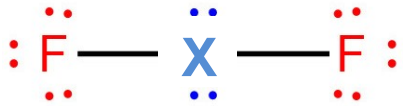


-5 أ- تركيب لويس للمركبين

ب- العدد الذري ل X=8 , Y=4

ج- نوع الأفلاك التي تستخدمها Y :SP , $X : SP^3$

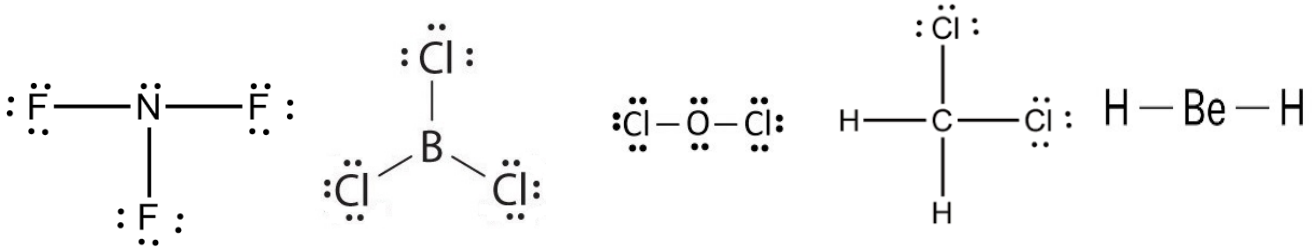
د- غير قطبي بينما الجزئ XF_2 قطبي



هـ - $XF_2 : 104.5^\circ$

$YF_2 : 180^\circ$

-6

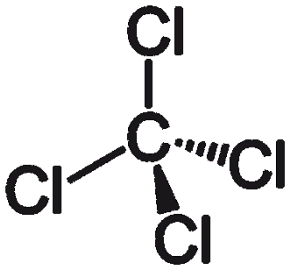


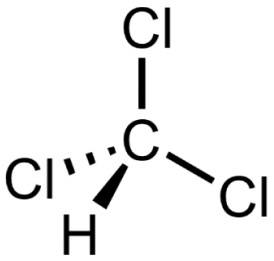
غير قطبي غير قطبي قطبي غير قطبي قطبي

7- أ – ترتبط جزيئات المركب CH_3CH_2Cl بقوى ترابط ثنائية القطب بينما ترتبط جزيئات المركب CH_3CH_3 بقوى لندن و بذلك فإن الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التجاذب بين جزيئات CH_3CH_2Cl أعلى مما يلزم لجزيئات CH_3CH_3 و بذلك فإن درجة غليانه تكون أعلى .

ب – يحتوي المركب $NH_2CH_2CH_2NH_2$ على مجموعتي (NH_2) الأمين و يمكنه تكوين مجموعتين من الروابط الهيدروجينية و يكون التجاذب بين جزيئاته أكبر من المركب $CH_3CH_2CH_2NH_2$ الذي يحتوي مجموعة أمين واحدة (NH_2) و يكون مجموعة واحدة من الروابط الهيدروجينية

ج -

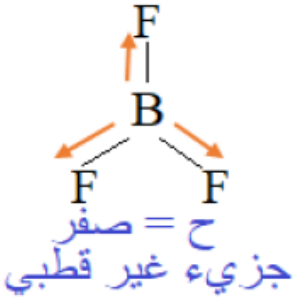




محصلة العزم القطبي ≠ صفر محصلة العزم القطبي = صفر

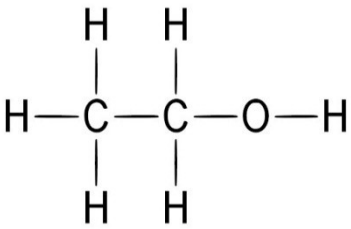
قطبية الروابط في الجزئ CCl_4 تلغي بعضها بعضا فيكون الجزئ غير قطبي ، في حين أن قطبية الروابط في $CHCl_3$ لا تلغي بعضها فيكون الجزئ قطبي .

د-

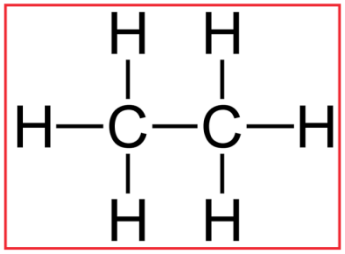


لان قطبية الروابط تلغي بعضها بعضا و محصلة العزم القطبي تساوي صفر و يكون الجزئ غير قطبي

هـ - جزيئات الإيثانول قطبية تظهر على أطرافها شحنات جزئية موجبة و أخرى سالبة و ترتبط فيما بينها بروابط هيدروجينية و



الماء جزيئاته قطبية ترتبط فيما بينها بروابط هيدروجينية مما يسبب حدوث تجاذب بين جزيئات الماء وجزيئات الميثانول

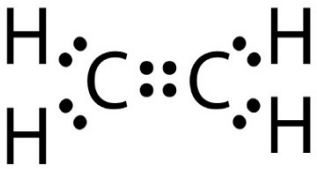


بينما جزيئات الإيثان غير قطبية مما يقلل من انجذابها نحو جزيئات الماء و يبذلك يكون عديم الذوبان

-8

الجزئ	تهجين الذرة المركزية	Non-B.e-.p	الشكل البنائي للجزئ	الزاوية بين الروابط	قطبية الجزيئات
PCl_3	SP^3	يوجد زوج واحد	هرم ثلاثي	107°	قطبي
H_2O	SP^3	يوجد زوجين	منحني	104.5°	قطبي
CO_2	SP	لا يوجد	خطي	180°	غير قطبي
$GeCl_4$	SP^3	لا يوجد	رباعي الأوجه منتظم	109.5°	غير قطبي

9- أ- تركيب لويس للجزئ



1- نكتب التوزيع الالكتروني لكل من $_1H$, $_6C$

$_1H : 1S^1$ $_6C : 1S^2\ 2S^2 2p^2$

عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

H=1 , C= 4

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_C \times n(_{C\ atom}) + (v.e^-)_H \times n(_{H\ atom})$$

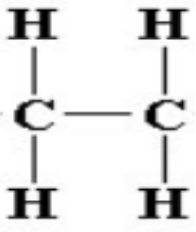
إلكترونات التكافؤ الكلية =

عدد إلكترونات تكافؤ C × عدد ذرات C + عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذرات H

$$Total\ (v.e^-) = 4\times2 + 1\times2 = 10\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ (v.e⁻.p) بقسمة الكترونات التكافؤ v.e⁻ على 2

$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2$ ⟹ 10 /2 = 5 pairs

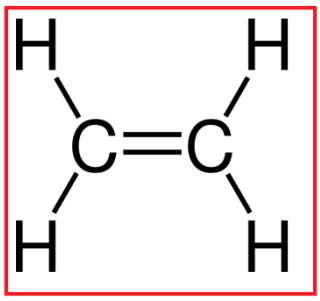


4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي C

5- نوزع ذرات الهيدروجين حولها و نرسم روابط أحادية

نلاحظ أن كل ذرة الكربون لم تحقق قاعدة الثمانية وينقصها زوج من الإلكترونات

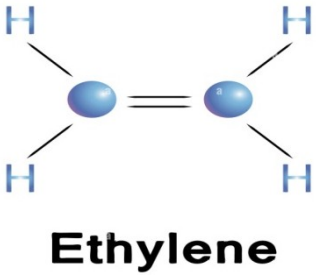
6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :



Non B.e$^-$.p = v.e$^-$.p - B.e$^-$.p = 5-5=0 pairs

نقوم برسم رابطة ثنائية بين ذرتي الكربون لتستطيع الوصول إلى التركيب الثماني المستقر

7- نلاحظ أن ذرة الكربون تحاط بأربعة أزواج من الالكترونات رابطة ولا يوجد حولها أزواج غير رابطة فيصبح المركب كالتالي :



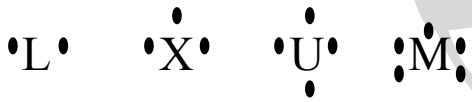
أ- في المركب 5 روابط من نوع σ و رابطة واحدة من نوع π .

ب- التهجين الذي تستخدمه ذرة الكربون SP^2 .

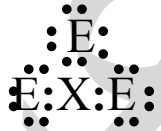
ج- توزيع أزواج الإلكترونات في الفراغ حول ذرة الكربون

د- مقدار الزوايا بين الروابط حول كل ذرة كربون 120°

10- أ- تركيب لويس كالتالي :



ب- تركيب لويس للجزيئات



ج-

المركب	UD_4	ME_3	XD_3	LE_2
الشكل الفراغي	رباعي الأوجه منتظم	هرم ثلاثي	مثلث مستو	خطي

د-

المركب	LE_2	UD_4	XD_3	GD_2
القطبية	غير قطبي	غير قطبي	غير قطبي	قطبي

هـ -

المركب	GD_2	UD_4	ME_3	XD_3	LE_2
نوع التهجين	SP^3	SP^3	SP^3	SP^2	SP

و-

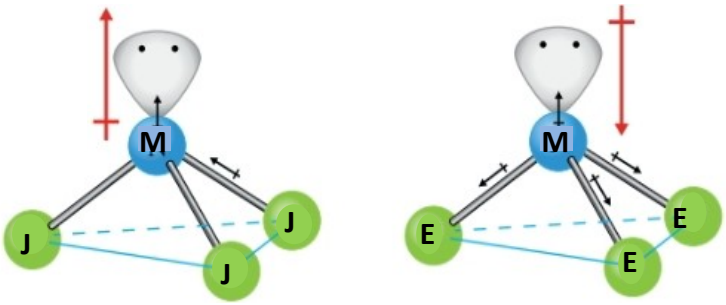
المركب	GD_2	ME_3	XD_3
الزاوية	104.5°	107°	120°

ز-

المركب	GD_2	UD_4	ME_3	XD_3	LE_2
القطبية	قطبي	غير قطبي	قطبي	غير قطبي	غيرقطبي

ح –

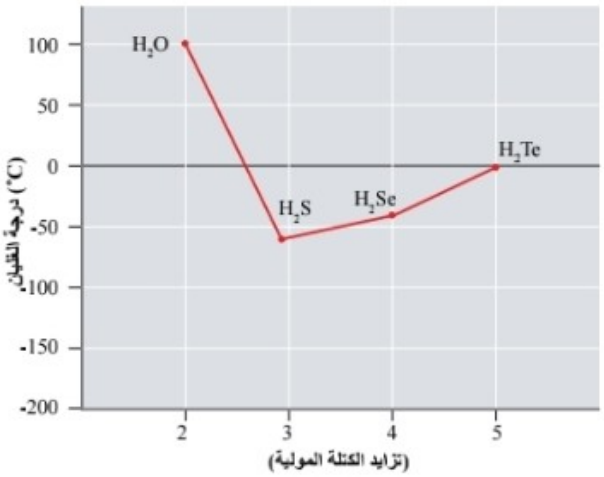
يتوقع أن تكون قطبية الجزئ MJ_3 أكبر من قطبية الجزئ ME_3



ط – المادة الأعلى درجة غليان في الحالة السائلة R ، لأن عدده الذري أكبر و بذلك فانه يحتوي عدد أكبر من الإلكترونات و كذلك كتلته الذرية أكبر و تكون قوى لندن بين ذراته أقوى ولذلك تكون درجة غليانه هي الأعلى .

11- أ) H_2O : روابط هيدروجينية

H_2S , H_2Se , H_2Te : قوى ثنائية القطب



ب) بسبب الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء في حين أن القوى بين الجزيئات الأخرى هي ثنائية القطب

ج) تزداد درجة غليان مركبات عناصر المجموعة باستثناء الماء بسبب زيادة كتلتها المولية

مما يزيد من قوى ثنائية القطب بينها فتزداد درجة غليانها .

12-

السؤال	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
الإجابة	ج	د	أ	ج	ج	ب	ج	ب	د	ج

أوراق العمل

للوحـــدة الأولى

أشكال الجزيئات وقوى

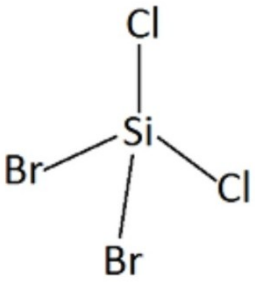
التجاذب في ما بينها

ورقـــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

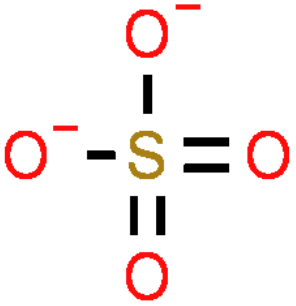
عنـــوان الـــــدرس : الرابطة التساهمية / تركيب لويس

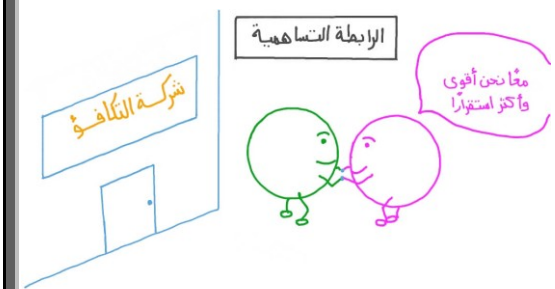
1- أكتبي تركيب لويس و حددي عدد أزواج الالكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في الجزئ ($SiCl_2Br_2$) علما بأن الكترونات تكافؤ العناصر كالتالي :-

Si=4 , Cl=7 , Br = 7



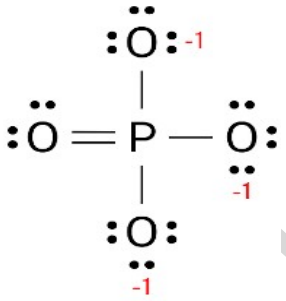
2- أكتبي تركيب لويس و حددي عدد أزواج الالكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في الأيون (SO_4^{2-}) علما بأن العدد الذري للنيتروجين S = 16 و الأكسجين O = 8 :

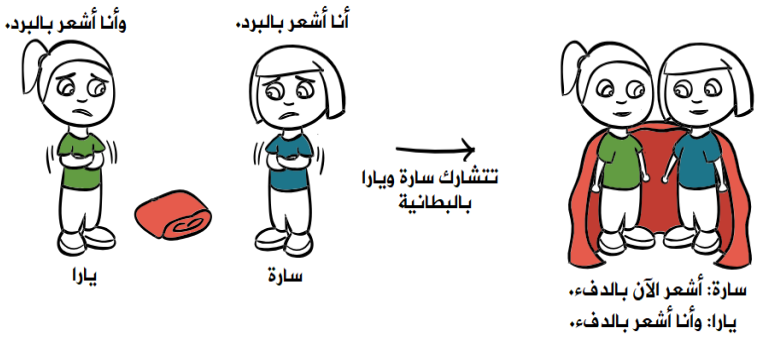




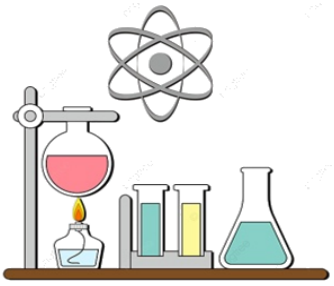
3- أرسمي تركيب لويس و حددي عدد أزواج الالكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في الجزئ HCN علما بأن العدد الذري كالتالي : H=1 , N = 5 , C=6

4- أكتبي تركيب لويس و حددي عدد أزواج الالكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في الأيون (PO_4^{3-}) علما بأن العدد الذري للنيتروجين P = 15 و الأكسجين O = 8 :





غادة عبيدات



ورقـــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

عنـــوان الـــــدرس : الـــــرابطة التناسقيـــة

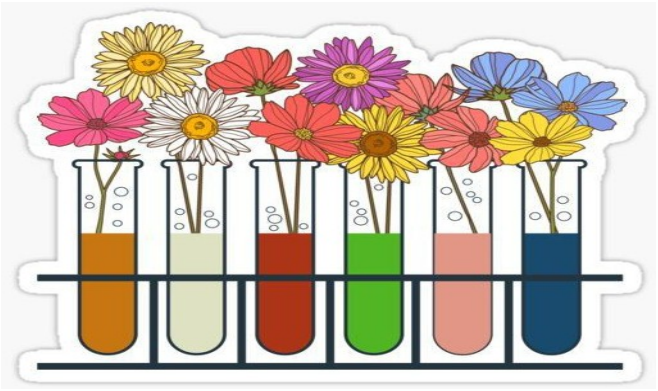
اســـــم المادة :- الكيميـــــاء

1- وضحي كيف تتشكل الرابطة التناسقية عند تفاعل (PH_3) مع أيون الهيدروجين H^+ علما بأن مجموعات الذرات كالتالي للفسفور $P = 5$ و الهيدروجين $H = 1$:

2- وضحي كيف تتشكل الرابطة التناسقية عند تفاعل (BF_3) مع (NH_3) علما مجموعات الذرات كالتالي $B = 3$ و $F = 7$ و $H = 1$ و $N = 5$:

3- وضحي كيف تتشكل الرابطة التناسقية في أول أكسيد الكربون CO علما بأن مجموعات الذرات كالتالي $O= 6$, $C=4$

غادة عبيدات

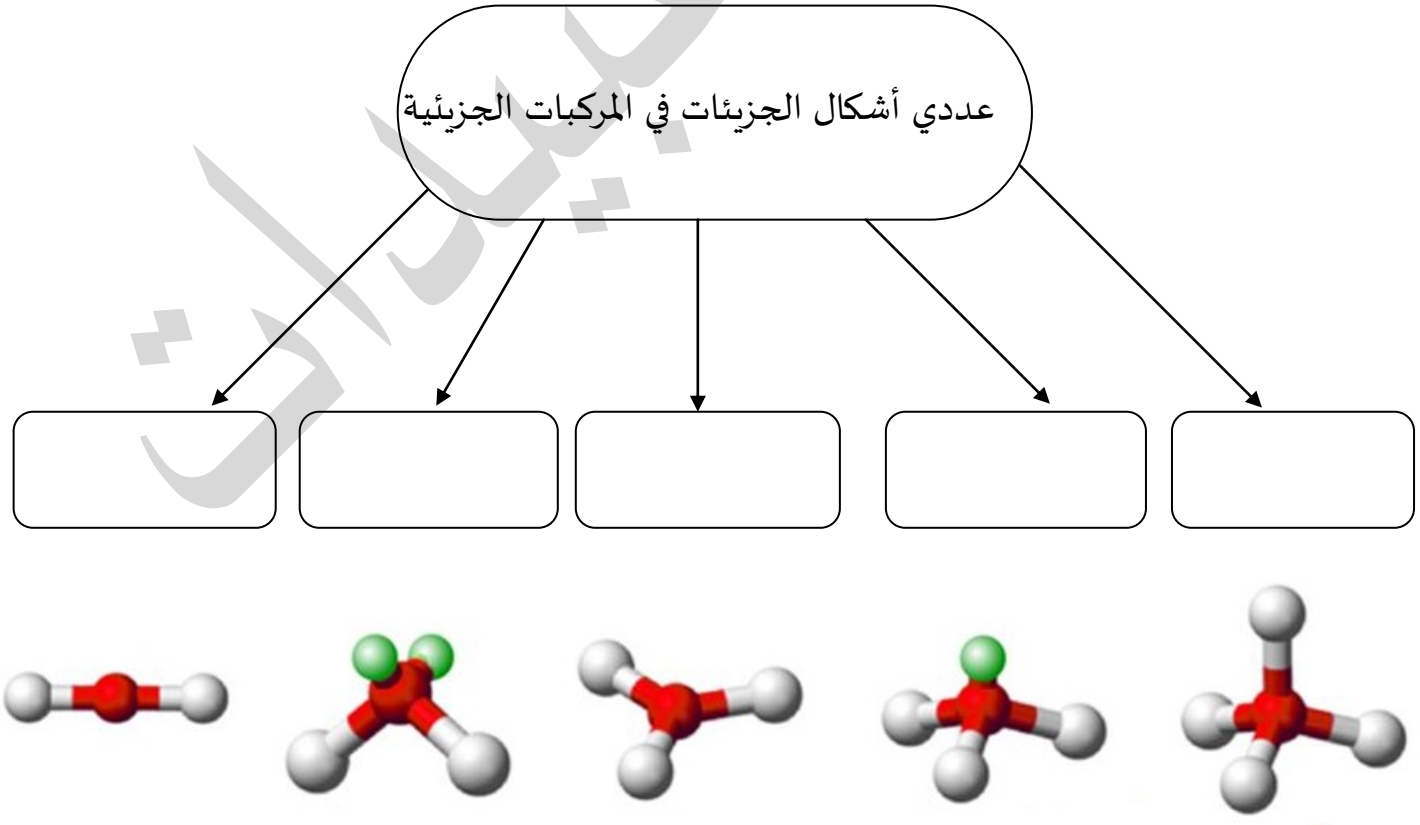


ورقة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

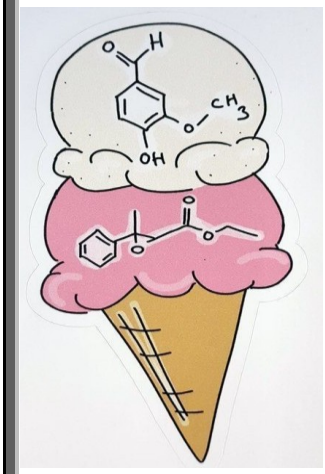
الدرس :- نظرية رابطة التكافؤ

اكملي الجدول بما ترينه مناسبا :-

الجزئ	التوزيع الالكتروني	الأفلاك المتداخلة	شكل الفلك بعد التداخل	نوع الرابطة
H_2				
F_2				
Cl_2				
O_2				
N_2				



عادة عبيدات



ورقـــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

عنـــوان الـــــدرس : قوى التجاذب بين الجزيئات

1- ما نوع قوى التجاذب الرئيسة بين جزئيات أو ذرات كل من المواد الآتية إذا كانت في الحالة السائلة :

C_2H_5OH	Ar	O_2
C_8H_{18}	NO	I_2
$C_3H_7NH_2$	H_2S	NCl_3

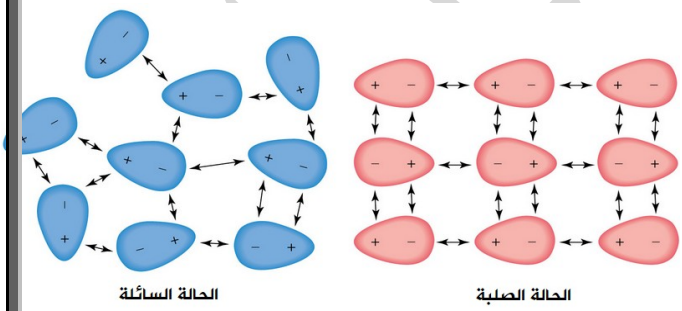
2- رتبي المواد الآتية تبعا لزيادة درجة غليانها

CH_3CH_3 , CH_4 , $CH_3CH_2CH_3$

3- أي المركبات الآتية يكون ترابطا هيدروجينيا بين جزيئاته :

CH_3CH_3 , CH_3OH , SiF_4 , CH_3F , CH_3NH_2 , $HC\overset{O}{\overset{\|}{}}H$

4- يوضح الشكل جزيئات ثنائي القطب لمادتين في الحالتين : الصلبة و السائلة



أ- أي الجزيئات أكثر عشوائية في أوضاعها و حركاتها ؟

ب- أي الحالتين المسافات بين الجزيئات أقل ؟

ج- أي الحالتين قوى التجاذب بين الجزيئات أقوى ؟

د- أي الحالتين الطاقة الحركية للجزيئات أقل ؟

5- رتبي الجزيئات الآتية تبعا لزيادة درجة غليانها :

$CH_3CH_2CH_2CH_3$, $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$, $CH_3\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}HCH_3$

6- ما العوامل المؤثرة في قوى لندن ؟

ورقـــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

عنـــوان الـــــدرس : ورقة عمل أشكال الجزيئات

وقوى التجاذب بينها

D											Y
	Q				M	E	U	W	A		
R							X				

1- ادرسي الجدول الآتي ، ثم أجيبي عن الأسئلة التي تليه :

أ- أكتبي تركيب لويس لكل من : Q , M , E , X , A

ب – أكتبي تركيب لويس للجزيئات WD_2 , MA_3

جـ - توقعي الشكل الفراغي لكل من المركبات الآتية : ED_4 , UA_3 , MD_3 , QA_2

د- حددي نوع تهجين الذرة المركزية لكل من الجزيئات : WD_2 , ED_4 , UA_3 , MD_3 , QA_2

و- حددي مقدار الزاوية بين الروابط في كل من الجزيئات : WD_2 , UA_3 , MD_3

هـ - قارني بالرسم قطبية الجزئ UA_3 بالجزئ UD_3

ز- حددي الجزئ القطبي بين الجزيئات :

QA_2 , ED_4 , MD_3 , WD_2

الوحـــدة الثانية

التفاعلات و الحسابات الكيميـــــائية

الوحدة الـــــرابعة : التفاعلات والحسابات الكيميائية

التفـــــاعلات الكيميائية

انواع التفاعلات الكيميائية

- تفاعلات الاتحاد
- تفاعلات الإحلال الأحادي
- تفاعلات الإحلال المزدوج
  - تفاعلات الترسيب
  - تفاعلات منتجة للغازات
  - تفاعلات التعادل
- تفاعلات التحلل

1- تفاعل الاحتراق

2- تفاعل الاتحاد

3- تفاعل التحلل أو التفكك

4- تفاعل الإحلال الأحادي

5- تفاعل الإحلال الثنائي أو المزدوج

التفاعل الكيميائي

هي عملية تكسير الروابط بين ذرات عناصر المواد المتفاعلة و تكوين روابط جديدة بين ذرات عناصر المواد الناتجة ويتم فيه إعادة ترتيب للذرات دون المساس بنوعها وعددها .

- في التفاعل الكيميائي تختلف الصفات الفيزيائية و الكيميائية للمواد الناتجة عنها للمواد المتفاعلة ويتم التعبير عنه بمعادلة كيميائية موزونة تصف المواد المتفاعلة و الناتجة

- هناك دلائل لحدوث التفاعل الكيميائي منها نستدل على حدوث التفاعل الكيميائي من خلال :

1) تكوين راسب 2) انطلاق غازات 3) حدوث تغير في اللون

4) اختفاء المواد المتفاعلة 5) ظهور مواد جديدة 6) تغير في الحرارة

أولا :- تفاعلات الاتحاد

تفاعلات الاتحاد

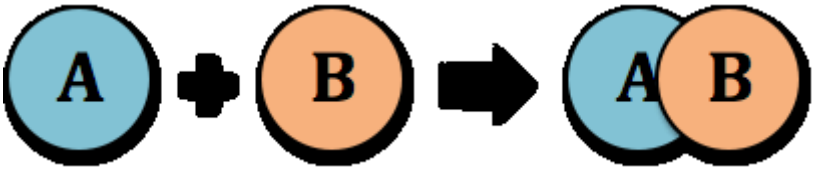
هو تفاعـــل كيميائي تتحد فيه مـــادتين أو أكثر (عناصر أو مركبات) لانتاج مادة واحدة جديدة تختلف في خصائصها عـــن خصائص مكوناتها

يسمى بتفاعل التكويـــن أو التحضـــير

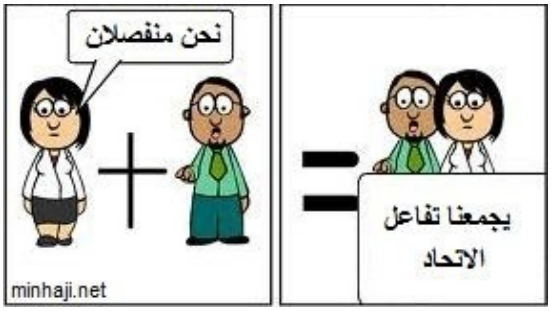
Combination Reactions

يمكن تمثيل تفاعلات الاتحاد بالمعادلة العامة الاتية :

$$A + B \rightarrow AB$$



وسمي تفاعل الاتحاد بتفاعل التكوين أو التحضير لانه يؤدي الى انتاج مادة جديدة



تصنف تفاعلات الاتحاد بناء على انواع المواد المتفاعلة كما يلي :

مثال :- تفاعل عنصر النحاس مع عنصر الكبريت لينتج كبريتيد النحاس (II)

$$Cu_{(S)} + S_{(s)} \xrightarrow{\Delta} CuS_{(s)}$$

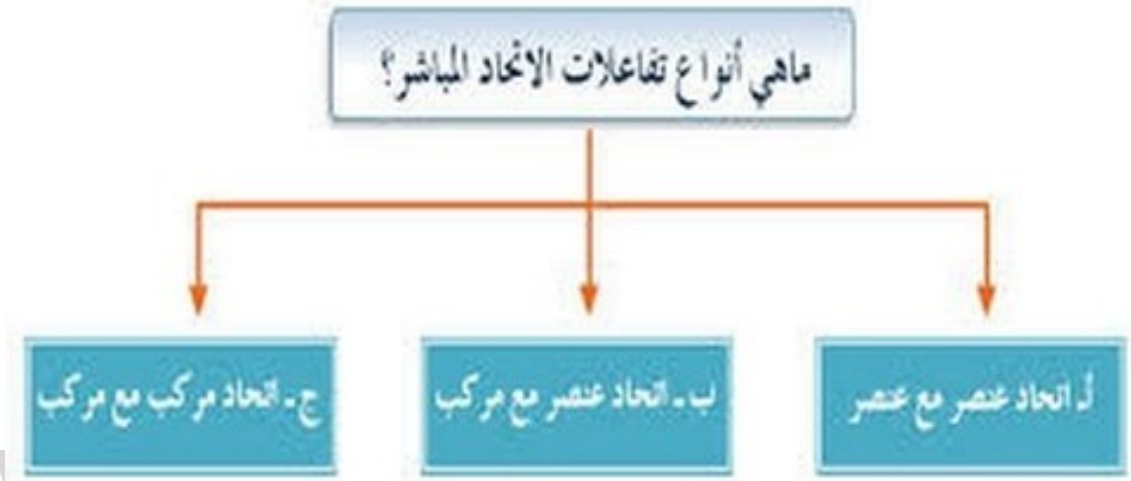
و تفاعل الأمونيا مع حمض الهيدروكلوريك لإنتاج كلوريد الأمونيوم

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$

تفاعل أكسيد المغنيسيوم مع غاز ثاني أكسيد الكربون لإنتاج كربونات المغنيسيوم

$$CO_{2(g)} + MgO_{(s)} \longrightarrow MgCO_{3(s)}$$

**أنواع تفاعلات الاتحاد :-



اتحاد عنصر مع عنصر :-

مثال : تفاعل الصوديوم مع غاز الكلور

عند إمرار غاز الكلور على فلز الصوديوم يشتعل فلز الصوديوم بضوء ساطع أصفر و ينتج مركب كلوريد الصوديوم

$$2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2NaCl_{(s)}$$

كلوريد الصوديوم

اشتعال الصوديوم

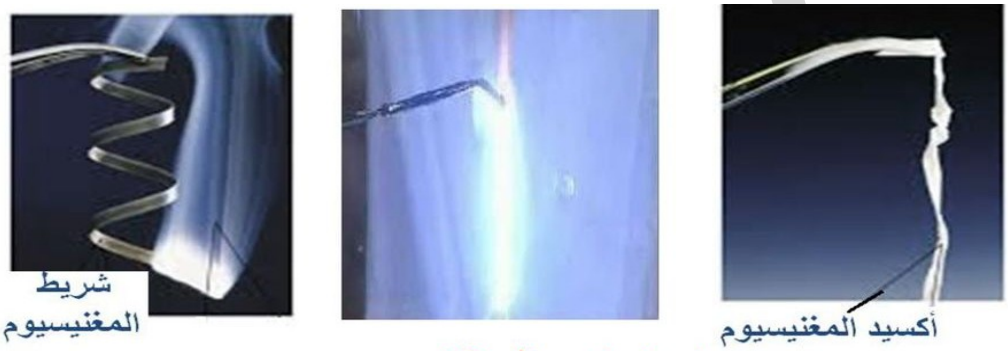
** تفاعل فلز الحديد مع عنصر الكبريت :

$$Fe_{(s)} + S_{(s)} \xrightarrow{\Delta} FeS_{(s)}$$

** تفاعل الفلزات مع الأكسجين :

القاعدة العامة : أكسيد الفلز ⟵ أكسجين + فلز

مثال : تفاعل شريط المغنيسيوم مع الأكسجين :يصدر عن الاحتراق لهب ضوئي لونه أبيض



احتراق المغنيسيوم

$$2Mg(s) + O2(g) \longrightarrow 2MgO(s)$$

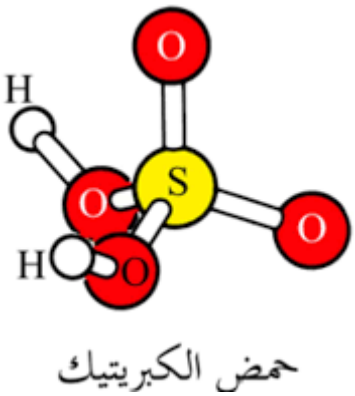
اتحاد عنصر مع مركب :-

مثال : تفاعل غاز أول أكسيد الكربون مع غاز الأكسجين لينتج غاز ثاني أكسيد الكربون :

$$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)}$$

** تفاعل اتحاد حمض الكبريت (حمض الكبريتوز) H_2SO_3 مع غاز الأكسجين لانتاج حمض الكبريتك H_2SO_4 :

$$2H_2SO_{3(aq)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2SO_{4(aq)}$$



حمض الكبريتيك

اتحاد مركب مع مركب :-

مثال : تفاعل أكسيد المغنيسيوم مع غاز ثاني أكسيد الكربون لانتاج كربونات المغنيسيوم

$$CO_{2(g)} + MgO_{(s)} \longrightarrow MgCO_{3(s)}$$

تفاعل ثاني أكسيد الكبريت مع أكسيد الكالسيوم

$$SO_{2(g)} + CaO_{(s)} \longrightarrow CaSO_{3(s)}$$

وكذلك يتفاعلُ مُركّب (أكسيد الكالسيوم) الجير الحيّ (مع الماء) لإنتاج هيدروكسيد الكالسيوم(الجيرُ المُطفأ)$Ca(OH)_2$ (المُستخدَمِ في موادّ البناء، وطلاءِ سيقان الأشجار ودِباغةِ الجلود)

ويعبر عن التفاعُل بالمعادلةِ الآتية :

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(aq)}$$

أمثلة أخرى :

$$N_2O_{5(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow 2HNO_{3(aq)}$$

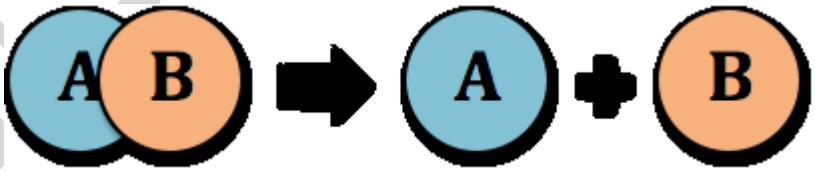
$$BaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ba(OH)_{2(aq)}$$

تفاعُلاتُ التحلُّل(التفكُّك) Decomposition Reactions

ثانيا :- تفاعل التحلل (التفكك) الحراري

تفاعل يتحلّلُ فيه مُركب واحد بوجود طاقة حراريّة أو ضوئيّة أوكهربائية لإنتاج مادّتينِ أو أكثر .

يمكن تمثيل تفاعلات التحلل بالصورة المبسطة التالية $AB \rightarrow A + B$



مثال:-

تحلل حمض الكربونيك منتجة غاز ثاني أكسيد الكربون والماء :

$$H_2CO_{3(s)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

تُصنَّفُ تفاعُلاتُ التحلُّل إلى ثلاثةِ أنواع كما يأتي:

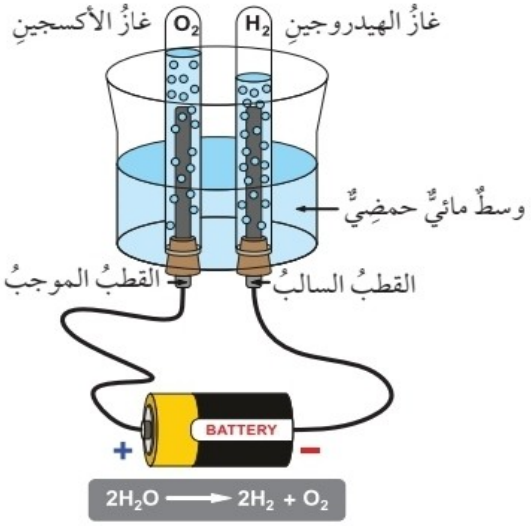
تحلُّلُ مُركب لإنتاج عنصرين: ينتُجُ عُنصرا الهيدروجينِ والأكسجينِ بالتحليل الكهربائيِّ للماء.

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)}$$

تحلل أكسيد الزئبق الى عناصره :-

$$2HgO_{(s)} \xrightarrow{\Delta} 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}$$

تتفاعل كل ذرة أكسجين مع ذرتي هيدروجين أي نسبة 1:2



كما يتحلّلُ بروميدُ الفَضّةِ (المستخدم في طلاءِ الأفلامِ الفوتوغرافيّة) بوجود الضوء، وينتِجُ عنصري الفِضةِ والبرومِ، وفقَ المعادلةِ الآتية :

$$2AgBr_{(s)} \xrightarrow{\text{ضوء}} 2Ag_{(s)} + Br_{2(l)}$$

تحلُّل مُركب لإنتاج مُركبينِ أو أكثر

تتحلّلُ كربوناتُ الفلزّاتِ الهيدروجينيّةِ مُنتجة كربونات الفلزِّ، وبخار الماء، وغاز ثاني أكسيد الكربون

$$2NaHCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

كما و يتحلل كربونات الكالسيوم لانتاج أكسيد الكالسيوم و غاز ثاني أكسيد الكربون

$$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

تتحلل كربونات الفلز لتعطي = أكسيد الفلز و غاز ثاني أكسيد الكربون

تتحلل كربونات الفلز الهيدروجينية لتعطي = كربونات الفلز و غاز ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء

هيدروكسيدات الفلزات تعطي = أكسيد الفلز و بخار الماء

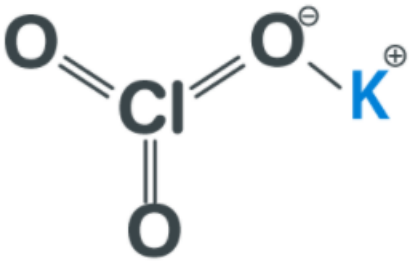
يتحلل هيدروكسيد الكالسيوم منتجة أكسيد الكالسيوم و بخار الماء

$$Ca(OH)_{2(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + H_2O_{(g)}$$

تحلل مركب لإنتاج عناصر و مركبات

تتحلل كلورات العناصر القلوية لتعطي = كلوريد الفلز و غاز الأكسجين

$$2KClO_{3(s)} \longrightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$



تحلل دايكرومات الأمونيوم :-

$$(NH_4)_2Cr_2O_{7(s)} \xrightarrow{\Delta} Cr_2O_{3(s)} + 4H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$$

فينتُجُ أكسيد الكرومِ وبخارُ الماءِ وغازُ النيتروجين

تفاعُلاتُ الإحلال $A + BC \rightarrow AC + B$

تفاعُل يحلّ فيه عنصر محلّ عنصر آخر في أحد مُركّباته ويسمى التفاعُل أيضا الاستبدالَ

ثالثا :- تفاعلات الإحلال الأحادي Displacement Reactions

هو تفاعل يحل فيه العنصر الأكثر نشاطا محل العنصر الأقل نشاطا منه في أحد أملاحه ويسمى الاحلال البسيط

تفاعلات الاحلال الأحادي

يمكن تمثيل تفاعلات الإحلال الأحادي بالصورة

تشير الرموز (A,B) الى فلزين أو لا فلزين

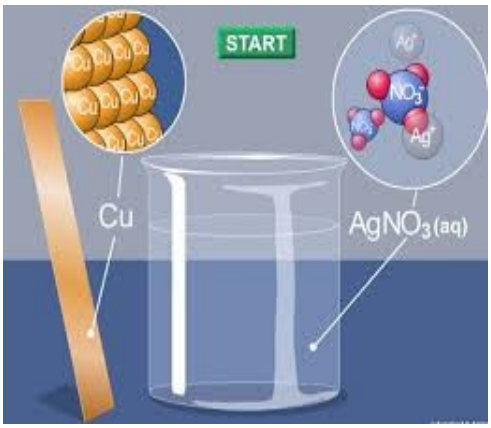
تُصنَّفُ تفاعُلاتُ الإحلال الأحاديّ الى ثلاثة أنواع كما يأتي :

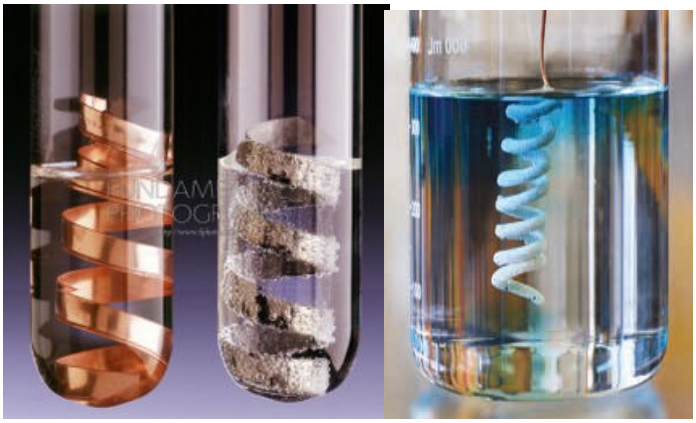
إحلال فلزٍّ محل فلزٍّ آخر

تفاعل عنصر النحاس مع محلول نترات الفضة :-

يحل عنصر النحاس (الأكثر نشاطا) محل أيونات الفضة (الأقل نشاطا) في المحلول وينتج محلول نترات النحاس و تترسب ذرات الفضة الصلبة كما في المعادلة :

$$Cu_{(s)} + 2AgNO_{3\ (aq)} \rightarrow Cu(NO_3)_{2(aq)} + 2Ag_{(s)}$$





كذلك يحل الألمنيوم محلّ الرصاص في محلول نترات الرصاص فينتجُ محلول نترات الألمنيوم وتترسّبُ ذراتُ الرصاص كما في المعادلة :

$$2Al_{(s)} + 3Pb(NO_3)_{2(aq)} \rightarrow 3Pb_{(s)} + 2Al(NO_3)_{3(aq)}$$

لتفاعلات الاحلال الاحادي أهمية كبيرة في تحضير أو استخلاص بعض العناصر من مركباتها

مثل تحضير غاز الهيدروجين

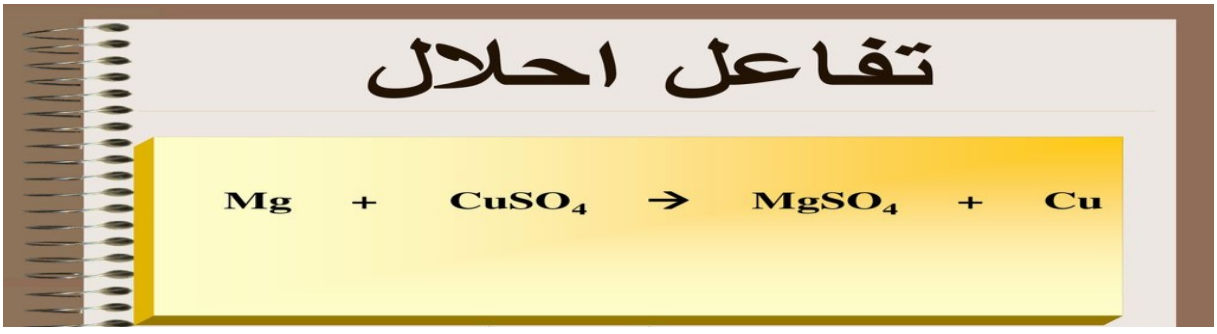
$$Zn_{(s)}+H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4(aq)}+H_{2(g)}$$

صوديوم Na، مغنيسيوم Mg، ألمنيوم Al، خارصين Zn، حديد Fe، نيكل Ni، رصاص Pb، نحاس Cu، فضة Ag.

وبناء على سلسلة النشاط الكيميائي كما في الشكل اعلاه يحل العنصر الأكثر نشاطا محل العنصر الأقل نشاطا منه كما في المعادلات الاتية :

$Mg_{(s)} + NiSO_{4(aq)} \rightarrow MgSO_{4(aq)} + Ni_{(s)}$

$Ni_{(s)} + MgSO_{4(aq)} \rightarrow$ لا يحدث تفاعل



إحلالُ فلزٍّ محل الهيدروجين في الماء أو محلول الحمض

تحل معظم الفلزات محل الهيدروجين عند تفاعلها مع الماء أو محلول الحمض ويتصاعد غاز الهيدروجين كما في المعادلتين الآتيتين :

$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaOH_{(aq)} + 2H_{2(g)}$

$Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$

إحلال لا فلز محل لافلزّ:

أفكر ص60 : لا يمكن لان الفضة أقل نشاطا من الخارصين لذا لا يحل محله في محلول ملح الخارصين

تعد تفاعلات الهالوجينات من أبرز الأمثلة على هذا النوع من التفاعلات ، إذ يحل الهالوجين الأكثر نشاطا محل الهالوجين الأقل نشاطا

$Cl_{2(g)} + 2NaBr_{(aq)} \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + Br_{2(l)}$

$Br_{2(l)} + 2NaCl_{(aq)} \rightarrow$ لايحدث تفاعل

أمثلة على تفاعلات إحلال احادي :

$2Al_{3(s)} + 3CuCl_{2(aq)} \rightarrow 2AlCl_{3(aq)} + 3Cu_{(s)}$

$Mg_{(s)} + Pb(NO_3)_{2(aq)} \rightarrow Mg(NO_3)_{2(aq)} + Pb_{(s)}$

Double Displacement

الإحـــلالُ المزدوجُ

تفاعلات الاحلال المزدوج

رابعا :- تفاعلات الاحلال المزدوج

هو تفاعل يحل فيه عنصران كل منهما محل الاخر في المركبين أو المحلول المائي لأملاحهما :-

$AB + CD \rightarrow AD + CB$

أو تفاعل يحدث فيه مزج محلولين لمركبين أيونيين فتتبادل الأيونات في المركبيت أماكنها مكونة مركبات جديدة :- يمكن تمثيل تفاعلات الإحلال المزدوج بالصورة

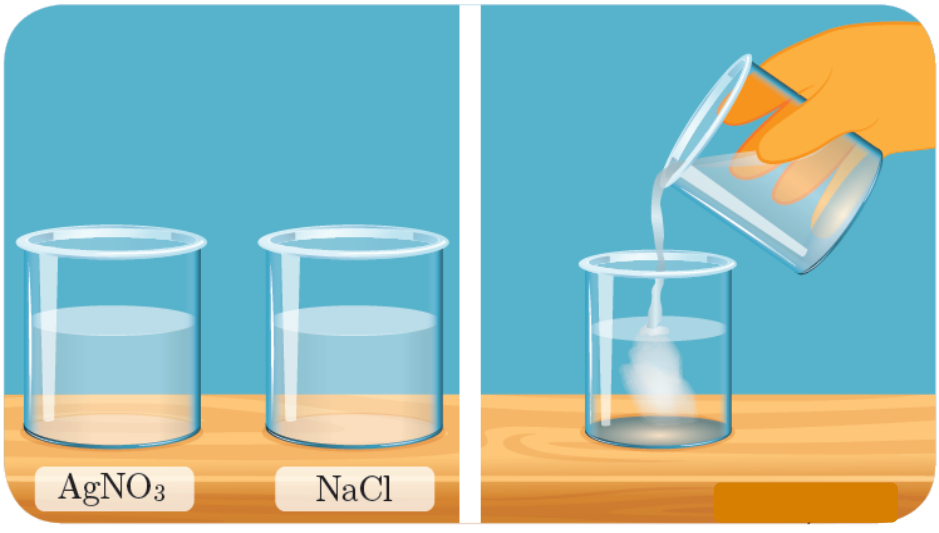
تُصنَّفُ تفاعُلاتُ الإحلال المزدوج الى ثلاثة أنواع :

تفاعُل الترسيب Precipitation Reaction

هو تفاعل تظهر فيه مادة راسبة نتيجة خلط محلولين لملحين ذائبين

مثال :-

تفاعل نترات الفضة مع كلوريد الصوديوم فينتج راسب من كلوريد الفضة



$$AgNO_{3(aq)} + NaCl_{(aq)} \longrightarrow \underline{AgCl}_{(s)}\downarrow + NaNO_{3(aq)}$$

راسب أبيض

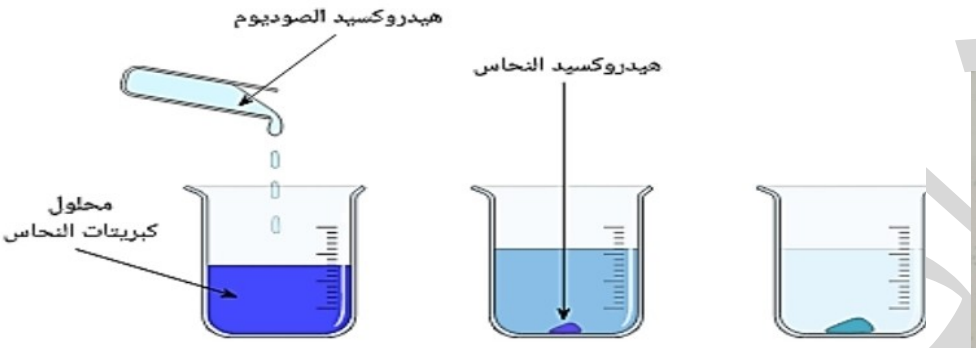
تفاعل كربونات الصوديوم مع محلول كبريتات النحاس

$$Na_2CO_{3(aq)} + CuSO_{4(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(aq)} + \underline{\mathbf{CuCO_3}}_{(s)}\downarrow$$

تفاعل محلول نترات الفضة مع محلول كلوريد البوتاسيوم :

$$KCl_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow \underline{\mathbf{AgCl}}_{(s)}\downarrow + KNO_{3(aq)}$$

تفاعل محلول كبريتات النحاس مع محلول هيدروكسيد الصوديوم :



$$CuSO_{4(aq)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow \underline{\mathbf{Cu(OH)_2}}_{(s)}\downarrow + Na_2SO_{4(aq)}$$

تفاعلات يصاحبها انطلاق غاز:-

هي تفاعلات احلال مزدوج يستدل على حدوثها من انطلاق غاز .

مثال :- تفاعل كربونات الكالسيوم مع محلول حمض الهيدروكلوريك

$$CaCO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow CaCl_{2(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

مثال :- تفاعل كبريتيد الحديد الثنائي مع محلول حمض الهيدروكلوريك

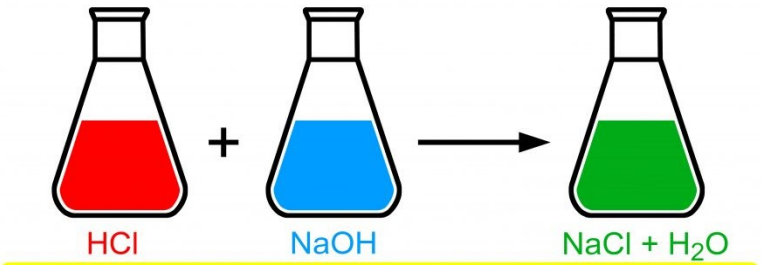
$$FeS_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow FeCl_{2(aq)} + H_2S_{(g)}$$

ويتصاعد غاز كبريتيد الهيدروجين السام

Neutrallization Reaction

تفاعلات التعادل

هو تفاعل يحدث بين محاليل الحموض والقواعد القوية وينتج عنه الملح والماء



Acid + Base ⟶ Salt + H_2O

حمض قاعدة ملح ماء

مثال :-

تفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع حمض الهيدروكلوريك:

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

تفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع حمض الكبريتيك :

$$2NaOH_{(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

تفاعل هيدروكسيد الباريوم مع حمض البروميك

$$Ba(OH)_{2(aq)} + 2HBr_{(aq)} \longrightarrow BaBr_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

تفاعل هيدروكسيد الليثيوم مع حمض الكبريتيك :

$$H_2SO_{4(aq)} + 2LiOH_{(aq)} \rightarrow Li_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

مهم جدا :-

تفاعـــــلات الاتحاد و التحلل و الإحـــــلال الاحادي هي تفاعـــــلات تأكســـد و اختزال

التأكسد:- عملية فقدان المادة للإلكترونات

و تكتب الالكترونات مع النواتج ، مثال :- $Na_{(S)} \longrightarrow Na^{+}_{(aq)} + e^{-}$

الإختزال:- عملية اكتساب المادة للإلكترونات

و تكتب الالكترونات مع المتفاعلات ، مثال :- $Cu^{+2}_{(aq)} + 2e^{-} \longrightarrow Cu_{(s)}$

ملاحظة :

الفلزات تفقد الالكترونات و تتحول الى أيونات موجبة

اللافلزات تكسب الالكترونات و تتحول الى أيونات سالبة

مجموع عدد الالكترونات التي تكتسبها ذرات العنصر الذي اختزل يجب أن يكون مساويا لمجموع عدد الالكترونات التي تفقدها ذرات العنصر الذي يتأكسد في التفاعل

* يساعد حمض الهيدروكلوريك الموجود في العصارة المعدية على هضم الطعام

* تسبب الزيادة في حمض الهيدروكلوريك الى شعور الفرد بالحرقة (حموضة المعدة)

تفاعل الخارصين مع الحمض :

$$Zn_{(s)} + 2H^{+}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

حيث يفقد الخارصين الالكترونات :

$$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^{-}$$

و يكتسب الهيدروجين هذه الالكترونات :

$$2H^{+}_{(aq)} + 2e^{-} \longrightarrow H_{2(g)}$$

وعند جمع المعاداتين السابقتين ينتج التفاعل الكلي :

$$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^-$$

$$2H^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)}$$

$$Zn_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

فسري :-

لماذا لا تعد تفاعلات الإحلال المزدوج تفاعل تأكسد و اختزال ؟

بسبب أن شحنات المواد المتفاعلة والناتجة لا تتغير أي لا يتم فيها فقد أو اكتساب الكترونات

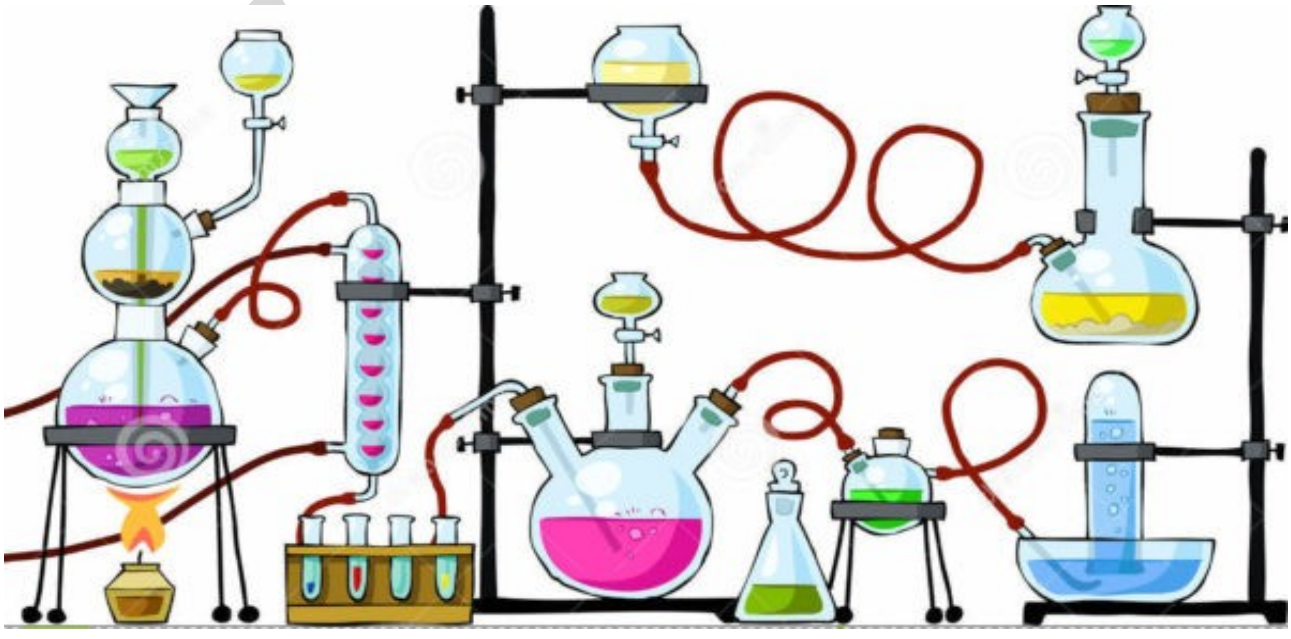
* يتم علاج حرقة المعدة بمركب قاعدي حيث يتفاعل مع حمض الهيدروكلوريك في المعدة و يؤدي الى ازالة الحرقة مثل مركب (هيدروكسيد المغنيسيوم $Mg(OH)_2$) .

أتحقق صـــ63 :

تفاعل التعادل : تفاعلات تحدث بين حمض وقاعدة تؤدي لتكوين ملح وماء ويختلف نوع الملح (قد يكون ملح حمضي أو ملح قاعدي أو ملح متعادل) بحسب طبيعة قوة الحمض والقاعدة المتفاعلة

$$\underset{\text{من القاعدة}}{OH^-_{(aq)}} + \underset{\text{من الحمض}}{H^+_{(aq)}} \longrightarrow H_2O_{(l)}$$

تفاعل الترسيب : تفاعلات تحدث عند مزج محلولين لمركبين أيونيين فيتحد الأيون الموجب من أحدهما مع الأيون السالب من الاخر فيتكون مركب أيوني غير ذائب يترسب في وعاء التفاعل



المعادلةُ الأيونيةُ Ionic Equation

هي معادلة تظهر فيها الجسيمات المتفاعلة أو الناتجة جميعها في المحلول سواء كانت جزيئات أو أيونات

مثال : تفاعل محلول نترات الرصاص مع محلول نترات البوتاسيوم ينتج محلول نترات البوتاسيوم و يترسب يوديد الرصاص

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2KI_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2KNO_{3(aq)}$$

المعادلة الأيونية الاتية تبين التفاعل السابق :

$$Pb^{+2}_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)} + K^+_{(aq)} + I^-_{(aq)} \longrightarrow PbI_{2(s)} + K^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

يتضح من التفاعل أن أيونات البوتاسيوم و أيونات النترات لم تتغير في طرفي المعادلة ، أي لم تشترك في التفاعل ولك يحدث عليها أي تغير كيميائي يطلق عليها : الأيونات المتفرجة

الأيونات المتفرجة : هي الأيونات التي لا تشترك في التفاعل الكيميائي و لا يحدث لها أي تغير كيميائي لذا يجوز حذفها كالتالي :

$$Pb^{+2}_{(aq)} + \cancel{NO_3^-{}_{(aq)}} + \cancel{K^+_{(aq)}} + I^-_{(aq)} \longrightarrow PbI_{2(s)} + \cancel{K^+_{(aq)}} + \cancel{NO_3^-{}_{(aq)}}$$

أما أيونات الرصاص و اليود تتفاعل لتكون راسب أصفر من يوديد الرصاص PbI_2

المعادلة النهائية تسمى المعادلة النهائية الصافية :

$$Pb^{+2}_{(aq)} + 2I^-_{(aq)} \longrightarrow PbI_{2(s)}$$

استعمالات يوديد الرصاص : يستخدم في صناعة الدهانات

الجدول في الكتاب (ص66) يبين تحقيق قانوني حفظ الكتلة و حفظ الشحنة في المعادلة الأيونية

تحقق المعادلة الأيونية الصافية القوانين الاتية :

- قانون حفظ الكتلة : " أن أنواع ذرات المواد المتفاعلة والناتجة وعددها قبل التفاعل و بعده تبقى ثابتة "

- قانون حفظ الشحنة : " أن المجموع الكلي للشحنات الموجبة والسالبة في المواد المتفاعلة يساوي مجموعهما في المواد الناتجة "

مثال (1) :-

تفاعل كلوريد النحاس الثنائي مع هيدروكسيد الصوديوم لينتج محلول من كلوريد الصوديوم وراسب من هيدروكسيد النحاس

المعادلة الكيميائية الموزونة :

$$CuCl_{2(aq)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + Cu(OH)_{2(s)}$$

المعادلة الأيونية :-

$$Cu^{+2}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)} + 2Na^{+}_{(aq)} + 2OH^{-}_{(aq)} \longrightarrow 2Na^{+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)} + Cu(OH)_{2(S)}$$

نحذف الأيونات المتفرجة من طرفي المعادلة :

$$Cu^{+2}_{(aq)} + \cancel{2Cl^{-}_{(aq)}} + \cancel{2Na^{+}_{(aq)}} + 2OH^{-}_{(aq)} \longrightarrow \cancel{2Na^{+}_{(aq)}} + \cancel{2Cl^{-}_{(aq)}} + Cu(OH)_{2(S)}$$

المعادلة الأيونية النهائية :-

$$Cu^{+2}_{(aq)} + 2OH^{-}_{(aq)} \longrightarrow Cu(OH)_{2(S)}$$

مثال (2) :

يتفاعل محلول نترات الفضة $AgNO_3$ مع محلول بروميد الصوديوم NaBr ليتكون محلول نترات الصوديوم $NaNO_3$ ويترسب مركب بروميد الفضة AgBr

المعادلة الكيميائية الموزونة :

$$AgNO_{3(aq)} + NaBr_{(aq)} \rightarrow AgBr_{(s)} + NaNO_{3\ (aq)}$$

المعادلة الأيونية :

$$Ag^{+}_{(aq)} + NO_3^{-}{}_{(aq)} + Na^{+}_{(aq)} + Br^{-}_{(aq)} \longrightarrow AgBr_{(s)} + Na^{+}_{(aq)} + NO_3^{-}{}_{(aq)}$$

نحذف الأيونات المتفرجة من طرفي المعادلة :

$$Ag^{+}_{(aq)} + \cancel{NO_3^{-}{}_{(aq)}} + \cancel{Na^{+}_{(aq)}} + Br^{-}_{(aq)} \longrightarrow AgBr_{(s)} + \cancel{Na^{+}_{(aq)}} + \cancel{NO_3^{-}{}_{(aq)}}$$

المعادلة الأيونية النهائية :

$$Ag_{(aq)} + Br^{-}_{(aq)} \longrightarrow AgBr_{(s)}$$

قد يكون الناتج في المعادلة الأيونية بجميع الحالات الفيزيائية صلب أو سائل أو غاز

مثال (3) : يتعادل محلول حمض الهيدروكلوريك HCl مع محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH كما في المعادلة الاتية :-

$$HCl_{(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow KCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

المعادلة الأيونية :-

$$H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow K^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

نحذف الأيونات المتفرجة من طرفي المعادلة :-

$$H^+_{(aq)} + \cancel{Cl^-_{(aq)}} + \cancel{K^+_{(aq)}} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow \cancel{K^+_{(aq)}} + \cancel{Cl^-_{(aq)}} + H_2O_{(l)}$$

المعادلة الأيونية النهائية :

$$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$$

مثال (4) :

$$2HCl_{(aq)} + Na_2S_{(aq)} \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_2S_{(g)}$$

المعادلة الأيونية :-

$$2H^+_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)} + 2Na^+_{(aq)} + S^{-2}_{(aq)} \longrightarrow 2Na^+_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)} + H_2S_{(g)}$$

نحذف الأيونات المتفرجة من طرفي المعادلة :-

$$2H^+_{(aq)} + \cancel{2Cl^-_{(aq)}} + \cancel{2Na^+_{(aq)}} + S^{-2}_{(aq)} \longrightarrow \cancel{2Na^+_{(aq)}} + \cancel{2Cl^-_{(aq)}} + H_2S_{(g)}$$

المعادلة الأيونية النهائية :

$$2H^+_{(aq)} + S^{-2}_{(aq)} \longrightarrow H_2S_{(g)}$$

أتحقق صـــ69:

$$AlCl_{3(aq)} + 3NaOH_{(aq)} \longrightarrow 3NaCl_{(aq)} + Al(OH)_{3(s)}$$

أ) المعادلة الأيونية :-

$$Al^{+3}_{(aq)} + 3Cl^-_{(aq)} + 3Na^+_{(aq)} + 3OH^-_{(aq)} \longrightarrow 3Na^+_{(aq)} + 3Cl^-_{(aq)}$$

ب) المعادلة الأيونية النهائية :

$$Al^{+3}_{(aq)} + 3OH^-_{(aq)} \longrightarrow Al(OH)_{3(s)}$$

مـــــراجعة الـــــدرس

-1

نوع التفاعل	المواد المتفاعلة	المواد الناتجة
تفاعل الاتحاد $A + B \rightarrow AB$	مادتين أو أكثر (عناصر أو مركبات	مادة واحدة جديدة
تفاعل التحلل $AB \rightarrow A + B$	مركب واحد	مادتين أو أكثر (عناصر أو مركبات)
تفاعل الإحلال الأحادي $A + BC \rightarrow AC + B$	عنصر نشط + محلول لعنصر اخر أقل نشاطا	محلول العنصر النشط + راسب من العنصر الأقل نشاطا
تفاعل الإحلال المزدوج $AB + CD \rightarrow AD + CB$	مركبين مختلفين	يحل كل عنصر محل الآخر في مركباته أو المحلول المائي لأملاحهما

2- التعاريف وردت خلال الدرس

3- المعادلة الكيميائية الموزونة :

$$Na_3PO_{4\,(aq)} + FeCl_{3(aq)} \rightarrow FePO_{4(s)} + NaCl_{\,(aq)}$$

المعادلة الأيونية :

$$3Na^{+}_{(aq)} + PO_4^{-3}{}_{(aq)} + Fe^{+3}_{(aq)} + 3Cl^{-}_{(aq)} \longrightarrow FePO_{4\,(s)} + 3Na^{+}_{(aq)} + 3Cl^{-}_{\,(aq)}$$

نحذف الأيونات المتفرجة من طرفي المعادلة :

$$3Na^{+}_{(aq)} + PO_4^{-3}{}_{(aq)} + Fe^{+3}_{(aq)} + 3Cl^{-}_{(aq)} \longrightarrow FePO_{4\,(s)} + 3Na^{+}_{(aq)} + 3Cl^{-}_{\,(aq)}$$

المعادلة الأيونية النهائية :

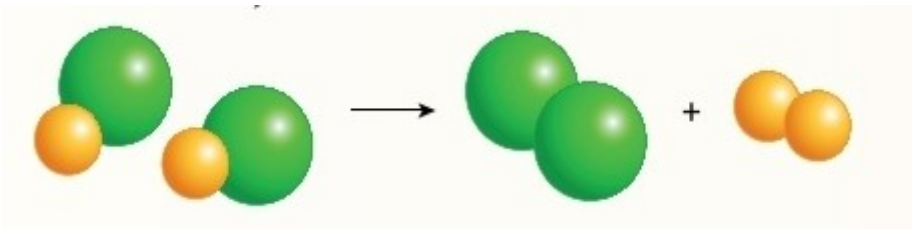
$$PO_4^{-3}{}_{(aq)} + Fe^{+3}_{(aq)} \longrightarrow FePO_{4\,(s)}$$

4- أ) إحلال مزدوج ب) إتحاد جـ) إحلال احادي د) تحلل أو تفكك

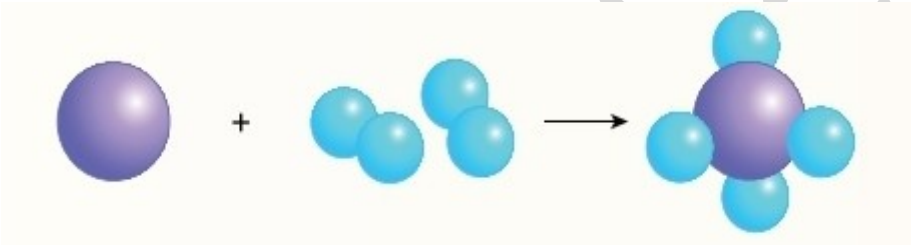
5- أ) إطلاق غاز ب) ترسيب جـ) تعادل

6 - حسب سلسلة نشاط اللافلزات (الهالوجينات) فإن الفلور يعد أكثر نشاطا من اليود لذا يحل محله في المحلول المائي ليوديد البوتاسيوم

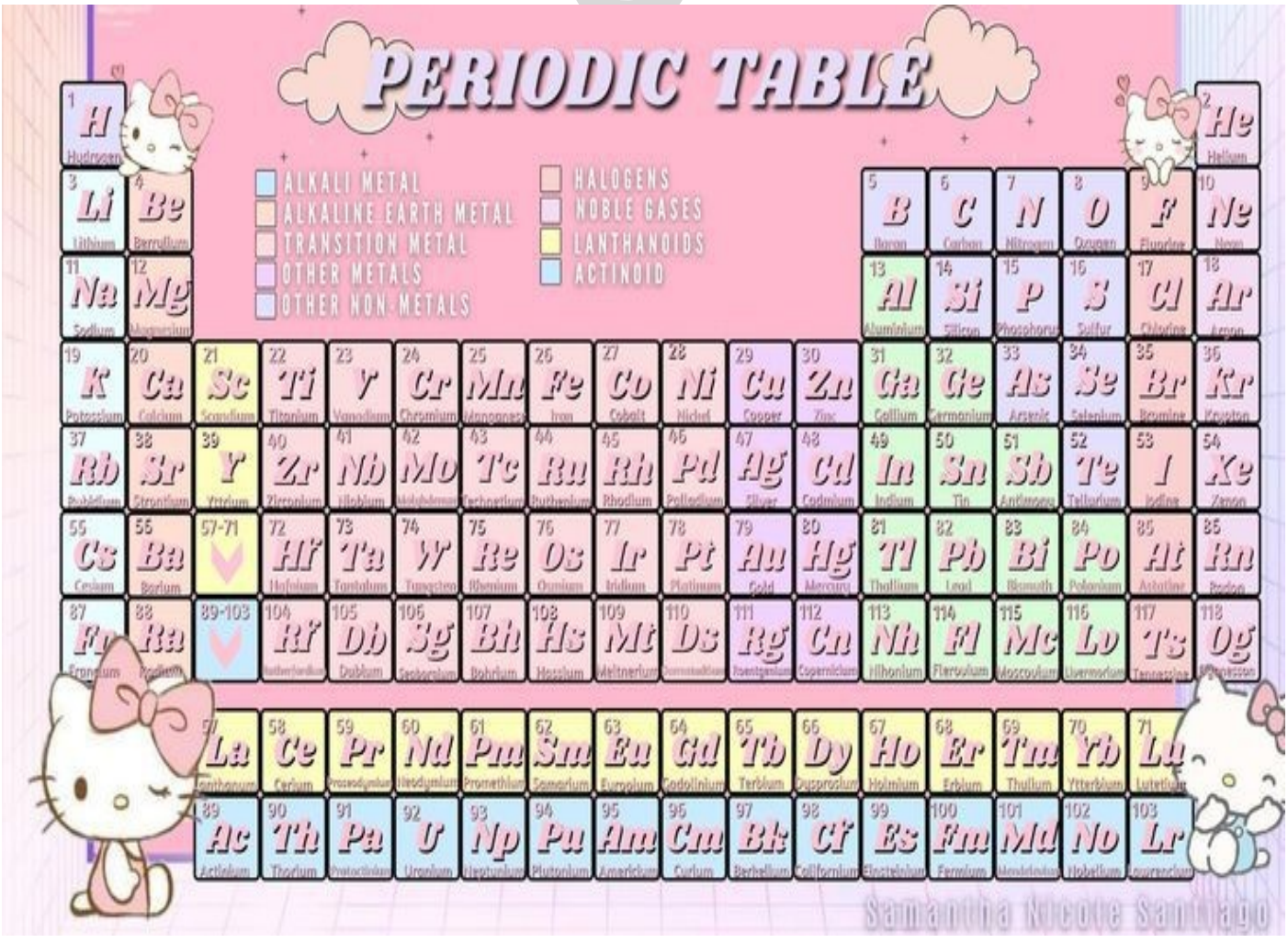
7 –



$$2AB \longrightarrow A_2 + B_2$$



$$A + 2B_2 \longrightarrow AB_4$$



تـــــركيز المحاليل

يعتبر تحضير المحاليل مهم جدا في الحياة العملية و خاصة مجالات الغذاء و الدواء و الصناعات المختلفة ، ولكن مزج كميات غير محددة من المذاب و المذيب في هذه المحاليل يؤثر في فاعليتها و خصائصها .

يعد تركيز المحلول مقياسا للتعبير عن كمية المادة المذابة في كمية محددة من المذيب او المحلول

* يمكن التعبير عن التركيز وصفيا بكلمة مخفف أو مركز

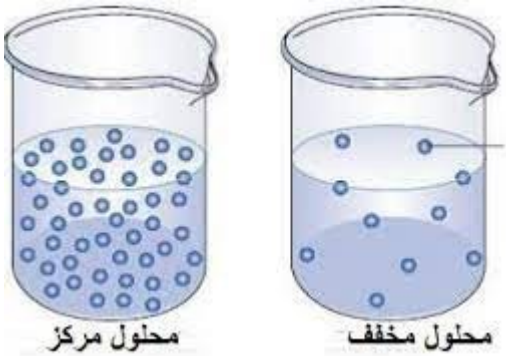
☒ يتم التعبير عن كمية المذاب و المذيب في المحاليل عن طريق مايسمى بتراكيز المحاليل ويستخدم لذلك ادوات مناسبة :-

ميزان كتلة

ماصة

دورق حجمي

<u>تركيز المحلول :-</u> هو مصطلح يستخدم للتعبير عن كتلة المذاب في المحلول



* يمكن التعبير عن التركيز كميا بوصفه نسبة بين كمية المذاب الى كمية المذيب او المحلول باستخدام الطرائق الكمية منها :

1- الكسر المولي

2- النسبة المئوية الكتلية أو الحجمية

3- المولارية

4- المولالية

أولا : الكسر المولي

هو النسبة بين عدد مولات المادة المذابة أو المذيب في المحلول الى عدد المولات الكلية للمذاب والمذيب

$$X_a = \frac{n_a}{n_a + n_b}$$

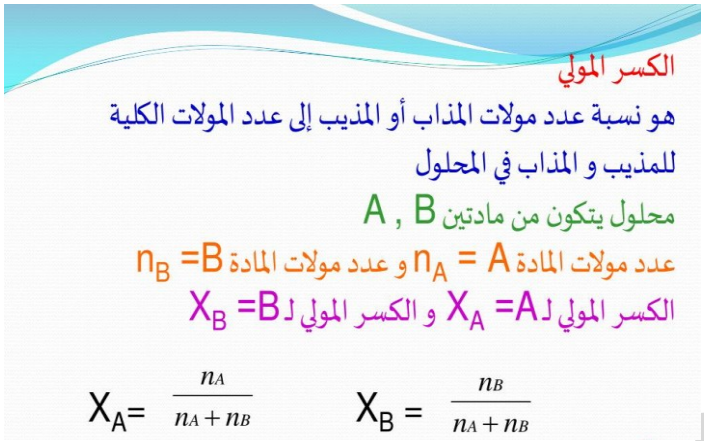
$$X_b = \frac{n_b}{n_a + n_b}$$

X_a الكسرُ المولي للمُذيب

n_a عددُ مولات المُذيب

X_b الكسرُ المولي للمُذاب

n_b عددُ مولات المُذاب



مثال : احسب الكسر المولي للماء و NaCl في محلول يحتوي 4 mol من كلوريد الصوديوم و 6 mol من الماء ؟

الحل : نحلل المعطيات : عدد مولات الماء = 6 mol

عدد مولات كلوريد الصوديوم = 4 mol

$X_{NaCl} = 4 / 6+4 = 0.4$ / $X_{H2O} = 6 / 6+4 = 0.6$

أتحقق صـــــ73 :

الحل : عدد مولات الماء = 2 mol

عدد مولات حمض الهيدروكلوريك = 2.5 mol

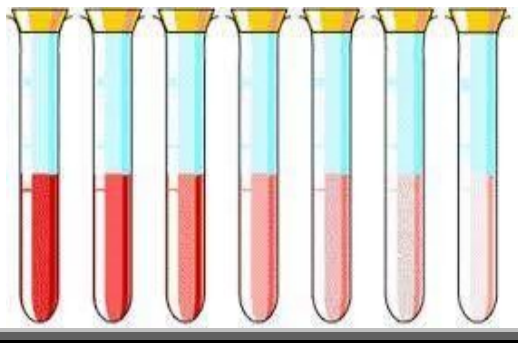
$X_{HCl} = 2.5 /(2+2.5) = 0.56$ / $X_{H2O} = 2 / (2+2.5) = 0.44$

ثانيا : النسبة المئوية بالكتلة

هي النسبة المئوية بين كتلة المذاب الى كتلة المحلول ، حيث

تساوي كتلة المحلول مجموع كتلتي المذاب والمذيب .

يتم التعبير عن تركيز المحلول في هذه الحالة باستخدام العلاقة الرياضية الآتية :-

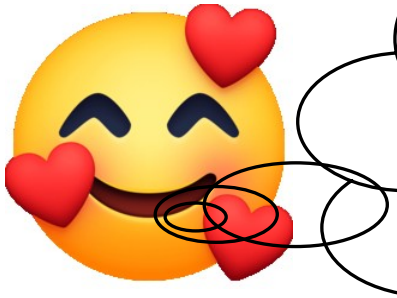


$$\text{النسبة المئوية بالكتلة } (m\ \%) = \frac{\text{كتلة المُذاب}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100\ \%$$

$$m\ \% = \frac{m\ of\ solute}{m\ of\ solution} \times 100\ \%$$

حيث أن كتلة المحلول = كتلة المذاب + كتلة المذيب

معلومات هامة :-



الغرام (g) وحدة قياس كل من :

كتلة المذاب / كتلة المذيب / كتلة المحلول

وحدة قياس حجم المحلول : ml حيث أن

1 L =1000 ml

مثال :- أذيب 30 g من ملح كلوريد الصوديوم NaCl في 170 g من الماء . احسبي النسبة المئوية بالكتلة المئوية للملح ؟

الحل : كتلة المذاب = 30 g ، كتلة المذيب = 170 g

كتلة المحلول = كتلة الملح + كتلة الماء = 200 g = 170 +30 = *m* of solution

$$m\ \% = 30/\ 200 \times 100\% = 15\%$$

أتحقق صـــ75 :

الحل : كتلة المذاب KNO_3 = 70 g ، كتلة المذيب (الماء المقطر) = 230 g

كتلة المحلول = كتلة الملح + كتلة الماء = 300 g = 230 +70 = *m* of solution

$$m\ \% = 70/\ 300 \times 100\% = 23.33\ \%$$

أسئلة اضافية :-

1- احسبي كتلة الماء اللازمة لتحضير محلول من سكر المائدة بالكتلة 5 % إذا علمت أن كتلة السكر المتوافرة هي 8g ؟

2- أذيب 20 g من $KMnO_4$ في لتر من الماء ، ماهي النسبة المئوية الكتلية للمحلول الناتج إذا كانت كثافته $1.5\ g/cm^3$ ؟

3- احسبي كتلة الماء اللازمة لتحضير محلول من سكر المالتوز تركيزه 9 % نسبة كتلية علما بان كتله السكر المذابة 18 g ؟

4- جدي كتلة NaCl اللازمة لتحضير محلول كتلته 10 g بتركيز 2 % بالكتلة ؟

5- احسبي النسبة المئوية الكتلية للمحلول الناتج من اذابة 20 g من NaCl في 180 g من الماء ؟

ثالثا: النسبة المئويـــة بالحجم

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

$$V\% = \frac{V_2}{V_{sol}} \times 100$$

هي النسبة المئوية بين حجم المذاب إلى حجم المحلول

حجم المحلول = حجم المذاب + حجم المذيب

القانون المستخدم :

اسألني كيمياء

النسبة المئوية الحجمية = $\frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} \times ١٠٠$

$$V\ \% = \frac{V_1}{V_{sol}} \times 100$$

V_1 = حجم المذاب V_2 = حجم المذيب V_{sol} = حجم المحلول

مثال :- ما النسبة المئوية بدلالة الحجم لمحلول من البروبانول حضر باذابة 35 ml منه في كمية من الماء المقطر تبلغ 155 ml ؟

الحل : حجم البروبانول المذاب = 35 ml

حجم المحلول = 35 + 155 = 190 ml

$V\ \% = 35 / 190 \times 100\% = 18.4\ \%$

أتحقق صـــ76 :

الحل : حجم الأسيتون المذاب CH_3COCH_3 = 28 ml

حجم المحلول = 150 ml

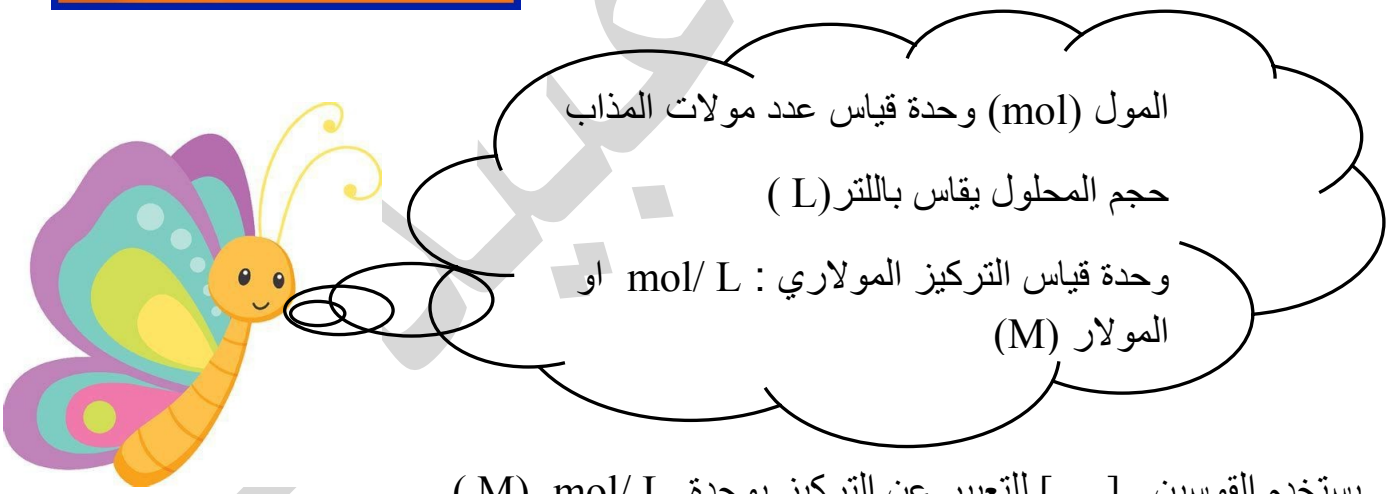
$V\,\% = 28 / 150 \times 100\% = 18.7\ \%$

أفكر صـــ76 :-

النسبة المئوية بالكتلة	كتلة المذاب مقسومة على كتلة المحلول	المذاب في الحالة الصلبة و المذيب في الحالة السائلة
النسبة المئوية بالحجم	حجم المذاب مقسوما على حجم المحلول	المذاب و المذيب في الحالة السائلة

رابعا : المولاريـــــــة

معلومات هامة :-



يستخدم القوسين [ ] للتعبير عن التركيز بوحدة mol/ L (M)

تعد أكثر الوحدات شيوعا لقياس التركيز

تسمى أيضا التركيز المولاري

المولارية :- هي عبارة عن عدد مولات المادة المذابة في لتر واحد من المحلول

$$\text{المولاريـــة} = \frac{\text{عدد مولات المذاب } (n_2)}{\text{حجـــم المحلـــول بـــاللتر } V_{sol}(L)}$$

$$\text{Molarity (M)} = \frac{n_2}{V_{sol}(L)}$$

$$\text{molarity} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{liters of solution}}$$

مثال :- احسبي التركيز المولاري لمحلول حضر باذابة 15 g من NaOH في كمية من الماء للحصول على محلول حجمه 1500 ml علما بأن $Mr_{NaOH} = 40$ g/mol ؟

الحل : التركيز المولاري =؟ كتلة NaOH = 15 g حجم المحلول = 1500 ml

نحسب أولا عدد مولات (n) هيدروكسيد الصوديوم من قانون عدد المولات $n = m / Mr$

$n = 15 / 40 = 0.375$ mol

حجم المحلول باللتر لذا نقسم على 1000 = 1500 / 1000 = 1.5 L

نطبق على القانون $M = n/V = 0.375 / 1.5$

$$\text{Molarity (M)} = \frac{n_2}{V_{sol}(L)}$$

$M = 0.25$ M

مثال :- احسبي كتلة اليوريا $CO(NH_2)_2$ اللازمة لتحضير محلول حجمه 500 ml بتركيز 0.5 M ؟

الحل :- كتلة للمذاب = ؟؟ ، حجم المحلول = 500 ml ، التركيز المولاري = 0.5 M

حجم المحلول باللتر لذا نقسم على 1000 = 500 / 1000 = 0.5 L

نحسب الكتلة المولية لليوريا $Mr_{CO(NH2)2} = (C\times1)+(O\times1)+(N\times2)+(H\times4) = 60$ g/mol

$$\text{Molarity (M)} = \frac{n_2}{V_{sol}(L)}$$

$M = n/V$ ⟵ $0.5 = n / 0.5$

$n = 0.25$ mol

نحسب الكتلة من قانون عدد المولات : $n = m / Mr$

$0.25 = m / 60$ ⟵ $m = 15$ g

أتحقق صـــــ 78 :

1- كتلة للمذاب = ؟؟ ، حجم المحلول = 2L ، التركيز المولاري = 0.04 M

$M = n/V$ ⟵ $0.04 = n / 2$ ⟵ $n = 0.08$ mol

نحسب الكتلة من قانون عدد المولات : $n = m / Mr$

$0.08 = m / 180$ ⟵ $m = 14.4$ g

2- المولارية = 1.11M حجم المحلول = ؟؟ كتلة المذاب : 1.11 g

نحسب عدد المولات من قانون عدد المولات : $n = m / Mr$

$n = 1.11 / 111$ ⟹ $n = 0.01 mol$

نحسب الحجم من قانون المولارية :

$M = n/V$ ⟹ $1.11 = 0.01 / V$ ⟹ $V = 0.009 L$

تمرين – 1- حضر محلول من كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$ بإذابة 24.5 g من الملح الصلب في الماء للحصول على محلول حجمه 300 ml ، احسبي تركيز $NaHCO_3$ علما بأن الكتلة المولية للمذاب Mr $NaHCO_3$ = 84 g/mol .

2- تم تحضير محلول من كلوريد الصوديوم NaCl بإذابة 4.39 g في كمية من الماء من أجل الحصول على محلول حجمه 250 ml ، احسبي [NaCl] علما بأن الكتلة المولية ل Mr NaCl = 58.5 g/mol .

خامسا :- المولالـــــية

(التركيز المولي الكتلي)

المولالية :- هي نسبة عدد مولات المذاب الى كيلو غرام واحد من المذيب

$$\text{المولاليـــة} = \frac{\text{عدد مولات المذاب } (n_2)}{\text{وزن المـــذيب Kg } (m_1)}$$

$$m = \frac{n_2}{m_{1(Kg)}}$$

mol وحدة قياس عدد مولات المذاب

كتلة المذيب تقاس ب kg

وحدة قياس التركيز المولالي : mol/kg

1 kg = 1000 g

مثال :- احسبي مولالية محلول تم تحضيره بإذابة 2 mol من حمض الهيدروكلوريك في 800 g من الماء ؟

الحل :- نحول من g الى kg بالقسمة على 1000 ⟸ 800 ÷1000= 0.8 kg

المعطيات :المولالية m = ؟ عدد المولات n = 2 mol كتلة المذاب m = 0.8 kg

$$m = \frac{n_2}{m_{1(Kg)}}$$

$m = 2 / 0.8 = 2.5$ mol/Kg

مثال :- احسبي مولالية محلول تكون من إذابة 5.6 g من هيدروكسيد البوتاسيوم KOH في 200 g ماء .

المولالية = ؟؟ ، ك مذاب = 5.6 g ، $Mr_{KOH} = (39\times1)+(1\times1)+(16\times1) = 56$ g / mol

ك مذيب = 200 g H_2O

الحل :- نحول من g الى kg بالقسمة على 1000 ⟸ 200 ÷1000= 0.2 kg

نحسب عدد المولات من قانون عدد المولات =

$$m = \frac{n_2}{m_{1(Kg)}}$$ n = m / Mr ⟹ 5.6 / 56 = 0.1 mol

$m = 0.1 / 0.2 = 0.5$ mol/Kg

أتحقق صـــــ 80 :

المولالية = ؟؟ ، ك مذاب = 8.4 g ، ك مذيب = 400 g H_2O

الحل :- نحول من g الى kg بالقسمة على 1000 ⟸ 400 ÷1000= 0.4 kg

نحسب عدد المولات من قانون عدد المولات =

n = m / Mr ⟹ 8.4 / 42 = 0.2 mol

$m = 0.2 / 0.4 = 0.5$ mol/Kg

أفكر صـــــ 80 ::

من المولالية التي تعرف بأنها هي نسبة عدد مولات المذاب الى كيلو غرام واحد من المذيب ، استطيع حساب عدد مولات المذاب و عدد مولات المذيب من قانون عدد المولات بعد حساب الكتلة المولية له ثم تطبيق قانون الكسر المولي بكل سهولة

المحاليل القياسية

المحاليل القياسية
Standard solutions

المحلول القياسي

تعتمد الطرق الحجمية على المحاليل القياسية، ويعرف المحلول القياسي بأنه ذلك المحلول المعلوم التركيز. لذا لا بد من العناية الفائقة سواء في أثناء الوزن أو من حيث نظافة الأوعية الزجاجية التي تحضر فيها المحاليل القياسية، إذ إن نتائج التحليل تعتمد على المعرفة التامة بتركيز المحلول القياسي.

المحاليل القياسية معلومة التركيز بدقة حيث يحتوي 1L من المحلول القياسي على 1 mol من المذاب

تخفيف المحـــاليل

يمكن تخفيف المحلول بإضافة كمية جديدة من السائل المذيب اليه بدون اضافة جديدة للمذاب ، وعندما يخفف المحلول فإن حجمه يزداد ويقل التركيز

مثال :- إضافة الماء للعصير المركز فيصبح لونه أخف ، وحلاوته أقل و يختلف طعمه .

عدد مولات المذاب لايتغير ⟵ حجم المحلول و التركيز يتغيران

عدد المولات قبل التخفيف = عدد المولات بعد التخفيف

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$\underbrace{M_1 V_1}_{\text{قبل التخفيف}} = \underbrace{M_2 V_2}_{\text{بعد التخفيف}}$$

حيث أن :-

M_1 :- التركيز المولاري قبل التخفيف M_2 :- التركيز المولاري بعد التخفيف

V_1 :- حجم المحلول قبل التخفيف V_2 :- حجم المحلول بعد التخفيف

مثال :- احسبي تركيزمحلول KOH الذي حضر بإضافة 150 ml من الماء المقطر الى 50 ml من محلول KOH الذي تركيزه 0.4 M

الحل :- $M_2 = ??$ $M_1 = 0.4\ mol/L$ $V_1 = 50\ ml$ $V_2 = 50 + 150 = 200$

$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$ و بالتالي $\Leftarrow$ $50 \times 0.4 = 200 \times M_2$

$M_2 = 0.1\ M$

أتحقق صـــ83 :

الحل :- $M_1 = 4\ M$ $M_2 = 0.2\ M$ $V_1 = 50\ ml$ $V_2 = ?$

$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$ و بالتالي $\Leftarrow$ $50 \times 4 = V_2 \times 0.2$

$V_2 = 1000\ ml$ حجم الماء المضاف = $1000 - 50 = 950\ ml$

مـــــراجعة الدرس

1- يمكن حساب تركيز المحلول بعدة طرق مختلفة منها : الكسر المولي و النسبة المئوية و المولارية والمولالية

2- التعاريف وردت خلال الدرس

3- الحل : نحلل المعطيات : عدد مولات الماء = 5 mol

عدد مولات نترات البوتاسيوم = 3 mol

$X_{KNO3} = 3 / (5+3) = 0.38$ / $X_{H2O} = 5 / (5+3) = 0.63$

4- الحل :- أ- منحنى خطي متناقص بين التركيز والزمن (ميله قيمة سالبة)

ب- يمكن ضبط المتغيرات مثل التركيز المئوي و الزمن بينما نثبت المتغيرات الأخرى مثل درجة الحرارة والضغط

ج- أكبر من 80 ثانية

6 - الحل :-

حجم HBr المذاب = 40 ml

حجم المحلول = 300 ml

$V\ \% = 40 / 300 \times 100\% = 13.3\ \%$

7 - الحل :-

الحل : التركيز المولاري = ؟ كتلة K_2SO_4 = 5 g حجم المحلول = 100 ml

نحسب أولا عدد مولات (n) كبريتات البوتاسيوم من قانون عدد المولات $n = m / Mr$

$n = 5 / 174 = 0.03\ mol$

حجم المحلول باللتر لذا نقسم على 1000 $= 100 / 1000 = 0.1\ L$

نطبق على القانون $M = n/V = 0.03 / 0.1$

$M = 0.3\ M$

8- الحل :-

الحل : التركيز المولاري = 0.5 M كتلة $C_6H_{12}O_6$ = 15 g حجم المحلول = ؟

نحسب أولا عدد مولات (n) سكر الجلوكوز من قانون عدد المولات $n = m / Mr$

$$\text{Molarity (M)} = \frac{n_2}{V_{sol}(L)}$$

$n = 15 / 180 = 0.083\ mol$

نطبق على القانون $M = n/V$ $0.5 = 0.08 / V$

$V = 0.08/0.5 = 0.16\ L \ / 160\ ml$

9 - الحل :-

المولالية = ؟؟ ، ك مذاب = 30 g ، Mr_{LiBr} = 87 g / mol

ك مذيب = 300 g H_2O

الحل :- نحول من g الى kg بالقسمة على 1000 ⟸ 300 ÷1000= 0.3 kg

نحسب عدد المولات من قانون عدد المولات =

n = m / Mr ⟹ 30 / 87 = 0.34 mol

$m = 0.34 / 0.3 = 1.15$ mol/Kg

10 - الحل :- المولارية = 0.0048 M ، عدد المولات = ؟ ،
الحجم = 28ml

$$m = \frac{n_2}{m_{1(Kg)}}$$

نحول من ml الى L بالقسمة على 1000 ⟵ 28 ÷1000= 0.028 kg

نحسب عدد المولات من قانون المولارية :- $M = n/V$

$0.0048 = n / 0.028 = 0.00013$ mol

11 - الحل :- $M_1 = 0.1$ M ، $M_2 = 0.001$ M ، $V_1 = 5$ ml ، V_2 = ؟

و بالتالي $V_1 \times M_1 = V_2 \times M_2$ ⟹ $5 \times 0.1 = V_2 \times 0.001$

$V_2 = 500$ ml

الحسابات الكيميائية

تعد المعادلة الموزونة الركيزة الأساسية للحسابات الكيميائية و يمكن عن طريقها تحديد عدد مولات المواد المتفاعلة و الناتجة مما يساعد في تحديد كتلتها بدقة و تحديد النسبة المئوية لكتلة عنصر في مركب و المردود المئوي لناتج تفاعل ما

المادة المحددة للتفاعل

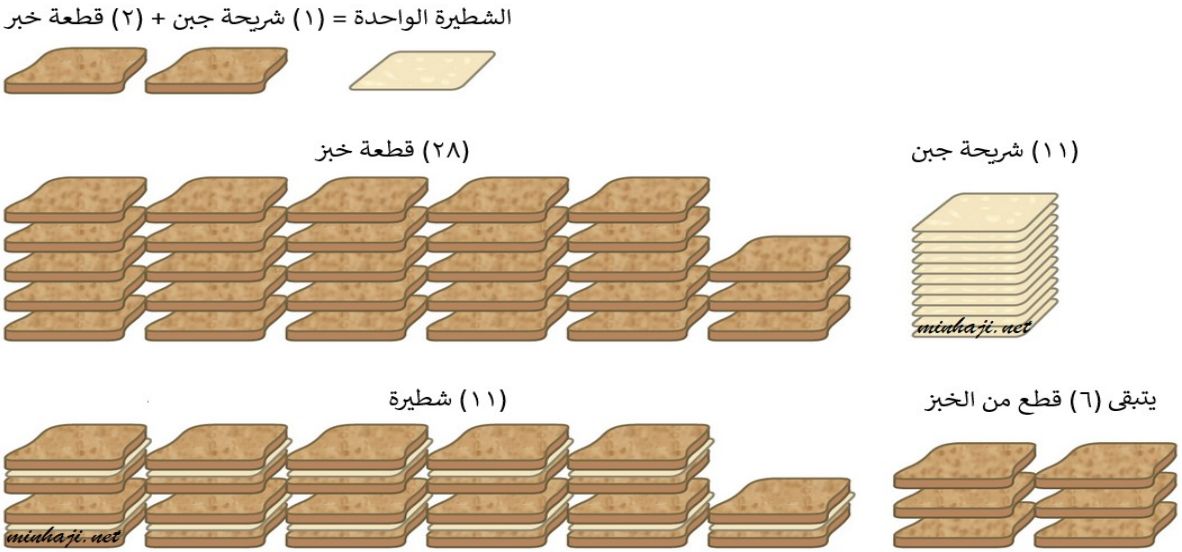
Limiting Reactant

المادة المحددة للتفاعل :- هي المادة المتفاعلة التي تستهلك كلها في التفاعل و تحدد كمية المادة الناتجة

مثال توضيحي :-

اذا اردت اعداد مجموعة من الشطائر بحيث تحتاج كل قطعتين من الخبز قطعة جبن واحدة كما في الشكل

كم شطيرة ستعد ؟ و مالذي يحدد عدد الشطائر ؟



كل قطعة من الجبن تحتاج الى قطعتين من الخبز لإعداد الشطيرة فإننا سنستهلك قطع الجبن جميعها و يزيد قطع من الخبز في المثال السابق تمثل قطع الجبن المادة التي حددت كمية الناتج (المادة المحددة) و تمثل قطع الخبز المادة الزائدة (الفائضة)

المادة الفائضة :- هي المادة التي لم تستهلك كليا في التفاعل حيث يتبقى منها كمية زائدة

خطوات تحديد المـــــادة المحددة للتفاعل و المـــــادة الفائضة

$$aA + bB \longrightarrow C$$

الحالة الأولى : إذا أعطيت في السؤال عدد مولات

*** اقسم عدد مولات كل مادة متفاعلة (معطاه في السؤال) على معاملها

$\frac{\text{عدد مولات } (A)}{\text{معامل } A\ (a)}$	$\frac{\text{عدد مولات } (B)}{\text{معامل } B\ (b)}$

*** ناتج القسمة الأقل هو المادة المحددة للتفاعل

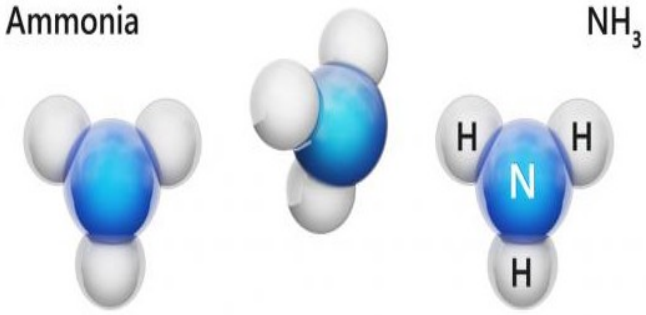
*** نحدد النسبة المولية للمواد المتفاعلة من المعادلة الموزونة

مثال (1) :-

يتفاعل غاز الهيدروجين H_2 مع غاز النيتروجين N_2، فينتج غاز الأمونيا حسب المعادلة

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$$

إذا خلط 2mol من N_2 مع 9 mol من H_2 ، أجيبي عن الأسئلة الاتية :



1- ما المادة المحددة للتفاعل ؟

2- ما عدد مولات غاز الأمونيا الناتجة ؟

3- ما عدد مولات المادة الفائضة ؟

الحل :-

من المعادلة الموزونة نجد أن النسبة بين N_2 و مولات H_2 هي :

$$\frac{\text{عدد مولات } N_2}{\text{معامل } N_2} = \frac{2}{1} = 2\text{mol}$$

$$\frac{\text{عدد مولات } H_2}{\text{معامل } H_2} = \frac{9}{3} = 3\text{mol}$$

ناتج القسمة الأقل للنيتروجين N_2 اذن هو المادة المحددة للتفاعل التي ستستهلك كلها و المادة الفائضة هي H_2

عدد مولات H_2 الفائضة = عدد مولات H_2 الموجودة – عدد مولات H_2 المتفاعلة

$$9-3 = 6 \text{ mol}$$

من المعادلة الموزونة نجد أن $\frac{\text{عدد مولات } N_2}{\text{عدد مولات } NH_3} = \frac{1}{2}$

أي أن عدد مولات N_2 المتفاعلة = نصف عدد مولات NH_3 الناتجة = 1 mol

مثال (2) :-

يتفاعل غاز الهيدروجين H_2 مع غاز الأكسجين O_2، فينتج الماء كما في المعادلة الاتية :-

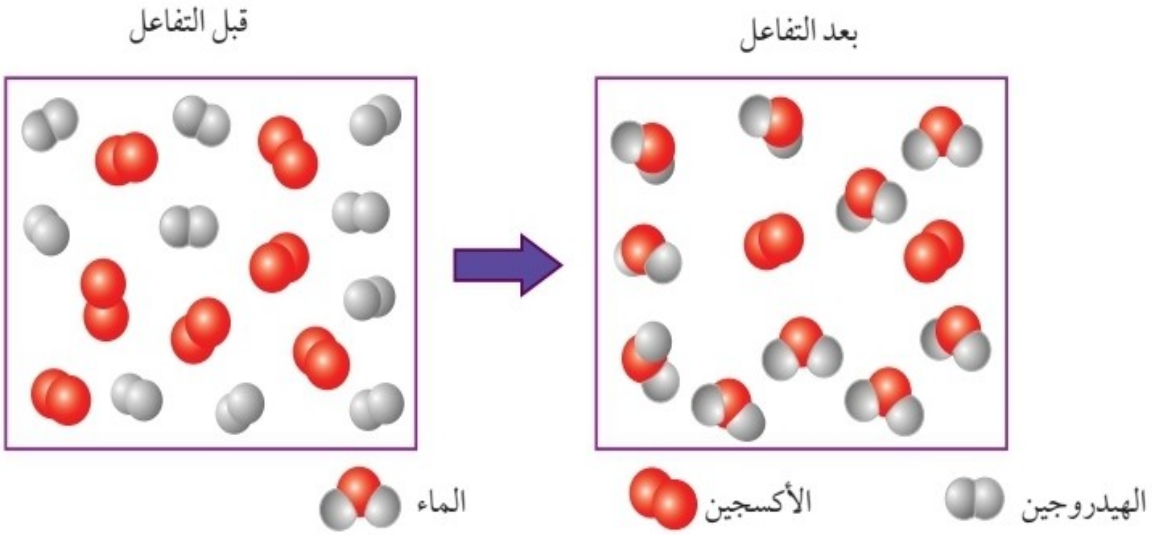
$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)}$$

إذا خلط 7 mol من O_2 مع 10 mol من H_2 ، أجيبي عن الأسئلة الاتية :

1- ما المادة المحددة للتفاعل ؟

2- ما عدد مولات الماء الناتجة ؟

3- ما عدد مولات المادة الفائضة ؟



الحل :- من المعادلة الموزونة نجد النسبة بين مولات O_2 و مولات H_2 حيث أن :

$$5\text{mol} = \frac{10}{2} = \frac{\text{عدد مولات } H_2}{\text{معامل } H_2} \quad \| \quad 7\text{mol} = \frac{7}{1} = \frac{\text{عدد مولات } O_2}{\text{معامل } O_2}$$

ناتج القسمة الأقل للهيدروجين H_2 اذن هو المادة المحددة للتفاعل التي ستستهلك كلها و المادة الفائضة هي الأكسجين O_2

عدد مولات O_2 الفائضة = عدد مولات O_2 الموجودة – عدد مولات O_2 المتفاعلة

$$7-5 = 2\ mol$$

من المعادلة الموزونة نجد أن $\frac{\text{عدد مولات } H_2}{\text{عدد مولات } H_2O} = \frac{1}{1}$

أي أن عدد مولات H_2 المتفاعلة = عدد مولات H_2O الناتجة = 10 mol

الحالة الثانية : إذا أعطيت في السؤال كتلة

$$n\,(mol) = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol)}$$

1- نحول الكتل الى عدد مولات باستخدام العلاقة

2- نقسم عدد مولات كل مادة متفاعلة (معطاه في السؤال على معاملها)

3- ناتج القسمة الأقل هو المادة المحددة للتفاعل

4- نحدد النسبة المولية للمواد المتفاعلة من المعادلة الموزونة

مثال (3) :- يحترق غاز الأيثين بوجود الأكسجين احتراقا تاما ، وفق المعادلة الكيميائية الموزونة الاتية :

$$C_2H_{4(g)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

إذا أضيف 18.7 g من غاز الأيثين C_2H_4 الى 7.4 g من غاز الأكسجين O_2 استنتج المادة

المحددة للتفاعل علما بأن الكتل المولية كالتالي : ($C_2H_4 = 28$, $O_2 = 32$ g/mol)

الحل :- نحول الكتل الى أعداد مولات من قانون عدد المولات :

$n_{(C2H4)} = m / Mr$ ⟹ $18.7/28 = 0.67$ mol

$n_{(O2)} = m / Mr$ ⟹ $7.4/32 = 0.23$ mol

من المعادلة الموزونة نجد النسبة بين مولات O_2 و مولات C_2H_4 حيث أن :

$$\frac{\text{عدد مولات } C_2H_4}{\text{معامل } C_2H_4} = \frac{0.67}{1} = 0.67\text{mol} \quad \left| \quad \frac{\text{عدد مولات } O_2}{\text{معامل } O_2} = \frac{0.23}{3} = 0.08\ mol \right.$$

ناتج القسمة الأقل

للأكسجين O_2 اذن هو المادة المحددة للتفاعل التي ستستهلك كلها و المادة الفائضة هي الإيثين C_2H_4

عدد مولات C_2H_4 الفائضة = عدد مولات C_2H_4 الموجودة – عدد مولات C_2H_4 المتفاعلة

$$= 1 - 0.67 = 0.33 \text{ mol}$$

أو : عدد مولات O_2 المتفاعلة = عدد مولات C_2H_4 الناتجة$(0.67) \times 3 = 2.01$ mol

2.01 mol مول المطلوب للتفاعل و المتوفر أقل مما يلزم لذا يعد الأكسجين المادة المحددة للتفاعل

مثال (3) :- أضيف 50 g من الفسفور الأبيض P_4 الى 100 g من غاز الأكسجين لانتاج الأكسيد P_4O_{10} وفق المعادلة الكيميائية :

$$P_{4(s)} + 5O_{2(g)} \rightarrow P_4O_{10(s)}$$

إذا علمت أن الكتل المولية بوحدة g/mol ($P_4 = 124$, $O_2 = 32$, $P_4O_{10} = 284$) :

أ- أحسب كتلة المادة الناتجة

ب- أحسب كتلة المادة الفائضة

ج- أحسب المردود المئوي للتفاعل علما بأن المردود الفعلي له 84.6 g

الحل :- نحول الكتل الى أعداد مولات من قانون عدد المولات :

$n_{(p4)} = m / Mr \Rightarrow 50/124 = 0.40$ mol

$n_{(O2)} = m / Mr \Rightarrow 100/32 = 3.13$ mol

نحدد النسبة المئوية للمواد المتفاعلة من المعادلة الموزونة

$$\frac{5 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } P_4}$$

$$\frac{\text{عدد مولات } P_4}{\text{معامل } P_4} = \frac{0.40}{1} = 0.40\text{mol} \quad \Big| \quad \frac{\text{عدد مولات } O_2}{\text{معامل } O_2} = \frac{3.13}{5} = 0.62 \text{ mol}$$

ناتج القسمة الأقل للفسفور الأبيض P_4 اذن هو المادة المحددة للتفاعل التي ستستهلك كلها و المادة الفائضة هي الأكسجين O_2

أ- نحسب كتلة المادة الناتجة P_4O_{10} ، من المعادلة الموزونة نجد أن :

1mol من P_4 ينتج 1mol من P_4O_{10} و بالتالي عدد مولات $P_4O_{10} = 0.40$ mol

من قانون عدد المولات نجد أن :

$n = m / Mr$ ⟹ $m = n \times Mr$ ⟹ $0.40 \times 284 = 113.6$ g

ب- أحسب كتلة المادة الفائضة : نحسب أولا عدد مولات المادة اللازمة للتفاعل

عدد مولات O_2 المتفاعلة = عدد مولات P_4 الناتجة(0.40) × 5 = 2 mol

من قانون عدد المولات نجد أن :

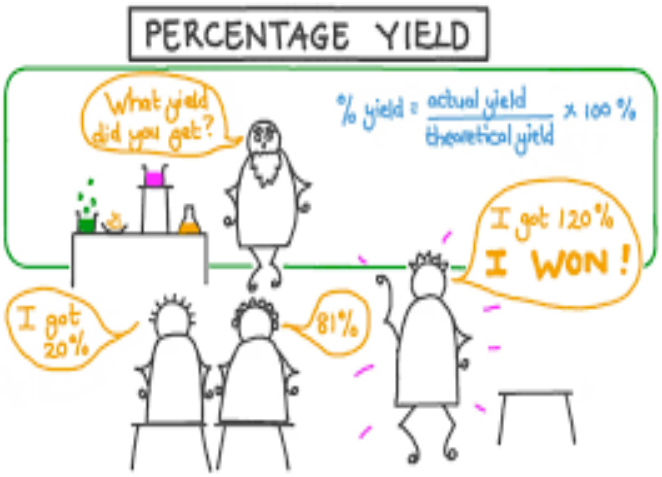
$n = m / Mr$ ⟹ $m = n \times Mr$ ⟹ $2 \times 32 = 64$ g

عدد مولات O_2 الفائضة = عدد مولات O_2 الموجودة – عدد مولات O_2 المتفاعلة

$= 100 - 64 = 36$ g O_2

ج- أحسب المردود المئوي (الإنتاجية) للتفاعل علما بأن المردود الفعلي له 84.6 g

$$Y = \frac{Ay}{py} \times 100\%$$



نسبة المردود المئوية = $\frac{\text{المردود الفعلي}}{\text{المردود النظري}} \times 100$

الحل :-

$$Y = \frac{Ay}{Py} \times 100\% =$$

$Y = 84.6 / 113.6 \times 100\% = 74.5\ \%$

مثال (3) :- أستنتج المادة المحددة للتفاعل عند إضافة 50 g نيكل Ni الى 500 ml من محلول حمض HCl تركيزه 0.01M ، كما هو موضح في المعادلة :

$$Ni_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow NiCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

الحل :- نحسب عدد المولات من قانون المولارية :

$$M = n/V$$

$n = 0.5 \times 0.01 = 0.005$ mol

عدد مولات النيكل من قانون عدد المولات حيث أن :

$n = m / Mr \Longrightarrow 50/58.7 = 0.85$ mol

من المعادلة الموزونة نحدد النسبة بين مولات المواد المتفاعلة نجد أن :

عدد مولات الحمض HCl = ضعف عدد مولات النيكل Ni أي أن

1 mol Ni ⟶ 2mol HCl

0.85 Ni ⟶ ?? HCl

وبالتالي عدد مولات HCl = $2 \times 0.85 = 1.7$ mol

عدد مولات الحمض المطلوبة للتفاعل = 1.7 و عدد المولات المتوفرة 0.005 مول لذا الحمض هو المادة المحددة للتفاعل

مثال (5) :- أحسب كتلة AgCl الناتجة عند إضافة 100 ml من محلول نترات الفضة $AgNO_3$ تركيزه 0.1M الى 100 ml من محلول كلوريد الصوديوم تركيزه 0.05 M لانتاج راسب من كلوريد الفضة AgCl و محلول $NaNO_3$ وفق المعادلة الكيميائية الموزونة الاتية :

$$AgNO_{3\,(aq)} + NaCl_{\,(aq)} \rightarrow AgCl_{\,(s)} + NaNO_3(aq)$$

الحل :- نحسب عدد المولات من قانون المولارية لكل مادة متفاعلة :

$M_{(AgNO3)} = n/V \longrightarrow n = 0.1 \times 0.1 = 0.01$ mol

$M_{(NaCl)} = n/V \longrightarrow n = 0.05 \times 0.1 = 0.005$ mol

أحدد النسبة المولية من المعادلة الموزونة نجد أن :

عدد مولات نترات الفضة اللازمة للتفاعل = عدد مولات كلوريد الصوديوم = 0.01 mol

عدد مولات NaCl المطلوبة للتفاعل 0.01 و المتوفر 0.005 لذا NaCl هو المادة المحددة للتفاعل و $AgNO_3$ هي المادة الفائضة .

من المعادلة الموزونة نجد ان :عدد مولات AgCl = عدد مولات NaCl = 0.005

من قانون عدد المولات نجد أن : $n = m / Mr \longrightarrow m = 0.005 \times 143.5 = 0.72\ g$

Atom Economy

اقتصـــاد الذرة

$$\% \text{ ATOM ECONOMY} = \frac{\text{Mr OF DESIRED PRODUCT}}{\text{Mr OF TOTAL PRODUCTS}} \times 100$$

هو مقياس لكفاءة التفاعل الكيميائي حيث يشير إلى استخدام الذرات المتفاعلة جميعها بشكل فاعل لتكوين النواتج المرغوبة :

مثال :-

$$\underset{16.0}{CH_4(g)} + \underset{2 \times 32.0 = 64.0}{2O_2(g)} \Rightarrow \underset{2 \times 18.0 = 36.0}{2H_2O(g)} + CO_2(g)$$

Total mass of reactant atoms = 16.0 + 64.0 = 80.0

Total mass of desired product atoms = 36.0

$$\text{Atom economy} = \frac{36.0}{80.0} \times 100 = 45.0\%$$

أتحقق صـــ93 :

$$6Na_{(s)} + Fe_2O_{3(s)} \rightarrow 3Na_2O_{(s)} + 2Fe$$

أ- نحول الكتل الى أعداد مولات من قانون عدد المولات :

$n_{(Na)} = m / Mr \Rightarrow 40/23 = 1.74$ mol

$n_{(Fe2O3)} = m / Mr \Rightarrow 40/160 = 0.25$ mol

نحدد النسبة المولية من المعادلة الموزونة : $1\ mol\ Fe_2O_3 \longrightarrow 6mol\ Na$

$0.25\ mol\ Fe_2O_3 \longrightarrow ??\ mol\ Na$

مولات Na المطلوبة للتفاعل = 1.5 mol الموجود في وعاء التفاعل =

1.74mol و هي كمية فائضة و بذلك تكون Fe_2O_3 هي المادة المحددة للتفاعل .

ب - $1\ mol\ Fe_2O_3 \longrightarrow 2mol\ Fe$

$0.25\ mol\ Fe_2O_3 \longrightarrow ??\ mol\ Fe$

عدد مولات $Fe = 0.5\ mol$ و بالتحويل الى كتلة من قانون عدد المولات =

$n = m / Mr \longrightarrow m = 0.5 \times 56 = 28\ g$

ج- كتلة المادة الفائضة :

مولات الفائض من $Na = 1.74 - 1.5 = 0.24\ mol$ و من قانون عدد المولات :

$n = m / Mr \longrightarrow m = 0.24 \times 23 = 5.5\ g$

<u>طريقة أخرى للحل :</u>

عدد مولات الصوديوم اللازمة للتفاعل = 1.5 mol ثم نحول عدد المولات الى كتلة من قانون عدد المولات :

$n = m / Mr \longrightarrow m = 1.5 \times 23 = 34.5\ g$

نحسب الكتلة الفائضة : $40 - 34.5 = 5.5\ g$

2- اقتصاد الذرة : مقياس لكفاءة التفاعل الكيميائي

مـــــراجعة الدرس

1- تكمن أهمية المادة المحددة للتفاعل في إجراء حسابات كيميائية لحساب كمية المادة الناتجة و كمية المادة الفائضة من التفاعل حيث أن في بعض التفاعلات الكيميائية تخلط كتل المواد بنسب تختلف عن تلك التي تحددها المعادلة الموزونة .

2- التعاريف وردت خلال الدرس

3- أ – المادة المحددة للتفاعل :

$$2CH_{4(g)} + S_{8(s)} \rightarrow 2CS_{2(l)} + 4H_2S_{(g)}$$

نحول الكتل الى أعداد مولات من قانون عدد المولات :

$n_{(S8)} = m / Mr \Rightarrow 35.8/256 = 0.14\ mol$

$n_{(CH4)} = m / Mr \Rightarrow 84.2/16 = 5.26\ mol$

نحدد النسبة المولية من المعادلة الموزونة : $2\ mol\ CH_4 \longrightarrow 1 mol\ S_8$

$5.26\ mol\ CH_4 \longrightarrow ??\ mol\ S_8$

مولات S_8 اللازمة للتفاعل = 2.63 mol و الموجود في وعاء التفاعل 0.14 وهي أقل من المطلوب لذا S_8 المادة المحددة للتفاعل و يكون الميثان هو المادة الفائضة

ب- نحدد كتلة المادة الفائضة :

$1\ molS_8 \longrightarrow 2molCH_4$

$0.14\ molS_8 \longrightarrow ??molCH_4$

عدد مولات CH_4 اللازمة للتفاعل = 0.28 mol وكتلتها = $0.28 \times 16 = 4.48\ g$

كتلة الفائض من CH_4 = $84.2 - 4.48 = 79.72\ g$

ج- نحدد كتلة المادة الناتجة CS_2 : $1\ molS_8 \longrightarrow 2mol\ CS_2$

$0.14\ molS_8 \longrightarrow ??mol\ CS_2$

يكون عدد مولات CS_2 = 0.28 mol وكتلتها من قانون عدد المولات =

$$0.28 \times 76 = 21.28 \text{ g}$$

د- $$Y = \frac{Ay}{Py} \times 100\% =$$

$$Y = 12 / 21.28 \times 100\% = 56.4\ \%$$

4- $$CaC_{2(S)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow C_2H_{2(g)} + Ca(OH)_{2(aq)}$$

1 mol CaC_2 ⟶ 2mol H_2O

6 mol CaC_2 ⟶ ?? mol H_2O

عدد مولات الماء اللازمة للتفاعل = 12 mol والمتوفر في وعاء التفاعل 6 mol وهي أقل مما يلزم وبالتالي يكون الماء H_2O هو المادة المحددة للتفاعل و كربيد الكالسيوم CaC_2 المادة الفائضة عن التفاعل

5- $$Zn_{(s)} + 2HNO_{3(aq)} \rightarrow Zn(NO_3)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

نحول الكتل الى أعداد مولات من قانون عدد المولات :

$n_{(Zn)} = m / Mr$ ⟹ $40/65.39 = 0.61$ mol

$M_{(HNO3)} = n/V$ ⟹ $n = 0.02 \times 0.15 = 0.03$ mol

نحدد النسبة المولية من المعادلة الموزونة :

1 mol Zn ⟶ 2mol HNO_3

0.61 mol Zn ⟶ ?? mol HNO_3

عدد مولات HNO_3 اللازمة للتفاعل = 1.22 mol والموجود في وعاء التفاعل 0.03 وبالتالي يكون الحمض HNO_3 هو المادة المحددة للتفاعل و الخارصين Zn هو المادة الفائضة

6- الحل :- $$2HI_{(aq)} + 2KOH_{(aq)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + 2KI_{(aq)}$$

نحسب عدد المولات من قانون المولارية لكل مادة متفاعلة :

$M_{(HI)} = n/V$ ⟶ $n = 0.04 \times 0.250 = 0.01$ mol

$M_{(KOH)} = n/V$ ⟶ $n = 0.02 \times 0.250 = 0.005$ mol

أحدد النسبة المولية من المعادلة الموزونة نجد أن :

عدد مولات HI = عدد مولات KOH و بالتالي = 0.01 mol والموجود في الوعاء 0.005 mol و بالتالي يكون KOH هو المادة المحددة للتفاعل

مـــــراجعة الـــوحدة

1- التعاريف وردت خلال الدرس

2- $4Na_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Na_2O_{(s)}$

أ- النسبة المولية للصوديوم = $\frac{4 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol } O_2}$

ب- نحول الكتل الى أعداد مولات من قانون عدد المولات :

$n_{(Na)} = m / Mr$ ⟹ $200/23 = 8.70$ mol

$n_{(O2)} = m / Mr$ ⟹ $200/32 = 6.25$ mol

نحدد النسبة المولية من المعادلة الموزونة :

4 mol Na ⟶ 1 mol O_2

8.70 mol Na ⟶ ?? mol O_2

عدد مولات O_2 اللازمة للتفاعل = 2.18 mol والموجود في وعاء التفاعل 6.25 أكثر من اللازم وبالتالي يكون الأكسجين O_2 هو المادة الفائضة و الصوديوم Na هو المادة المحددة للتفاعل

ج- كتلة الناتج Na_2O :

4 mol Na ⟶ 2 mol Na_2O

8.70 mol Na ⟶ ?? mol Na_2O

مولات Na_2O = 4.35 mol ومن قانون عدد المولات تكون الكتلة =

$4.35 \times 62 = 269.7$ g

د- مولات المادة الفائضة = $6.25 - 2.18 = 4.07$ mol

كتلة الفائض = 130.24 g

أو نحول المولات اللازمة للتفاعل الى كتلة ثم نطرحها من الكتلة المعطاه :

$2.18 \times 32 = 69.76$ g ⟹ $200 - 69.76 = 130.24$ g

-3

$$3CuCl_{2(aq)} + 2K_3PO_{4(aq)} \longrightarrow 6KCl_{(aq)} + Cu_3(PO_4)_{2(s)}$$

ب- $3Cu^{+2}_{(aq)} + 6Cl^{-}_{(aq)} + 6K^{+}_{(aq)} + 2PO_4^{-3}{}_{(aq)} \longrightarrow 6K^{+}_{(aq)} + 6Cl^{-}_{(aq)} + Cu_3(PO_4)_{2(s)}$

ج- $3Cu^{+2}_{(aq)} + \cancel{6Cl^{-}_{(aq)}} + \cancel{6K^{+}_{(aq)}} + 2PO_4^{-3}{}_{(aq)} \longrightarrow \cancel{6K^{+}_{(aq)}} + \cancel{6Cl^{-}_{(aq)}} + Cu_3(PO_4)_{2(s)}$

$$3Cu^{+2}_{(aq)} + 2PO_4^{-3}{}_{(aq)} \longrightarrow Cu_3(PO_4)_{2(s)}$$

-4

الحل : التركيز المولاري = ؟ كتلة $NaOH = 3.5$ g حجم المحلول = 100 ml

نحسب أولا عدد مولات (n) كبريتات البوتاسيوم من قانون عدد المولات $n = m / Mr$

$n = 3.5 / 40 = 0.0875$ mol

حجم المحلول باللتر لذا نقسم على $1000 = 100 / 1000 = 0.1$ L

نطبق على القانون $M = n/V = 0.0875 / 0.1$

$$\text{Molarity (M)} = \frac{n_2}{V_{sol}(L)}$$

$M = 0.875$ mol / L

5- كتلة الحمض = ؟؟ ، حجم المحلول = 150 ml ، التركيز المولاري = 0.15 M

حجم المحلول باللتر لذا نقسم على $1000 = 150 / 1000 = 0.15$ L

$M = n/V$ ⟹ $0.15 = n / 0.15$ ⟹ $n = 0.023$ mol

نحسب الكتلة من قانون عدد المولات : $n = m / Mr$ حيث أن الكتلة المولية لحمض الهيدروكلوريك $Mr = (1 \times 1) + (35.5 \times 1) = 36.5$ g / mol

$0.023 = m / 36.5$ ⟹ $m = 0.82$ g

6- التركيز المولالي = ؟؟ ، ك مذاب = 300 g ،

ك مذيب = 450 g H_2O

الكتلة المولية لجلايكول الإيثلين : 62 g / mol

نحسب أولا عدد مولات (n) جلايكول إيثلين من قانون عدد المولات $n = m / Mr$

$n= 300 / 62 = 4.84$ mol

كتلة المذيب بالكيلوغرام لذا نقسم على 0.450 Kg $= 450 / 1000 = 1000$

نطبق على قانون المولالية :

$$m = \frac{n_2}{m_{1(Kg)}} \Longrightarrow m = 4.84 / 0.450 = 10.76 \text{ mol/ Kg}$$

7- الحل تنفيذ خطوات التجربة ص 82 نحسب اولا من قانون المولالية عدد المولات فيكون $n = m \times m = 0.25 \times 0.5 = 0.125$ mol ثم من قانون عدد المولات نجد الكتلة التـــي سنقيسها باستخدام الميزان الحســـاس بالضرب فـــي الكتلة المـــولية لKF (58 g / mol) = 7.25 g

8 - الحل

$V_2 = ?$ $V_1 = 50$ ml $M_2 = 0.001$ mol/L $M_1 = 0.01$ mol/L

$V_1 \times M_1 = V_2 \times M_2$ و بالتالي $\Longleftarrow$ $50 \times 0.01 = V_2 \times 0.001$

$V_2 = 500$ ml

-9

$$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 6H_2O_{(g)} + 4NO_{(g)}$$

نحسب النسبة المولية من المعادلة الموزونة كالتالي :

4 mol $NH_3 \longrightarrow 5$ mol O_2

6 mol $NH_3 \longrightarrow ??$ mol O_2

مولات O_2 اللازمة للتفاعل $= 7.5$ mol والموجود في وعاء التفاعل 25 mol أكثر من المطلوب لذا يكون الاكسجين O_2 هو المادة الفائضة و تكون الأمونيا NH_3 المادة المحددة للتفاعل

عدد مولات NO = 6 mol من المعادلة الموزونة حيث أن :

عدد مولات الامونيا NH_3 = عدد مولات NO

$$MnO_{2(s)} + 4HBr_{(aq)} \rightarrow MnBr_{2(aq)} + Br_{2(l)} + 2H_2O_{(l)}$$ -10

نحسب عدد المولات للمواد المتفاعلة :

عدد مولات MnO_2 : $n = m / Mr$ ⟹ $0.4 / 87 = 0.0045$

عدد مولات HBr :

$M_{(HBr)} = n/V$ ⟶ $n = 0.02 \times 0.050 = 0.001$ mol

نحسب النسبة المولية من المعادلة الموزونة كالتالي:

1 mol MnO_2 ⟶ 4 mol HBr

0.0045 mol MnO_2 ⟶ ?? mol HBr

عدد مولات HBr اللازمة للتفاعل = 0.018 mol و الموجود في وعاء التفاعل 0.001mol

أقل مما يلزم للتفاعل لذا يعد الحمض HBr هوالمادة المحددة للتفاعل MnO_2 وهوالمادة الفائضة .

لحساب كتلة المادة الفائضة كالتالي :

1 mol MnO_2 ⟶ 4 mol HBr

?? mol MnO_2 ⟶ 0.001mol HBr

عدد مولات MnO_2 = 0.00025 mol

مولات الفائض = $0.005 - 0.00025 = 0.00475$

كتلة الفائض = $0.00475 \times 87 =$ 0.413 g =

غادة عبيدات

$$2Cu_{(s)} + S_{(s)} \rightarrow Cu_2S_{(s)}$$ -11

نحول الكتل الى أعداد مولات من قانون عدد المولات :

$n_{(Cu)} = m / Mr$ ⟹ $80/63.5 = 1.26$ mol

$n_{(S)} = m / Mr$ ⟹ $25/32 = 0.78$ mol

نحدد النسبة المولية من المعادلة الموزونة :

1 mol S ⟶ 2 mol Cu

0.78 mol S ⟶ ?? mol Cu

عدد مولات Cu اللازمة للتفاعل = 1.56 mol والموجود في وعاء التفاعل 1.26 أقل من اللازم وبالتالي يكون الصوديوم Cu هو المادة المحددة للتفاعل و الكبريت S هو المادة الفائضة

ب- كتلة الناتج Cu_2S :

2 mol Cu ⟶ 1 mol Cu_2S

1.26 mol Cu ⟶ ?? mol Cu_2S

مولات الناتج Cu_2S = 0.63 mol

كتلة الناتج = $0.63 \times 159 = 100.17$ g

ج-

$$\text{نسبة المردود المئوية} = \frac{\text{المردود الفعلي}}{\text{المردود النظري}} \times 100$$

$$Y = \frac{Ay}{Py} \times 100\% =$$

$Y = 14.8 / 100.17 \times 100\% = 14.78\ \%$

$$Na_2CO_{3(aq)} + CaCl_{2(aq)} \rightarrow CaCO_{3(s)} + 2NaCl_{(aq)}$$ -12

نحول الكتل الى أعداد مولات من قانون عدد المولات :

$n_{(Na2CO3)} = m / Mr$ ⟹ $25/106 = 0.24$ mol

$n_{(CaCl2)} = m / Mr$ ⟹ $20/111 = 0.18$ mol

نحدد النسبة المولية من المعادلة الموزونة: $1\ mol\ Na_2CO_3 \longrightarrow 1\ mol\ CaCl_2$

$0.24\ mol\ Na_2CO_3 \longrightarrow ??\ mol\ CaCl_2$

عدد مولات $CaCl_2$ اللازمة للتفاعل = $0.24\ mol$ والموجود في وعاء التفاعل 0.18 أقل من اللازم وبالتالي يكون كلوريد الكالسيوم هو المادة المحددة للتفاعل و كربونات الصوديوم هو المادة الفائضة

ب- كتلة الناتج $CaCO_3$: عدد مولات $CaCl_2$ = عدد مولات $CaCO_3$ = $0.18\ mol$

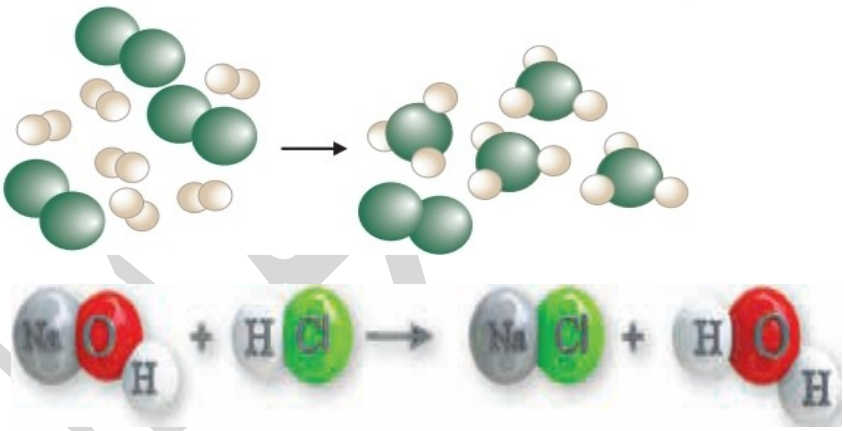
كتلة الناتج من قانون عدد المولات : $0.18 \times 100 = 18g$

13- السبب والنتيجة :-

المادة المحددة الكرات البيضاء Y_2 لأن كميتها أنتهت و تبقى بعض الكرات خضراء

المادة الفائضة الكرات الخضراء X_2

14- أ-



$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

ب- $H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$

ج- نحسب أعداد المولات للمواد المتفاعلة من قانون المولارية :

$M_{(HCl)} = n/V \longrightarrow n = 0.1 \times 0.025 = 0.0025\ mol$

$M_{(NaOH)} = n/V \longrightarrow n = 0.5 \times 0.01 = 0.005\ mol$

من المعادلة الموزونة نستخرج النسبة المولية :

عدد مولات HCl يساوي عدد مولات NaOH = $0.005\ mol$ يلزم للتفاعل

المولات الموجودة في الوعاء = 0.0025 وهي أقل مما يلزم لذا يعد HCl المادة المحددة للتفاعل و NaOH المادة الفائضة .

د – بعد اكتمال التفاعل يوجد في وعاء التفاعل ماء غير متأين و ملح كلوريد الصوديوم ذائب في الماء و كمية فائضة من هيدروكسيد الصوديوم .

15- احلال مزدوج $2HNO_{3(aq)} + Ca(OH)_{2(aq)} \rightarrow Ca(NO_3)_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$

تحلل $2KClO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$

احلال احادي $Sn_{(s)} + 2AgNO_{3(aq)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Sn(NO_3)_{2(aq)}$

احلال احادي $Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$

اتحاد $2Na_{(s)} + Br_{2(l)} \rightarrow 2NaBr_{(s)}$

16- $Cu^{+2}_{(aq)} + 2OH^{-}_{(aq)} \longrightarrow Cu(OH)_{2(s)}$

$Zn_{(s)} + 2H^{+}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + H_{2(g)}$

17-

رقم السؤال	1	2	3	4	5	6	7	8
رمز الإجابة	د	ج	أ	ب	ج	ج	أ	ب

تم بحمد الله وفضله مع خالص أمنياتي لكم بالتوفيق والنجاح

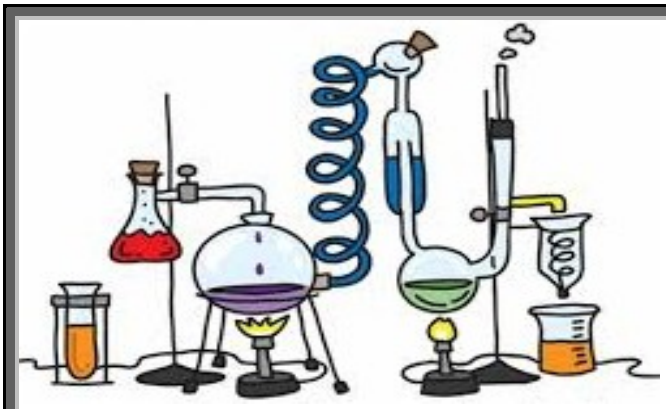
ياعلماء المستقبل

أوراق العمل

للوحـــدة الثانية

التفاعلات و الحسابات

الكيميائية



ورقـــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

عنوان الـــــدرس : تفاعـــلات الاتحاد

صنفي التفاعلات آلاتية إلى أنواعها من حيث :

اتحاد عنصر + عنصر أو عنصر + مركب أو مركب+ مركب

$NH_{3(g)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NH_4Cl_{(aq)}$

$CO_{2(g)} + MgO_{(s)} \longrightarrow MgCO_{3(s)}$

$S_{(s)} + Mg_{(s)} \xrightarrow{\Delta} MgS_{(s)}$

$Zn_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2ZnO_{(s)} + heat$

$C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \longrightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(g)} + heat$

$H_2O_{(l)} + MgO_{(s)} \longrightarrow Mg(OH)_{2(aq)}$

$Ba_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2BaO_{(s)} + heat$

$HClO_{2(aq)} + O_{2(g)} \longrightarrow HClO_{4(aq)}$

غادة عبيدات

ورقـــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

الدرس :- تفاعـــــلات التفكك و تفاعـــــلات الإحلال

صنفي التفاعـــلات الآتية تفاعـــــل إلى تفكك أو إحلال أحادي أو إحلال مزدوج

$Fe_{(s)} + Pb(NO_3)_{2(aq)} \longrightarrow Fe(NO_3)_{2(aq)} + Pb_{(s)}$

$Cu(OH)_{2(s)} \xrightarrow{\Delta} CuO_{(s)} + H_2O_{(g)}$

$Zn_{(s)} + CuCl_{2(aq)} \longrightarrow ZnCl_{2(aq)} + Cu_{(s)}$

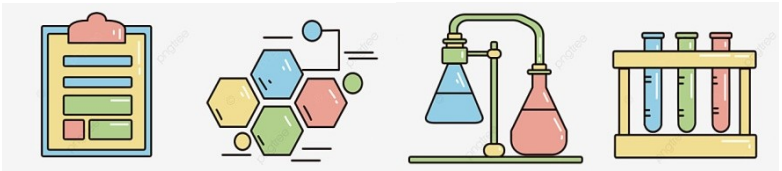
$ZnCO_{3(s)} + NiSO_{4(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4(aq)} + NiCO_{3(s)}$

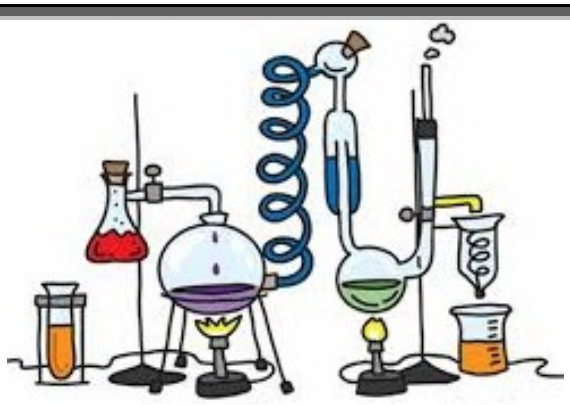
$Ca_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow CaCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$

$Ba(OH)_{2(s)} \xrightarrow{\Delta} BaO_{(s)} + H_2O_{(g)}$

$CuI_{2(aq)} + 2KOH_{(aq)} \longrightarrow Cu(OH)_{2(S)} + 2KI_{(aq)}$

$NH_4NO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} N_2O_{(g)} + H_2O_{(l)}$





ورقـــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

عنوان الدرس :- أنـــواع التفاعلات الكيميائية

صنفي التفاعلات الآتية إلى أنواعها الكيميائية :-

$2Na_{(s)}+Cl_{2(g)} \longrightarrow 2NaCl_{(s)}$

$2Mg_{(s)}+O_{2(g)} \longrightarrow MgO_{(s)}+heat$

$Fe_{(s)} + Pb(NO_3)_{2(aq)} \longrightarrow Fe(NO_3)_{2(aq)} + Pb_{(s)}$

$2HgO_{(s)} \xrightarrow{\Delta} 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}$

$ZnCO_{3\,(aq)} + CuCl_{2(aq)} \longrightarrow ZnCl_{2\,(aq)} + CuCO_{3\,(aq)}$

$H_2O_{(l)}+MgO_{(s)} \longrightarrow Mg(OH)_{2(aq)}$

$(NH_4)_2Cr_2O_{7(s)} \xrightarrow{\Delta} Cr_2O_{3(s)} + N_{2(g)} + 4H_2O_{(g)}$

$Zn_{\,(s)} + NiSO_{4(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4(aq)} + Ni_{(s)}$

$2H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{تحليل كهربائي}} 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$

$HNO_{3\,(aq)} + LiOH_{(aq)} \longrightarrow LiNO_{3\,(aq)} + H_2O_{\,(aq)}$

غادة عبيدات

ورقـــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

عنوان الدرس :- أنـــواع التفاعلات الكيميائية

حدد نوع تفاعل الإحلال ثم صنفيه كما في المثال

التفاعل	أحادي/ مزدوج	تصنيفه
$BaCl_{2(aq)}+Na_2SO_4 \longrightarrow 2NaCl_{(aq)}+BaSO_{4(s)}$		
$Fe_{(s)}+Pb(NO_3)_{2(aq)} \longrightarrow Fe(NO_3)_{2(aq)}+Pb_{(s)}$		
$ZnCO_{3\,(aq)}+CuCl_{2(aq)} \longrightarrow ZnCl_{2\,(aq)}+CuCO_{3(s)}$		
$Zn_{\,(s)}+NiSO_{4(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4(aq)}+Ni_{(s)}$		
$Ca_{(s)}+2HCl_{(aq)} \longrightarrow CaCl_{2(aq)}+H_{2(g)}$		
$HNO_{3\,(aq)}+LiOH_{(aq)} \longrightarrow LiNO_{3\,(aq)}+H_2O_{\,(l)}$		
$KCl_{(aq)}+AgF_{(aq)} \longrightarrow AgCl_{(s)}+KF_{(aq)}$		
$H_2SO_{4(aq)}+Ca(OH)_{2(aq)} \longrightarrow CaSO_{4(aq)}+2H_2O_{(l)}$		
$HNO_{3(aq)}+KCN_{\,(aq)} \longrightarrow KNO_{3(aq)}+HCN_{(g)}$		
$CaCN_{2(aq)}+3H_2O_{(l)} \longrightarrow CaCO_{3(s)}+2NH_{3(g)}$		
$KCN_{(aq)}+HCl_{(aq)} \longrightarrow KCl_{(aq)}+HCN_{(g)}$		
$HCl_{(aq)}+NaHCO_{3(s)} \longrightarrow H_2O_{(l)}+CO_{2(g)}+NaCl_{(aq)}$		

ورقـــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

عنوان الدرس :- الكسر المولي

1- أحسب الكسر المولي لكل من الماء (H_2O) و لكلوريد الصوديوم NaCl في محلول يحتوي على 0.75 mol من كلوريد الصوديوم و 5 mol من الماء .

الجواب للماء : 0.87 ولكلوريد الصوديوم : 0.13

2- أحسب كتلة الماء (H_2O) في محلول السكروز ($C_{12}H_{22}O_{11}$) ،إذا علمت أن عدد مولات السكروز = 0.02 mol و أن الكسر المولي للماء = 0.98

$$X_{\text{مذاب}} = \frac{n_{\text{مذاب}}}{n_{\text{مذيب}} + n_{\text{مذاب}}}$$

الكسر المولي

$$X_{\text{مذيب}} = \frac{n_{\text{مذيب}}}{n_{\text{مذيب}} + n_{\text{مذاب}}}$$

الجواب : 17.64

عادة عبيدات

ورقـــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

عنوان الدرس :- النسبة المئوية بالكتلة

1- حضر محلول سكري عن طريق خلط 12g من الجلوكوز مع 100 g من الماء ، ما نسبة التركيز المئوي بالكتلة للجلوكوز في المحلول ؟

الجواب = 10.71%

2- أحسب النسبة المئوية بالكتلة لهيدروكسيد لاالصوديوم في محلول تم تحضيره بإذابة 4 g من NaOH في 46 g ماء ؟

الجواب = 8%

3- أحسب كتلة كلوريد الصوديوم NaCl اللازمة لتحضير 250 g من محلول تركيزه 20% بالكتلة ؟

الجواب = 50 g%

4- أحسب كتلة الماء اللازمة لتحضير محلول من سكر المائدة تركيزه بالكتلة 4% ، علما بأن كتلة السكر المذابة 8 g ؟

الجواب = 200 g

5- أحسب كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم KOH اللازمة لتحضير 80 g من محلول تركيزه 5 % بالكتلة ؟

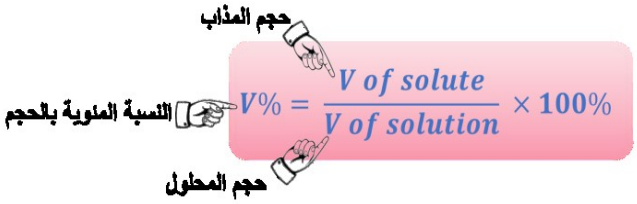
الجواب = 4 g

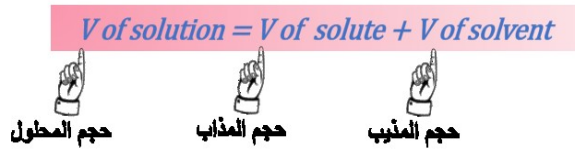
6- أحسب عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) اللازمة لتحضير محلول كتلته 60 g بتركيز 8% بالكتلة علما بأن الكتلة المولية : MrNaOH = 40 g/mol

الجواب = 0.32 mol

ورقـــــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

عنوان الدرس :- النسبة المئوية بالحجم





1- أحسب النسبة المئوية بالحجم للمحلول الناتج من إذابة 60 ml من حمض الكبريتيك (H_2SO_4) في من الماء المقطر ؟

الجواب = 13%

2- احسب حجم حمض النيتريك (HNO_3) اللازم لتحضير محلول حجمه 500 ml بتركيز 65% بالحجم ؟

الجواب = 325 ml

3- أحسب النسبة المئوية بالحجم لمحلول من الأسيتون CH_3COCH_3حضر بإذابة 28 ml منه في كمية من الماء المقطر حتى أصبح حجم المحلول 150 ml

الجواب = 18.7 %

غادة عبيدات

ورقـــــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

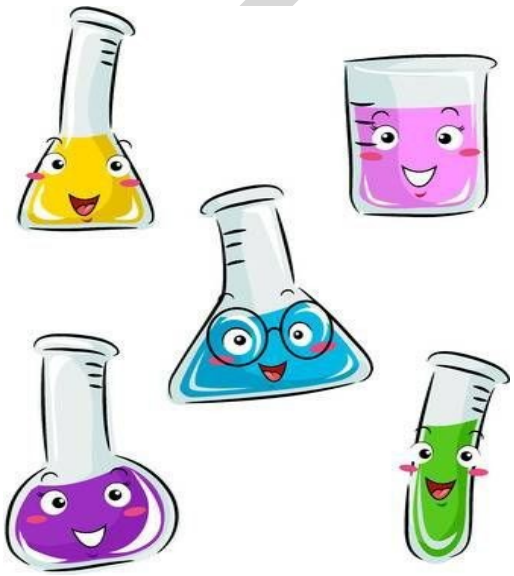
الدرس :- المولاريـــــة والمولاليـــــة

1- احسبي كتلة الماء اللازمة لتحضير محلول من سكر السكروز تركيزه 4% نسبة كتلية علما بأن كتلة السكر المذابة 8 g .

2- احسبي التركيز المولاري لمحلول ناتج من إذابة 34.2 g من سكر المائدة $C_{12}H_{22}O_{11}$ في كمية من الماء للحصول على محلول حجمه2L ، علما بأن الكتلة المولية للسكر 342 g/mol.

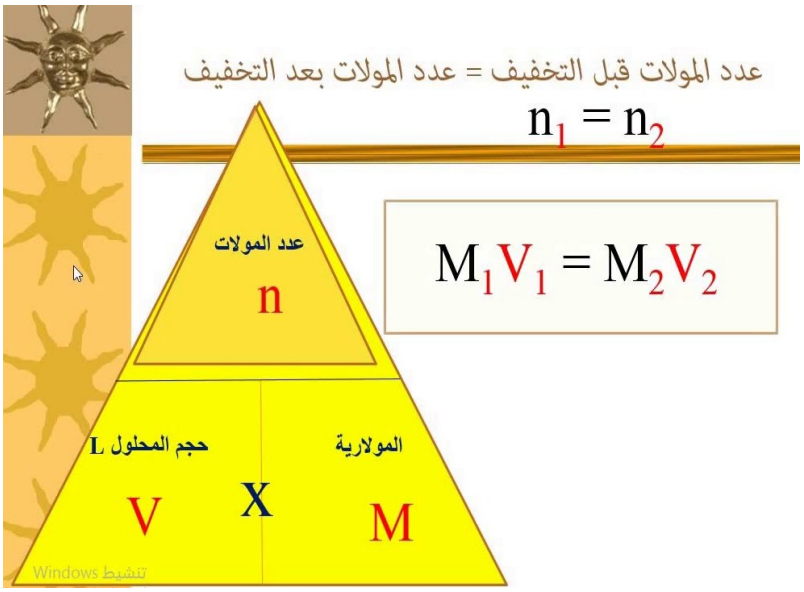
3- احسب كتله سكر الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ اللازمة لتحضير محلول مائي تركيزه 0.2 M والذي يحتوي على 300 g من الماء ، للجلوكوز $Mr_{C6H12O6}$=180 g/mol .

4- محلول من هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء تركيزه 10% بالكتلة احسب مولالية المحلول ، علما بأن Mr_{NaOH}=40g/mol .



ورقـــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

الدرس :- تخفيف المحاليل



1- أحسب تركيز NaOH في محلول تم تحضيره بإضافة 150 ml من الماء المقطر الى محلول NaOH حجمه 100 ml بتركيز 0.2 M

الجواب = 0.08 M

2- احسب حجم حمض الكبريتيك المركز H2SO4 (18 M) الذي يلزم لتحضير محلول مخفف للحمض حجمه 250 ml و تركيزه (1.8 M) ؟

الجواب = 25 ml

3- احتاج طالب في احدى التجارب الى محلول من KOH حجمه 300 ml و تركيزه 0.1 M ، فإذا كان لديه محلول مركز من KOH تركيزه 6 M فكم مللترا يلزم من المحلول المركز للحصول على المحلول المطلوب ؟

الجواب = 5 ml

ورقـــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

عنـــوان الدرس :- استخدام المعـــادلات الكيميائية الموزونة فـــي الحســـابات الكيميائيـــة

1- ينتج أكسيد المغنيسيوم MgO من تفاعل المغنيسيوم Mg و الأكسجين O_2 وفقا للمعادلة الآتية :-

$$2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2MgO_{(s)}$$

أ- ما عدد مولات Mg اللازمة لإنتاج 100 mol من MgO عند تفاعلها تفاعلا تاما مع كمية كافية من O_2 ؟

ب- احسبي كتلة Mg اللازمة للتفاعل تماما مع 320 g من O_2 .

جـ- احسبي كتلة MgO الناتجة من تفاعل 4.8 kg Mg ، عند تفاعلها تفاعلا تاما مع كمية كافية من O_2 علما بأن الكتلة المولية لـ *Mr* : Mg = 24 و O =16 g / mol .

2- يتم إنتاج الحديد Fe من خام أكسيد الحديد Fe_2O_3 حسب المعادلة الآتية :-

$$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$$

احسبي كتلة الحديد Fe الناتجة من تفاعل 1600 g من Fe_2O_3 علما بأن الكتلة المولية لـ Fe = 56 و g / mol O =16 .

ورقـــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

عنـــوان الدرس :- الحســـابات الكيميائيـــة

1- في تفاعل احتراق الإيثين إذا تفاعل (2 g) من غاز الإيثين C_2H_4 مع (5 g) من غاز الأكسجين O_2 ليتكون CO_2 و بخار الماء ، ما كتلة ثاني أكسيد الكربون الناتجة إذا علمت أن الكتلة المولية لـ C_2H_4 = 28 g/ mol و O_2 = 32 g/ mol و CO_2 = 44 g/ mol .

الجواب 4.6 g

2- * وفق المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية : $2S_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2SO_{3(g)}$

إذا تفاعل (6.3 g) من الكبريت مع (10 g) من الأكسجين حددي المادة المحددة للتفاعل إذا علمت أن الكتلة المولية لـ S. = 32 g/ mol و O_2 = 32 g/ mol

الجواب الكبريت S

* إذا علمت أن الكتلة المولية لـ $CaCO_3$ = 100 g/ mol و HCl = 36.5 g/ mol وفق المعادلة الكيميائية الآتية $CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

تم خلط (68.1g) من كربونات الكالسيوم مع (51.6 g) من محلول HCl ما أكبر كتلة من CO_2 تنتج من التفاعل ؟

الجواب 29.9 g

* بيني المادة الفائضة في تفاعل (11.9 g) من غاز الكلور مع (12 g) من هيدروكسيد الصوديوم وفق المعادلة آلاتية : $2Cl_2 + 4NaOH \longrightarrow 3NaCl + 2H_2O$ إذا كانت الكتل المولية :

NaOH = 40 g/ mol و Cl_2 = 71 g/ mol

الجواب Cl_2

غادة عبيدات

* إذا علمت أن الكتل المولية :Mg_2Si = 76 g/ mol و H_2O = 18 g/ mol ، إذا بدأنا هذا التفاعل بكمية (50 g) لكل مادة متفاعلة فإن المادة التي ستكون فائضة وفق المعادلة :

$$Mg_2Si + 4H_2O \longrightarrow 2Mg(OH)_2 + SiH_4$$

الجواب H_2O

* يتفاعل الصوديوم مع الماء وفق المعادلة :

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

ما عدد مولات الهيدروجين H_2 الناتج إذا تفاعل 4 mol صوديوم مع 2mol ماء ؟ الجواب 1mol

*يحترق الإيثين بوجود الأكسجين فينتج ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء ، ما عدد مولات ثاني أكسيد الكربون الناتجة من تفاعل (5 mol) من الإيثين مع (12 mol) من الأكسجين . الجواب 8mol

* يتفاعل (2.28 g) من سائل الأوكتان C_8H_{18} مع (7 g) من غاز الأكسجين O_2 من خلال تفاعل الاحتراق فينتج ثاني أكسيد الكربون و بخار الماء ما هي المادة المحددة للتفاعل إذا كانت الكتل المولية :

C_8H_{18} = 114 g/ mol و O_2 = 32 g/ mol

الجواب O_2

* ينتج فعليا في المختبر 27.9 g من كربيد السيليكون عند تسخين 50 g من ثاني أكسيد السيليكون مع كمية زائدة من الكربون وفقا للمعادلة الكيميائية الموزونة الآتية :

$$SiO_{2(s)} + 3C_{(s)} \longrightarrow SiC_{(s)} + 2CO_{(g)}$$

أحسبي المردود المئوي للتفاعل علما بأن الكتل المولية هي :

SiO_2 = 60 g/ mol و SiC = 40 g/ mol

الجواب 84%

IUPAC Periodic Table of the Elements

1																	18
1 H hydrogen 1.0080 ± 0.0002	2		Key: atomic number **Symbol** name abridged standard atomic weight									13	14	15	16	17	2 He helium 4.0026 ± 0.0001
3 Li lithium 6.94 ± 0.06	4 Be beryllium 9.0122 ± 0.0001											5 B boron 10.81 ± 0.02	6 C carbon 12.011 ± 0.002	7 N nitrogen 14.007 ± 0.001	8 O oxygen 15.999 ± 0.001	9 F fluorine 18.998 ± 0.001	10 Ne neon 20.180 ± 0.001
11 Na sodium 22.990 ± 0.001	12 Mg magnesium 24.305 ± 0.002	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al aluminium 26.982 ± 0.001	14 Si silicon 28.085 ± 0.001	15 P phosphorus 30.974 ± 0.001	16 S sulfur 32.06 ± 0.02	17 Cl chlorine 35.45 ± 0.01	18 Ar argon 39.95 ± 0.16
19 K potassium 39.098 ± 0.001	20 Ca calcium 40.078 ± 0.004	21 Sc scandium 44.956 ± 0.001	22 Ti titanium 47.867 ± 0.001	23 V vanadium 50.942 ± 0.001	24 Cr chromium 51.996 ± 0.001	25 Mn manganese 54.938 ± 0.001	26 Fe iron 55.845 ± 0.002	27 Co cobalt 58.933 ± 0.001	28 Ni nickel 58.693 ± 0.001	29 Cu copper 63.546 ± 0.003	30 Zn zinc 65.38 ± 0.02	31 Ga gallium 69.723 ± 0.001	32 Ge germanium 72.630 ± 0.008	33 As arsenic 74.922 ± 0.001	34 Se selenium 78.971 ± 0.008	35 Br bromine 79.904 ± 0.003	36 Kr krypton 83.798 ± 0.002
37 Rb rubidium 85.468 ± 0.001	38 Sr strontium 87.62 ± 0.01	39 Y yttrium 88.906 ± 0.001	40 Zr zirconium 91.224 ± 0.002	41 Nb niobium 92.906 ± 0.001	42 Mo molybdenum 95.95 ± 0.01	43 Tc technetium [97]	44 Ru ruthenium 101.07 ± 0.02	45 Rh rhodium 102.91 ± 0.01	46 Pd palladium 106.42 ± 0.01	47 Ag silver 107.87 ± 0.01	48 Cd cadmium 112.41 ± 0.01	49 In indium 114.82 ± 0.01	50 Sn tin 118.71 ± 0.01	51 Sb antimony 121.76 ± 0.01	52 Te tellurium 127.60 ± 0.03	53 I iodine 126.90 ± 0.01	54 Xe xenon 131.29 ± 0.01
55 Cs caesium 132.91 ± 0.01	56 Ba barium 137.33 ± 0.01	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.49 ± 0.01	73 Ta tantalum 180.95 ± 0.01	74 W tungsten 183.84 ± 0.01	75 Re rhenium 186.21 ± 0.01	76 Os osmium 190.23 ± 0.03	77 Ir iridium 192.22 ± 0.01	78 Pt platinum 195.08 ± 0.02	79 Au gold 196.97 ± 0.01	80 Hg mercury 200.59 ± 0.01	81 Tl thallium 204.38 ± 0.01	82 Pb lead 207.2 ± 1.1	83 Bi bismuth 208.98 ± 0.01	84 Po polonium [209]	85 At astatine [210]	86 Rn radon [222]
87 Fr francium [223]	88 Ra radium [226]	89-103 actinoids	104 Rf rutherfordium [267]	105 Db dubnium [268]	106 Sg seaborgium [269]	107 Bh bohrium [270]	108 Hs hassium [269]	109 Mt meitnerium [277]	110 Ds darmstadtium [281]	111 Rg roentgenium [282]	112 Cn copernicium [285]	113 Nh nihonium [286]	114 Fl flerovium [290]	115 Mc moscovium [290]	116 Lv livermorium [293]	117 Ts tennessine [294]	118 Og oganesson [294]

57 La lanthanum 138.91 ± 0.01	58 Ce cerium 140.12 ± 0.01	59 Pr praseodymium 140.91 ± 0.01	60 Nd neodymium 144.24 ± 0.01	61 Pm promethium [145]	62 Sm samarium 150.36 ± 0.02	63 Eu europium 151.96 ± 0.01	64 Gd gadolinium 157.25 ± 0.03	65 Tb terbium 158.93 ± 0.01	66 Dy dysprosium 162.50 ± 0.01	67 Ho holmium 164.93 ± 0.01	68 Er erbium 167.26 ± 0.01	69 Tm thulium 168.93 ± 0.01	70 Yb ytterbium 173.05 ± 0.02	71 Lu lutetium 174.97 ± 0.01
89 Ac actinium [227]	90 Th thorium 232.04 ± 0.01	91 Pa protactinium 231.04 ± 0.01	92 U uranium 238.03 ± 0.01	93 Np neptunium [237]	94 Pu plutonium [244]	95 Am americium [243]	96 Cm curium [247]	97 Bk berkelium [247]	98 Cf californium [251]	99 Es einsteinium [252]	100 Fm fermium [257]	101 Md mendelevium [258]	102 No nobelium [259]	103 Lr lawrencium [262]

INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY