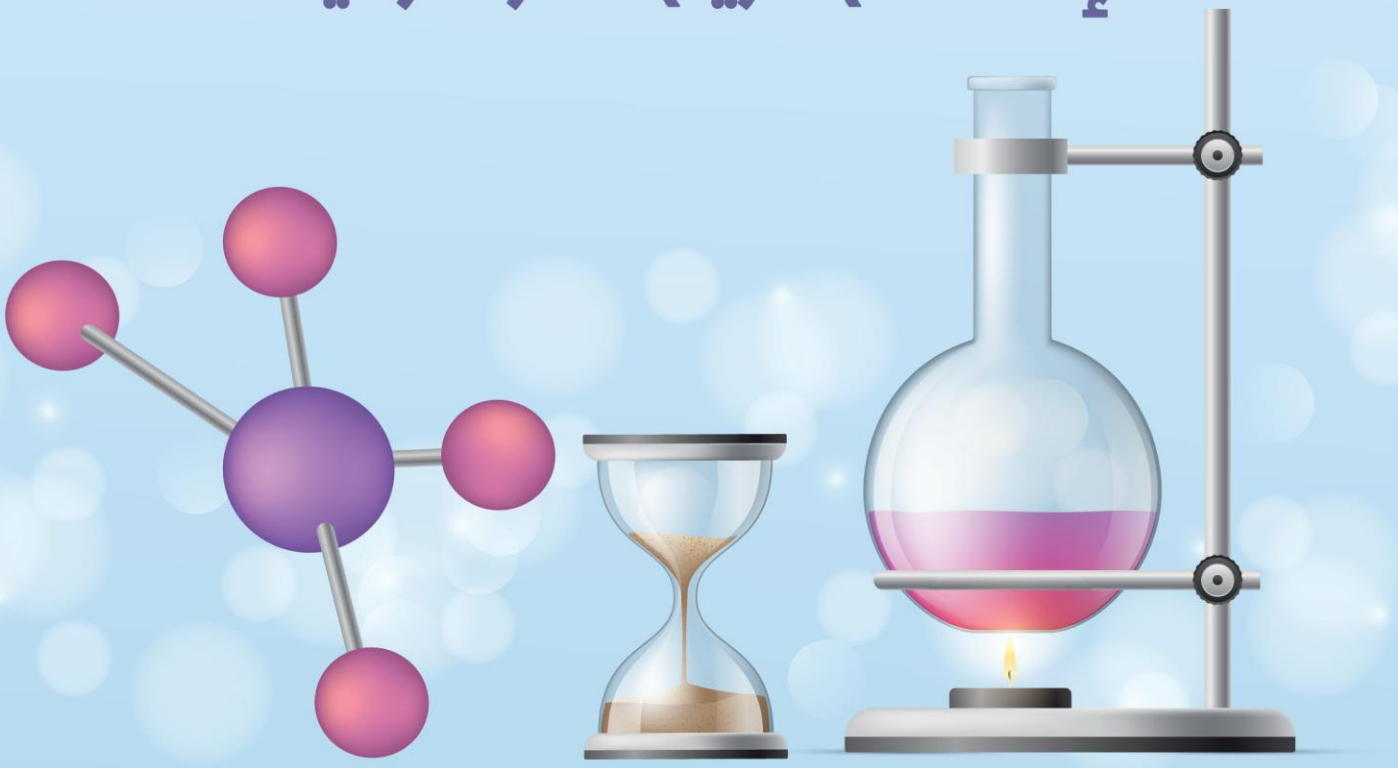
كورس أكسجين الكيمياء
الأول ثانوي أكاديمي

الفصل الدراسي الأول

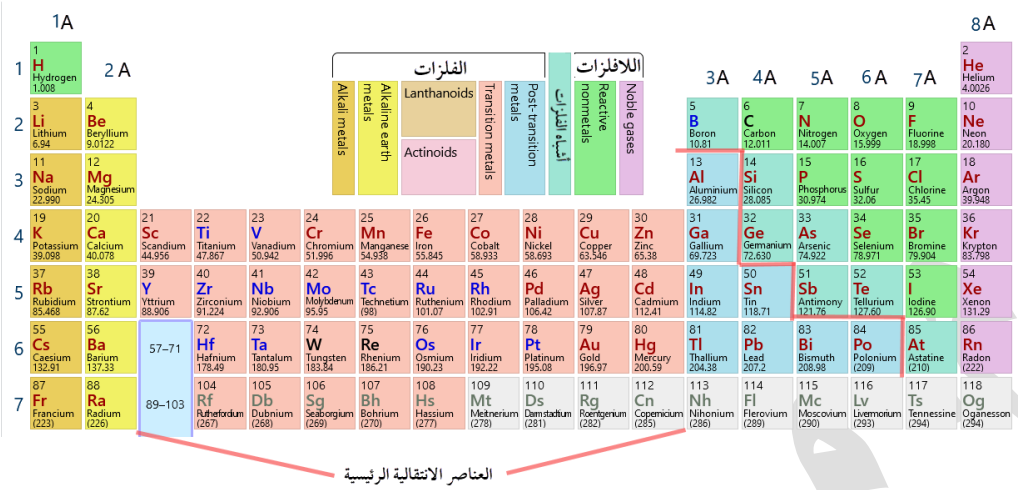
إعداد: م. مريم السرطاوي



2024-2025

تهيئة قبل دراسة الوحدة الأولى

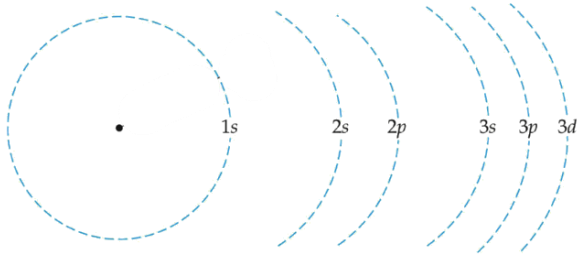
تهيئة بمراجعة معلومات سابقة مهمة من الصف العاشر

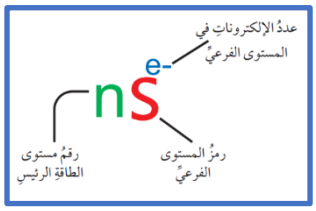


- المجموعات العمودية في الجدول الدوري 18 منها 8 ممثلة، و10 انتقالية، يرمز للممثلة برمز **A** والانتقالية برمز **B**، الممثلة على طرفي الجدول، والانتقالية في المنتصف، كل مجموعة تتشابه في الخصائص الفيزيائية والكيميائية
- الخطوط الأفقية في الجدول الدوري تسمى دورات وهي 7 دورات، الدورة تمثل مستوى التكافؤ الأخير للعنصر، مثال: المغنيسيوم يقع في الدورة الثالثة، أي أن مستوى الطاقة الأخير هو الثالث
- العدد الذري (هوية العنصر) والذي هو عدد البروتونات = عدد الإلكترونات في الذرة متعادلة الشحنة، بينما العدد الكتلي هو عدد البروتونات + عدد النيوترونات في نواة الذرة
- يتم توزيع العنصر إلكترونيا ((وفق العدد الذري فقط)) وذلك على مبدأ أوفباو، الأقل طاقة أولا وفق مستويات الطاقة الفرعية **s p d f**

2	2	6	2	6	2	10	6	2	10
1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d ...

1s				
2s	2p			
3s	3p	3d		
4s	4p	4d	4f	
5s	5p	5d	5f	
6s	6p	6d,6f		
7s	7p	7d,6f		



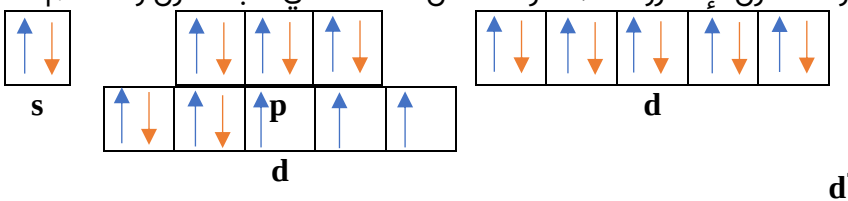


ما التوزيع الإلكتروني للبوتاسيوم $_{19}K$؟

باستخدام رسمة [مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي]: $_{19}K: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

البوتاسيوم في الدورة الرابعة، إلكترونات التكافؤ هي مجموع إلكترونات مستوى التكافؤ الأخير **n=4** وتساوي 1

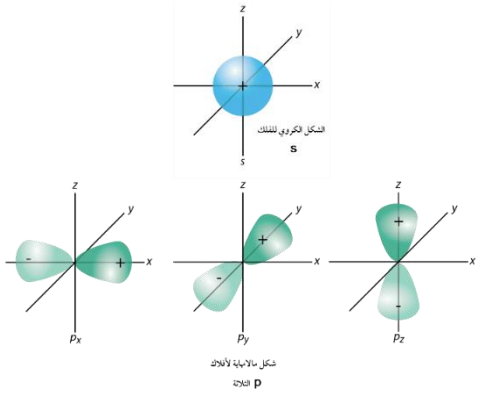
- كل مستوى فرعي فيه أفلاك، كل فلك يحمل كحد أقصى إلكترونين يتحركان باتجاه معاكس لبعضهما، وتتوزع الإلكترونات في الأفلاك على قاعدة هوند، تنزل الإلكترونات منفردة داخل الأفلاك في اتجاه غزل واحد ثم تعاود الازدواج باتجاه الغزل المعاكس

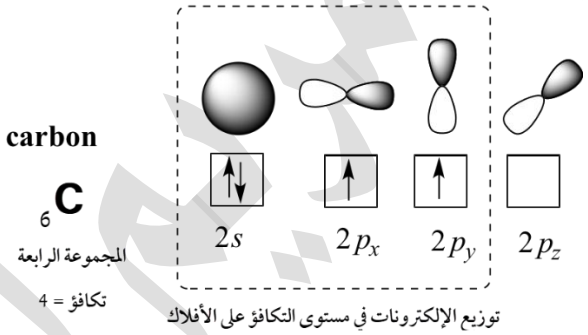


ما التوزيع الإلكتروني لـسبع إلكترونات في المستوى الفرعي d؟ d^7

- أشكال الأفلاك التي ينبغي للطالب تذكرها، فلك s كروي الشكل، أفلاك p الثلاثة مالانهاية (مغزلي)، في كل فلك إلكترونان كحد أقصى يتحركان بشكل متعاكس

كيف تتوزع إلكترونات التكافؤ في أفلاك مستوى التكافؤ للكربون؟





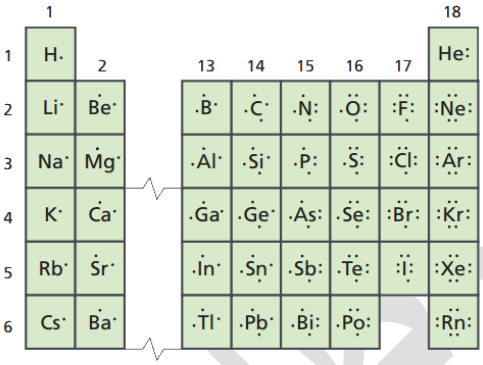
توزيع الإلكترونات في مستوى التكافؤ على الأفلاك

- آن لطالب أول ثانوي أن يحفظ مجموعات العناصر في الجدول الدوري، ويميز بين أهم الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات، تم الاقتصار على أهم العناصر وأشهرها وروداً في الأمثلة

المجموعة والتكافؤ	اسمها	العناصر	تصنيف العناصر
1A التكافؤ =1	الفلزات القلوية	ليثيوم Li ، صوديومNa، بوتاسيومK	فلزات، والهيدروجين تكافؤه =1 لكنه لافلز
2A التكافؤ = 2	الفلزات القلوية الأرضية	بريليومBe، مغنيسيومMg، كالسيومCa، باريومBa	فلزات
3A التكافؤ = 3	مجموعة البورون	بورونB، ألمنيومAl	بورون: شبه فلز ألمنيوم: فلز
4A التكافؤ = 4	مجموعة الكربون	كربونC، سيليكونSi، جيرمانيوم Ge	كربون: لا فلز سيليكون: شبه فلز جيرمانيوم: شبه فلز
5A التكافؤ = 5	مجموعة النيتروجين	نيتروجينN، فسفورP	نيتروجين، فسفور: لا فلز
6A التكافؤ = 6	مجموعة الأكسجين	أكسجينO، كبريتS، سيلينيومSe	لا فلزات
7A التكافؤ = 7	مجموعة الهالوجينات	فلورF، كلورCl، برومBr، يودI	لا فلزات

- الفلزات تشمل العناصر الممثلة والانتقالية، تميل لفقد إلكترونات التكافؤ فتحمل شحنة موجبة بمقدار رقم التكافؤ
- شحنة الفلزات الممثلة ثابتة لا تتغير، بينما الانتقالية لها أكثر من شحنة إلا الفضة Ag دائما +1، والخارصين Zn والكادميوم Cd دائما +2
- اللافلزات المتفاعلة: إما أن تكسب الإلكترونات فتحمل شحنة سالبة أو تتشارك مع غيرها فتتكون الرابطة التساهمية
- يمكن حفظ اللافلزات من خلال الجملة الذهنية: "كَفَّكَ فيه كأسُ بُنٍّ" بالإضافة إلى العناصر النبيلة: الهيليوم **He**، النيون **Ne**، الآرغون **Ar**، الكربتون **Kr**، الزينون **Xe**

- شبه الفلزات، تجمع بين خصائص الفلزات واللافلزات، وتقع على خط التدرج بينهما في الجدول: احفظها "بورون/ سيليكون/ جيرمانيوم"
- إذا تفاعل الفلز واللافلز فغالبا سيكوّن رابطة أيونية لأن أحدهما يفقد والآخر يكسب، ويحدث تجاذب شحنات بينهما ونوع المركب أيوني
- إذا تفاعل اللافلز مع اللافلز، أو اللافلز مع شبه الفلز فإنهما سيتشاركان الإلكترونات بين كل ذرتين وتتكون الرابطة التساهمية فنوع المركب تساهمي



- البريليوم فلز لكن لطبيعة حجم الذرة وخصائصها فإنه لا يكوّن مع اللافلزات روابط أيونية
- يتم رسم رموز لويس لكل عنصر باستخدام إلكترونات التكافؤ فقط، النقطة عبارة عن إلكترون
- أنواع الروابط التساهمية: أحادية، ثنائية، ثلاثية
- الرابطة التساهمية الأحادية أطول من الثنائية وأطول من الثلاثية، والثلاثية هي الأقصر والأكبر طاقة حيث كلما زاد عدد الإلكترونات المشاركة بالروابط بين الذرتين قصرت المسافة بينهما وزادت الطاقة لكسر تلك الروابط
- عدد الروابط الشائعة للافلزات (مهم):

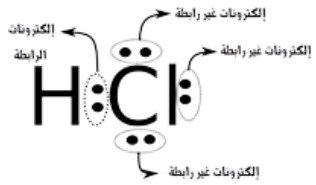
رقم مجموعة العنصر	عدد نقاط لويس [إلكترونات التكافؤ]	عدد الروابط الشائع بالنظر إلى النقاط المنفردة	مثال
1A	1	1	H •
4A	4	4	• C •
5A	5	3	• N •
6A	6	2	• O •
7A	7	1	• F •

الوحدة الأولى: أشكال الجزيئات وقوى التجاذب في ما بينها

الدرس الأول: نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ

تعريفات الدرس الأول:

- مستوى التكافؤ: مستوى الطاقة الخارجي للذرة
- إلكترونات التكافؤ: هي الإلكترونات الموجودة في المستوى الخارجي للذرة وتحدِّد نوع الروابط التي تكوّنها الذرة
- الرابطة التساهمية: هي قوة التجاذب الناشئة بين ذرتين نتيجة تشاركهما بزوج واحد أو أكثر من الإلكترونات
- الرابطة التناسقية: إحدى أنواع الروابط التساهمية، تنشأ نتيجة مشاركة إحدى الذرتين بزوج من الإلكترونات في حين تشارك الذرة الأخرى بفلك فارغ



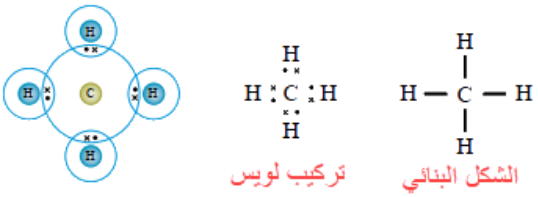
- أزواج الإلكترونات الرابطة: هي إلكترونات مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الروابط
- أزواج الإلكترونات غير الرابطة: هي أزواج من الإلكترونات تظهر في مستوى التكافؤ للذرة المركزية لا تشارك في تكوين الروابط
- الذرة المركزية: الذرة الأقل عددًا في الجزيء وتكوّن أكثر من رابطة واحدة
- نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ VSEPR: نظرية يمكن بها التنبؤ بأشكال الجزيئات؛ فهي تفترض أن أزواج إلكترونات التكافؤ تترتب حول كل ذرة بحيث تكون أبعد ما يمكن ليكون التنافر في ما بينها أقلّ ما يمكن

الروابط التساهمية والذرة المركزية التي تنطبق عليها قاعدة الثمانية

- الإلكترونات تتوزع على مستويات الطاقة المختلفة في الذرة وبعضها يتوزع في مستوى الطاقة الخارجي وهو مستوى التكافؤ وتسمى إلكتروناته بإلكترونات التكافؤ
- إلكترونات التكافؤ هي التي تحدد نوع الرابطة التي تكونها الذرة عند تفاعلها مع ذرات أخرى
- الماء وغاز الأكسجين وغاز ثاني أكسيد الكربون، كل تلك المواد التي تعد عصب الحياة، ترتبط ذراتها بروابط تساهمية، سندرس كيف تتكون هذه الرابط وكيف نرسم تركيب لويس للجزيئات
- يمكن معرفة عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة في الجزيئات والأيونات المختلفة عند رسم تركيب لويس لها باستخدام ما تعلمناه في الصف العاشر
- مهم معرفة أن الهيدروجين والفلور دائمًا يكوّن رابطة واحدة لذا هو طرفي في الجزيء، والكربون ذرة مركزية لأنها تكوّن دائمًا أربعة روابط حولها
- كل ذرة حتى تستقر لا بد أن يكون حولها ثمانية إلكترونات (أربعة أزواج) إلا عناصر معينة لها استثناءات

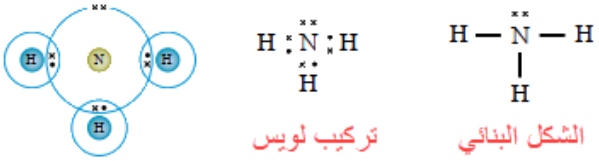
مثال توضيحي: لو أردنا رسم تركيب لويس للميثان CH_4 فإن الذرة المركزية هي التي تحمل أقل عدد ذرات أو تكوّن أكبر عدد روابط وهي الكربون، نرسم حوله 4 ذرات هيدروجين وكل منها لها إلكترون واحد، نرسم الروابط، هذا هو شكل الجزيء وتركيب لويس له، نبدأ بـ عد أزواج الإلكترونات المشاركة في الرابطة بين الذرتين ونسميها الإلكترونات الرابطة وتكون حول كل ذرة

- عدد أزواج الإلكترونات الرابطة حول الكربون = 4 أزواج
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة حول الكربون = صفر
- عدد أزواج الإلكترونات (الكلية) حول الكربون = 4 أي ثمانية إلكترونات (فهو يستقر على قاعدة الثمانية)
- عدد أزواج الإلكترونات حول الهيدروجين = 2 (مستثنى من القاعدة بسبب عدده الذري القليل)



مثال توضيحي: لو أردنا رسم تركيب لويس للأمونيا NH_3 فإن الذرة المركزية هي التي تحمل أقل عدد ذرات أو تكون أكبر عدد روابط وهي النيتروجين

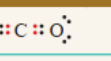
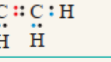
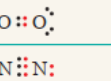
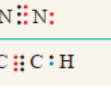
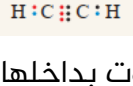
نرسم حوله 3 ذرات هيدروجين وكل منها لها إلكترون واحد، نرسم الروابط، هذا هو شكل الجزيء وتركيب لويس له



- عدد أزواج الإلكترونات الرابطة حول النيتروجين = 3 أزواج
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة حول النيتروجين = زوج
- عدد أزواج الإلكترونات (الكلية) حول النيتروجين = 4 أي ثمانية إلكترونات (فهو يستقر على قاعدة الثمانية)
- عدد أزواج الإلكترونات حول الهيدروجين = 2 (مستثنى من القاعدة بسبب عدده الذري القليل)

نفهم أن قاعدة الثمانية هي ثمانية إلكترونات في مستوى التكافؤ حول الذرة داخل الجزيء، وبالتالي تركيب إلكتروني مشابه لذرة العنصر النبيل الأقرب لتلك الذرة وهذا يعني استقرار ذلك العنصر داخل الجزيء

مهم لتمييز المطلوب رسمه: الشكل البنائي للجزيء يكون بروابط فقط، تركيب لويس لا بد أن يحوي الإلكترونات إن كانت متوفرة على المركزية أو الأطراف، وسواء تم رسم الروابط أو لم يتم ذلك

اسم الجزيء	الصيغة الجزيئية	تركيب لويس	اسم الجزيء	الصيغة الجزيئية	تركيب لويس
الكلور	Cl_2		ثاني أكسيد الكربون	CO_2	
كلوريد الهيدروجين	HCl		الإيثين	C_2H_4	
الماء	H_2O		الأكسجين	O_2	
الإيثان	C_2H_6		النيتروجين	N_2	
			الإستيلين	C_2H_2	

كل الجزيئات السابقة في الجدول، تطبق ذراتها المركزية قاعدة الثمانية، سواء احتوت بداخلها روابط أحادية، ثنائية، ثلاثية

نرسم تلك الجزيئات حسب تركيب لويس لكل ذرة وتحديد الذرة المركزية وحولها نرسم الذرات الطرفية، لكن هناك استراتيجية حسابية لرسم تركيب لويس وتحديد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة بعد رسم المركب بشكله النهائي

عدد	*number*	n
إلكترونات التكافؤ	*valence electrons*	$(v.e)$
زوج إلكترونات التكافؤ	*valence electron pairs*	$(v.e.p)$

استراتيجية الرسم:

1- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ $(v.e)$ من خلال التوزيع الإلكتروني لكل عنصر أو من رقم مجموعته

2- أو نحدد عدد إلكترونات التكافؤ $(v.e)$ حسب معلوماتنا السابقة عن مجموعة العنصر، الكربون في المجموعة الرابعة، إلكترونات التكافؤ = 4

3- نجمع إلكترونات التكافؤ لجميع ذرات الجزيء:

$$Total\ (v.e) = (v.e)(atom)_1 \times N(atom)_1 + (v.e)(atom)_2 \times N(atom)_2$$

مجموع إلكترونات التكافؤ في الجزيء =

إلكترونات التكافؤ في العنصر الأول× عدد ذراته + إلكترونات التكافؤ في العنصر الثاني× عدد ذراته

4- نحسب عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة $(v.e.p)$ بقسمة المجموع على 2 $(v.e.p) = \frac{Total(v.e)}{2}$

5- نحدد الذرة المركزية: (1) الأقل عدد ذرات أو تكوِّن روابط أكثر من غيرها

6- نرسم روابط أحادية من الذرة المركزية إلى الذرات المتبقية، الرابطة الأحادية عبارة عن زوج إلكترونات

7- نحسب عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة وهي المتبقية $(l.e.p)$:

عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة $(v.e.p)$- عدد أزواج الإلكترونات الرابطة $(b.e.p)$

$$(l.e.p) = (v.e.p) - (b.e.p)$$

حيث كل رابطة أحادية تم رسمها هي زوج من الإلكترونات الرابطة $(b.e.p)$

8- نوزع الإلكترونات المتبقية غير الرابطة $(l.e.p)$ حول الذرات الطرفية حتى تتحقق قاعدة الثمانية أو تستقر الذرات الطرفية، والذي يتبقى نضعه على الذرة المركزية، تذكر دائمًا الأطراف تحقق قاعدة الثمانية إلا الهيدروجين، أما المركزية فهذا يعتمد على نوع الذرة، وحاليا ندرس التي تطبق قاعدة الثمانية

9- نتأكد أن الذرة المركزية استقرت على قاعدة الثمانية [4 أزواج] فإن لم تحقق ذلك فإننا نحوِّل زوج أو أكثر من الذرات الطرفية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية بينها وبين الذرة المركزية

مثال ص12: اكتب تركيب لويس لجزيء NF_3 وحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية (العدد الذري لذرة N يساوي 7 وللذرة F يساوي 9)

[1] التوزيع الإلكتروني لكل ذرة، أو تحديد المجموعة:

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$	التوزيع الإلكتروني وتحديد مستوى التكافؤ
$_9F$	7A	7	$1s^2\underline{2s^2 2p^5}$
$_7N$	5A	5	$1s^2\underline{2s^2 2p^3}$

[2] مجموع إلكترونات الجزيء $Total\ (v.e)$ بالنظر إلى صيغته NF_3 ← ثلاث ذرات فلور وذرة نيتروجين

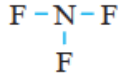
$$Total\ (v.e) = 5 \times 1 + 7 \times 3 = 26\ v.e$$

[3] عدد أزواج الإلكترونات في الجزيء

$$(v.e.p) = {}^{26}/_{2} = 13\ v.e.p$$

[4] الذرة المركزية: النيتروجين، فهي ذرة واحدة، وتكون روابط أكثر حتى تستقر

[5] نرسم ثلاثة روابط أحادية بين النيتروجين والفلور،



[6] نعدّ زوج الإلكترونات الرابطة بالنظر للروابط $(b.e.p)$ = 3

[7] نحسب زوج الإلكترونات غير الرابطة [المتبقية]:

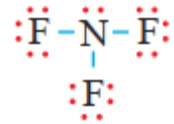
$$(l.e.p) = (v.e.p) - (b.e.p)$$
$$(l.e.p) = 13 - 3 = 10$$

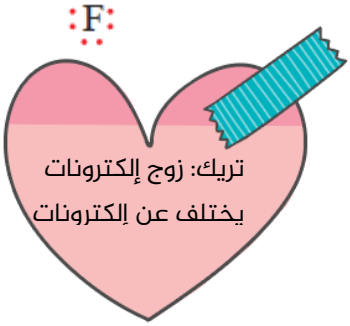
[8] نوزع من $(l.e.p)$ على الأطراف في البداية حتى تستقر، الفلور يستقر بثمانية، حوله إلكترونان بسبب الرابطة بينه وبين النيتروجين ويتبقى له 6 إلكترونات أي 3 أزواج، نضع 3 أزواج على كل ذرة فلور، المجموع = 9 أزواج

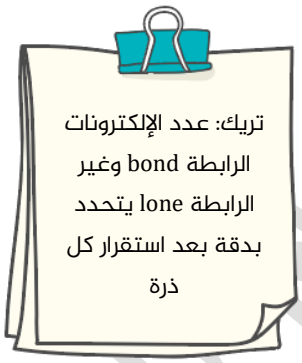
[9] يتبقى زوج من ال10 وهذا نضعه على الذرة المركزية [النيتروجين]

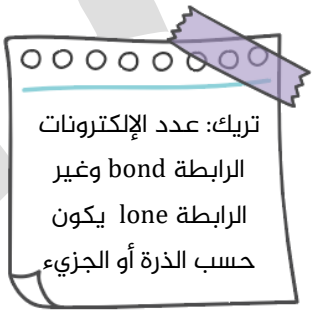
[10] نتأكد من استقرار النيتروجين بقاعدة الثمانية، عليه زوج إلكترونات غير رابطة + 3 أزواج رابطة = 4 أزواج

وهو مستقر وهذا هو تركيب لويس الصحيح لجزيء NF_3

الذرة المركزية	أزواج الإلكترونات الرابطة $(b.e.p)$	أزواج الإلكترونات غير الرابطة $(l.e.p)$	تركيب لويس
N	3	1	







فإن عدد أزواج الإلكترونات في كل الجزيء يساوي 13 زوج

وعدد أزواج الإلكترونات غيرالرابطة في كل الجزيء يساوي 10

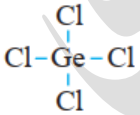
وعدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة حول الذرة المركزية يساوي 1 أما عدد الإلكترونات غير الرابطة فهو 2 (انتبه)

مثال ص13: حدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في جزيء $GeCl_4$

نرسم تركيب لويس وبعد التأكد من استقرار الذرة المركزية نحسب الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
Ge	4A	4
Cl	7A	7

$$Total(v.e) = 4 \times 1 + 7 \times 4 = 32\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{32}/_{2} = 16\ v.e.p$$



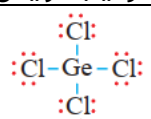
الذرة المركزية: الجيرمانيوم **Ge**، وحولها أربع روابط كلور **Cl** $(b.e.p) = 4$

$$(l.e.p) = 16 - 4 = 12$$

كل ذرة كلور تستقر بثمانية، حولها زوج ويتبقى لها 3 أزواج، نضع 3 أزواج على كل ذرة كلور، المجموع = 12 زوج

ولم يتبق أي من الإلكترونات لنضعها على الذرة المركزية **Ge**

نتأكد من استقرار الذرة المركزية بقاعدة الثمانية، حولها 4 أزواج، أي تنطبق قاعدة الثمانية، وهي مستقرة

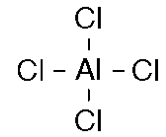
الذرة المركزية	أزواج الإلكترونات الرابطة	أزواج الإلكترونات غير الرابطة	تركيب لويس
Ge	4	**0**	

مثال: ص14: اكتب تركيب لويس وحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في أيون $AlCl_4^-$

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
Cl	7A	7
Al	3A	3

تريك: في المجموعة الأيونية نضيف الشحنة إلى مجموع إلكترونات التكافؤ
إذا كانت الشحنة سالبة ونطرحها إن كانت موجبة

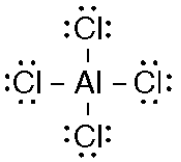
$$sum(v.e) = 3 \times 1 + 7 \times 4 + 1e = 32\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{32}/_{2} = 16\ v.e.p$$



الذرة المركزية: Al الألمنيوم وحوله 4 روابط مع الكلور

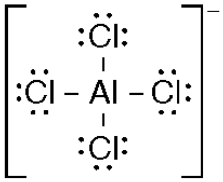
$(b.e.p) = 4$

$$(l.e.p) = (v.e.p) - (b.e.p)$$
$$(l.e.p) = 16 - 4 = 12$$



كل ذرة كلور تستقر بثمانية، حولها زوج ويتبقى لها 3 أزواج، نضع 3 أزواج على كل منها، المجموع = 12 ولم يتبق أي من الإلكترونات لنضعها على الألمنيوم

نتأكد من استقرار الذرة المركزية بقاعدة الثمانية، ثم نضيف الشحنة بأقواس مربعة محيطة بالجزيء لنعبر عن تركيب لويس لهذا الأيون



تدريب خارجي: حدد [1] عدد الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في جزيء CO_2
[2] عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة في جزيء ثاني أكسيد الكربون

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
C	4A	4
O	6A	6

$$Total(v.e) = 4 \times 1 + 6 \times 2 = 16\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{16}/_{2} = 8\ v.e.p$$

الذرة المركزية: C، وحولها رابطتين مع O $(b.e.p) = 2$

$$(l.e.p) = (v.e.p) - (b.e.p)$$
$$(l.e.p) = 8 - 2 = 6$$

كل ذرة أكسجين تستقر بثمانية، حولها زوج ويتبقى لها 3 أزواج، نضع 3 أزواج على كل ذرة O، المجموع = 6 ولم يتبق أي من الإلكترونات لنضعها على الذرة المركزية C

نتأكد من استقرار الذرة المركزية بقاعدة الثمانية، حولها 2 زوج، تحتاج للاستقرار عن طريق قاعدة الثمانية، ننقل من كل ذرة O زوج ونرسم رابطة، لتتحول الأحادية إلى ثنائية من الجهتين، الآن أصبح C مستقرا بأربعة أزواج

الذرة المركزية	الإلكترونات الرابطة	الإلكترونات غير الرابطة	تركيب لويس
C	8	0	

الجزيء	أزواج الإلكترونات غير الرابطة
CO_2	4

تدريب خارجي: ارسم تركيب لويس وحدِّد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة لذرة N في جزيء HCN

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
H	1A	1
C	4A	4
N	5A	5

$$Total(v.e) = 1 \times 1 + 4 \times 1 + 5 \times 1 = 10\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{10}/_{2} = 5\ v.e.p$$

الذرة المركزية: C، [قاعدة الكربون دائمًا مركزية] حول المركزية رابطتان مع H و N $(b.e.p) = 2$

$$(l.e.p) = (v.e.p) - (b.e.p)$$
$$(l.e.p) = 5 - 2 = 3$$

H—C—N

ننظر للطرفيات، الهيدروجين مستقر بإلكترونين فلا نضيف له أي زوج من الإلكترونات غير الرابطة، حول N زوج ويتبقى له 3 أزواج، فيصبح مستقرًا، وهكذا لم يتبق أي زوج للذرة المركزية C

H—C—N: (مع نقطتين فوق N ونقطتين تحت N)

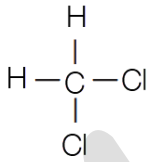
نتأكد من استقرار الذرة المركزية بقاعدة الثمانية، حولها 2 زوج، تحتاج 2 زوج، ننقل فقط من الذرة N زوجين، لتتحول الأحادية إلى ثلاثية بين N و C، الآن أصبح C مستقرا ب4 أزواج

الذرة المطلوبة	زوج الإلكترونات الرابطة	زوج الإلكترونات غير الرابطة	تركيب لويس
N	3	1	H—C≡N:

تدريب خارجي: ارسم تركيب لويس الصحيح لجزيء CH_2Cl_2 وحدِّد عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة في الجزيء

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
C	4A	4
H	1A	1
Cl	7A	7

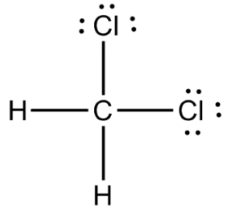
$$Total(v.e) = 4 \times 1 + 1 \times 2 + 7 \times 2 = 20\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{20}/_{2} = 10\ v.e.p$$



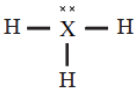
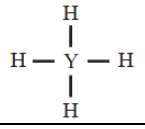
الذرة المركزية: C، وحولها أربع روابط مع H و Cl $(b.e.p) = 4$

$$(l.e.p) = (v.e.p) - (b.e.p)$$
$$(l.e.p) = 10 - 4 = 6$$

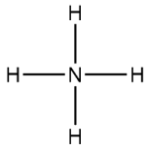
ننظر للطرفيات، الهيدروجين مستقر بإلكترونين فلا نضيف له أي زوج من الإلكترونات غير الرابطة، حول Cl زوج ويتبقى له 3 أزواج، فيصبح مستقرًا، فالمجموع للذرتين =6 وهكذا لم يتبق أي زوج للذرة المركزية C والكربون مستقر عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة في الجزيء = 6



سؤال تريك: يرتبط العنصران X و Y بالهيدروجين من خلال روابط تساهمية، ينطبق على كليهما قاعدة الثمانية، إذا علمت أنهما من عناصر الدورة الثانية، وصيغتهما الجزيئية: XH_3 و YH_4 بحيث يكون على X زوج من الإلكترونات غير الرابطة، بينما على Y لا يوجد، فما اسم العنصرين X و Y

الجزيء	الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية	الإلكترونات غير الرابطة للذرة المركزية	تركيب لويس الافتراضي	التأكد من استقرار المركزية	إلكترونات التكافؤ	اسم العنصر
XH_3	3	2		نعم	5	نيتروجين
YH_4	4	0		نعم	4	كربون

سؤال تريك: اكتب تركيب لويس لأيون الأمونيوم NH_4^+ وحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة



العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
N	5A	5
H	1A	1

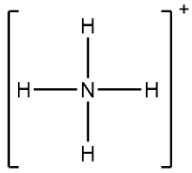
$$Total(v.e) = 5 \times 1 + 1 \times 4 - 1e = 8\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{8}/_{2} = 4\ v.e.p$$

الذرة المركزية: النيتروجين N، وحوله أربع روابط H $(b.e.p) = 4$

$$n(l.e.p) = 4 - 4 = 0$$

لا يوجد أزواج إلكترونات نوزعها على الذرات طرفية أو المركزية، وكل الذرات مستقرة

عدد أزواج الإلكترونات الرابطة = 4 وعدد غير الرابطة = صفر



سؤال أتحقق ص17: [1] أرسم تركيب لويس للجزيء OF_2 وأحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة في ذرتها

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
O	6A	6
F	7A	7

$$Total(v.e) = 6 \times 1 + 7 \times 2 = 20\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{20}/_{2} = 10\ v.e.p$$

F — O — F

الذرة المركزية: الأكسجين، وحولها رابطتان مع F $(b.e.p) = 2$

$$(l.e.p) = 10 - 2 = 8$$

تحتاج كل ذرة فلور إلى 3 أزواج، فيكون المجموع 6 أزواج، يتبقى للأكسجين 2 زوج والمركزية مستقرة

الذرة المركزية	أزواج الإلكترونات الرابطة	أزواج الإلكترونات غير الرابطة	تركيب لويس
O	2	2	

تدريب خارجي: ارسم تركيب لويس للجزيء C_2H_4 والشكل البنائي له

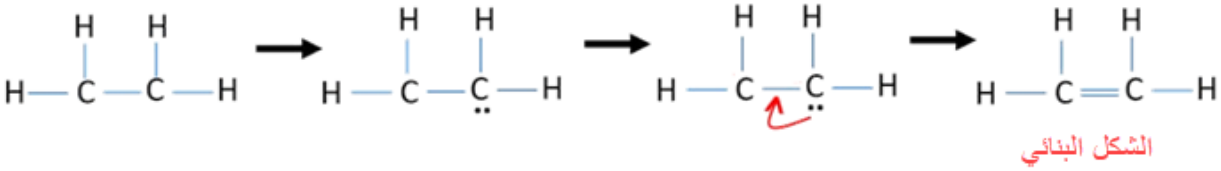
العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
C	4A	4
H	1A	1

$$Total(v.e) = 4 \times 2 + 1 \times 4 = 12\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{12}/_{2} = 6\ v.e.p$$

في الجزيء ذرتين مركزيتين C وحول كل منها 3 روابط رابطة مع C ورابطتين مع H مجموع كامل الروابط حولهما $(b.e.p) = 5$

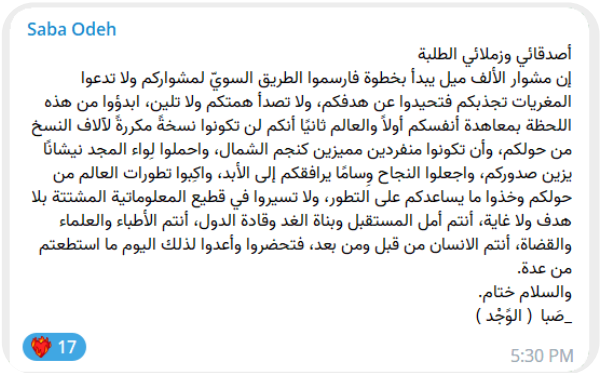
$$(l.e.p) = 6 - 5 = 1$$

يتبقى زوج على ذرة كربون غير مستقرة والأخرى غير مستقرة أيضا، لتطبيق قاعدة الثمانية يلزم مشاركة الزوج المتبقي، فيتحول إلى رابطة بين الذرتين C لتصبح الرابطة بينهما ثنائية



الشكل البنائي

تركيب لويس



ورقة عمل (1): استراتيجية تركيب لويس حسب قاعدة الثمانية

يحتوي جزيء الماء H_2O على أزواج إلكترونات رابطة وغير رابطة، ارسم تركيب لويس وحدد عدد تلك الأزواج علمًا أن العدد الذري للهيدروجين يساوي **1** وللأكسجين يساوي **8**

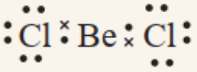
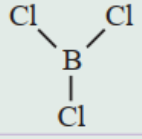
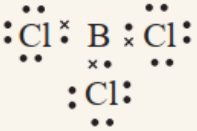
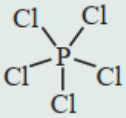
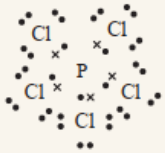
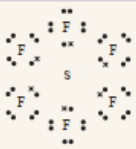
حدِّد عدد الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية في جزيء PH_3 علمًا أن الهيدروجين من المجموعة 1A والفسفور من المجموعة 5A

ارسم تركيب لويس للجزيء $SiCl_4$ علمًا أن السيليكون من المجموعة 4A

حدد نوع الرابطة في جزيء الأكسجين O_2 علمًا أن الأكسجين من المجموعة 6A

تركيب لويس للجزيئات التي تخالف ذرتها المركزية في قاعدة الثمانية

- درست سابقًا أن الفلز مع اللافلز يكوّنان رابطة أيونية، وهذه قاعدة عامة وقد لا تتكوّن الأيونية وبدلاً من ذلك تتكوّن التساهمية لأسباب كثيرة منها: الفرق في السالبية الكهربائية بحيث إذا كان أقل من **2** فهي تساهمية، وفي بعض كتب الكيمياء يعتبر أقل من **1.8** فهي تساهمية
- قد يكون فرق السالبية الكهربائية أقل من **2** ورغم ذلك تكون الرابطة أيونية لأسباب أخرى وهذا لا يعنينا دراسته في هذه المرحلة
- لافلزات الدورة الثانية: فلورF، أكسجينO، نيتروجينN، كربونC، تطبق قاعدة الثمانية بشكل عام [FONC] وهناك استثناءات لأكاسيد النيتروجين مثل NO و NO_2 بسبب الإلكترونات الفردية
- عناصر الدورة الثالثة وما بعد ذلك تشذ أحيانًا عن قاعدة الثمانية حسب نوع التفاعل مع الذرة الأخرى، مثلاً الكلور يتعدى الثمانية مع الفلور ويكوّن ثلاثي فلوريد الكلور ClF_3
- تذكّر أن حديثنا كله عن الذرة المركزية وقد تكون مخالفة لقاعدة الثمانية، فتستقر بأقل أو أكثر مثل:
  a. البريليوم Be وهو فلز، ويستقر بأربع إلكترونات [**2** زوج] ويكوّن روابط تساهمية مع بعض اللافلزات
  b. البورون B وهو شبه فلز، ويستقر بست إلكترونات [**3** أزواج] ودائمًا يكوّن روابط تساهمية
  c. الفسفور P يستقر في بعض المركبات بعشر إلكترونات [**5** أزواج] حسب التفاعل الكيميائي الحاصل
  d. الكبريت S يستقر في بعض المركبات باثنا عشر إلكترونًا [**6** أزواج] حسب التفاعل الكيميائي الحاصل
- العنصران B و Be ليس لديهما القدرة لعمل روابط تساهمية ثنائية أو ثلاثية، فقط روابط أحادية

الصيغة الجزيئيّة للمركّب	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

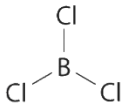
- لاحظ أن الشكل البنائي لا يحوي إلكترونات ... فقط روابط، بينما تركيب لويس يحوي إلكترونات أو إلكترونات وروابط
- تابع استراتيجية رسم تركيب لويس للجزيئات التي في الجدول السابق

تدريب خارجي: ارسم تركيب لويس لجزيء BCl_3 وحدِّد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة للذرة المركزية

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
B	3A	3
Cl	7A	7

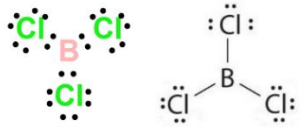
$$Total(v.e) = 3 \times 1 + 7 \times 3 = 24\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{24}/_{2} = 12\ v.e.p$$

الذرة المركزية: B، وحولها ثلاث روابط مع Cl $(b.e.p) = 3$
$$(l.e.p) = 12 - 3 = 9$$



ننظر للطرفيات، حول Cl زوج ويتبقى له 3 أزواج، فيصبح مستقرًا، فالمجموع =9 وهكذا لم يتبق أي زوج للذرة المركزية B

البورون B لا يكون روابط ثنائية ولا ثلاثية إذا هنا يُستثنى من قاعدة الثمانية ويستقر بأقل من ثمانية

الذرة المركزية	أزواج الإلكترونات الرابطة $(b.e.p)$	أزواج الإلكترونات غير الرابطة $(l.e.p)$	تركيب لويس
B	3	0	

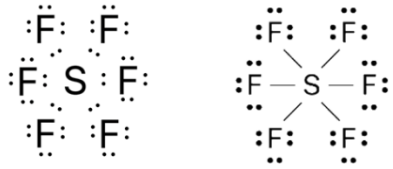
تدريب خارجي: ارسم تركيب لويس لجزيء SF_6 وحدِّد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة للذرة المركزية

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
S	6A	6
F	7A	7

$$Total(v.e) = 6 \times 1 + 7 \times 6 = 48\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{48}/_{2} = 24\ v.e.p$$

الذرة المركزية: S، وحولها ست روابط مع F $(b.e.p) = 6$
$$(l.e.p) = 24 - 6 = 18$$

ننظر للطرفيات، حول F زوج ويتبقى له 3 أزواج، فيصبح مستقرًا، فالمجموع =18 وهكذا لم يتبق أي زوج للذرة المركزية S، نتأكد من استقرار الكبريت ونحسب أزواج الإلكترونات حوله

الذرة المركزية	أزواج الإلكترونات الرابطة	أزواج الإلكترونات غير الرابطة	تركيب لويس
S	6	0	

الكبريت في هذا الجزيء لا يطبق قاعدة الثمانية لأنه استقر بأكثر من 4 أزواج من الإلكترونات

تدريب خارجي: يتفاعل ثلاثي كلوريد الفسفور PCl_3 مع غاز الكلور Cl_2 مكوِّنًا خماسي كلوريد الفسفور PCl_5، وضِّح أي من هذه المركبات يتبع قاعدة الثمانية؟

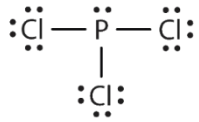
يلزمنا كتابة كل صيغة لنستطيع رسم تركيب لويس لها

التسمية	الصيغة الكيميائية
ثلاثي كلوريد الفسفور	PCl_3
غاز الكلور	Cl_2
خماسي كلوريد الفسفور	PCl_5

[1] PCl_3

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
P	5A	5
Cl	7A	7

$$Total(v.e) = 5 \times 1 + 7 \times 3 = 26\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{26}/_{2} = 13\ v.e.p$$



الذرة المركزية: P، وحولها ثلاث روابط مع Cl $(b.e.p) = 3$

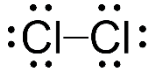
$$n(l.e.p) = 13 - 3 = 10$$

ننظر للطرفيات، حول Cl زوج ويتبقى له 3 أزواج، فيصبح مستقرًا، فالمجموع =9 وهكذا زوج واحد للذرة المركزية P فنضعه عليها، ونتأكد من استقرارها، P مستقر بأربع أزواج من الإلكترونات [يطبق قاعدة الثمانية]

[2] Cl_2

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
Cl	7A	7

$$Total(v.e) = 7 \times 2 = 14\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{14}/_{2} = 7\ v.e.p$$



لا يوجد ذرة مركزية لأنهما ذرتان فقط، الكلور يرتبط بنفسه من خلال رابطة $(b.e.p) = 1$

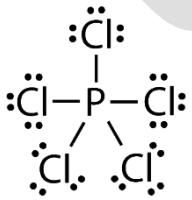
$$(l.e.p) = 7 - 1 = 6$$

نوزع 3 أزواج على كل ذرة كلور، وهكذا يكون المجموع 6 أزواج، نتأكد من استقراره [يطبق قاعدة الثمانية]

[3] PCl_5

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
P	5A	5
Cl	7A	7

$$Total(v.e) = 5 \times 1 + 7 \times 5 = 40\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{40}/_{2} = 20\ v.e.p$$



الذرة المركزية: P، وحولها خمس روابط مع Cl $(b.e.p) = 5$

$$(l.e.p) = 20 - 5 = 15$$

ننظر للطرفيات، حول Cl زوج ويتبقى له 3 أزواج، فيصبح مستقرًا، فالمجموع =15

لا يتبقى أي زوج للذرة المركزية P

نتأكد من استقرار P نلاحظ أن حوله 5 أزواج من الإلكترونات [لا يطبق قاعدة الثمانية]

سؤال أتحقق ص17: [2] ارسم تركيب لويس لجزيء BeH_2 وحدِّد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة للذرة المركزية

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
Be	2A	2
H	1A	1

$$Total(v.e) = 2 \times 1 + 1 \times 2 = 4\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{4}/_{2} = 2\ v.e.p$$

الذرة المركزية: Be، وحولها رابطتان مع H $(b.e.p) = 2$
$$(l.e.p) = 2 - 2 = 0$$

لا يوجد أزواج إلكترونات لتوزيعها على الأطراف أو المركزية، والهيدروجين مستقر، وأيضا البريليوم لا يكون روابط ثنائية أو ثلاثية لذا وحسب الرسم يكون استثناء من قاعدة الثمانية

الذرة المركزية	أزواج الإلكترونات الرابطة	أزواج الإلكترونات غير الرابطة	تركيب لويس	
Be	2	0	H – Be –H	H : Be : H

ورقة عمل (2): استثناءات قاعدة الثمانية

ارسم تركيب لويس للجزيء BH_3 وبيّن إن كانت الذرة المركزية تطبق قاعدة الثمانية أم لا؟ علمًا أن العدد الذري للهيدروجين يساوي **1** وللبورون يساوي **5**

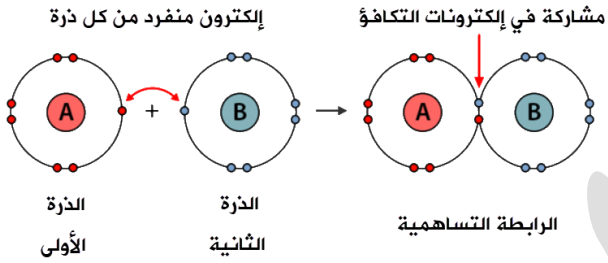
ارسم تركيب لويس للجزيء PF_5 وبيِّن إن كانت الذرة المركزية تحقق قاعدة الثمانية أم لا؟ علمًا أن الفسفور من المجموعة 5A والفلور من المجموعة 7A

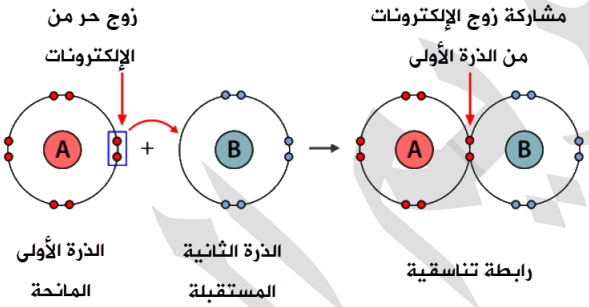
تحدِّ: حدِّد عدد الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية في جزيء ClF_3

حدِّد عدد الإلكترونات غير الرابطة في الجزيء BeF_2

الرابطة التناسقية Coordinate Bond

- نفرق بين الرابطة التساهمية والتناسقية: أن التساهمية فيها مشاركة زوج الإلكترونات من الذرتين، بينما في التناسقية ذرة واحدة تمنح زوج الإلكترونات غير رابطة لذرة أخرى لا تملك أي إلكترونات غير رابطة ولديها فلك فارغ من الإلكترونات
- الرابطة التناسقية نوع من التساهمية وتختلف عنها فقط بطريقة مشاركة الإلكترونات، ونستطيع تسميتها تساهمية تناسقية





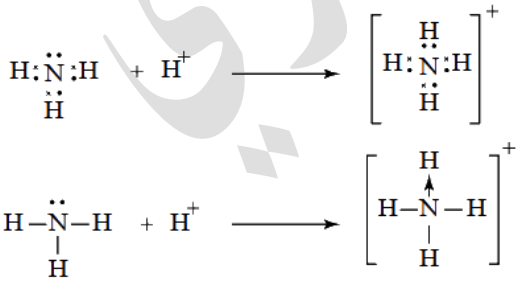
- الذرة التي تعطي زوج الإلكترونات غير الرابطة سواء على ذرتها المركزية أو شحنة سالبة فهي تمنح الزوج للرابطة، بينما الذرة التي يكون فيها فلك فارغ (سواء أيون موجب أو فيها ذرة تستقر بأقل من قاعدة الثمانية مثل البورون) فإن الفلك الفارغ يستقبل الإلكترون وبالتالي تتكون الرابطة التساهمية والتي نسميها تناسقية لأن الذي منح زوج الإلكترونات في الرابطة ذرة واحدة
- الصيغة التوضيحية عند رسم الرابطة التناسقية تكون على شكل سهم يتجه من الذرة المانحة إلى المستقبلة

أشهر المركبات المطلوبة كأمثلة على الرابطة التناسقية:

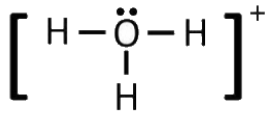
[1] أيون الأمونيوم NH_4^+ ويتكون من تفاعل الأمونيا NH_3 مع حمض مثل HCl، حيث يتفاعل مع أيون الهيدروجين المتفكك من الحمض H^+

الأمونيا تملك زوج إلكترونات غير رابط على النيتروجين، وأيون الهيدروجين فيه فلك فارغ فتنشأ الرابطة التناسقية بينهما

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

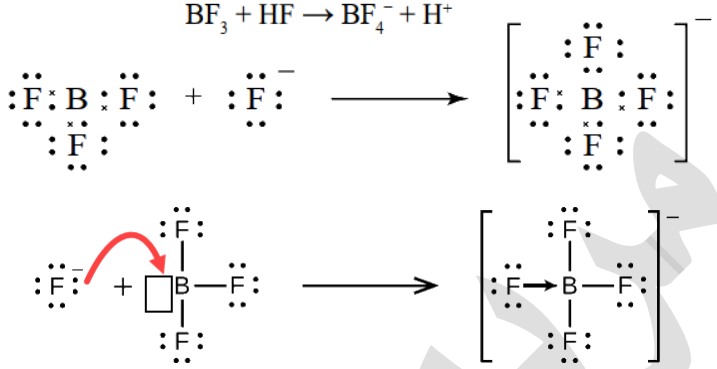


[2] أيون الهيدرونيوم H_3O^+: يتكون من تفاعل أيون الهيدروجين H^+ مع الماء H_2O، على الأكسجين زوج إلكترونات غير رابط سيمنحه إلى الفلك الفارغ في أيون الهيدروجين



[3] أيون رباعي فلوريد البورون BF_4^-: يتكون من تفاعل ثلاثي فلوريد البورون BF_3 حيث يستقبل الفلك الفارغ في البورون B زوج الإلكترونات من أيون F^- المتفكك من حمض HF

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



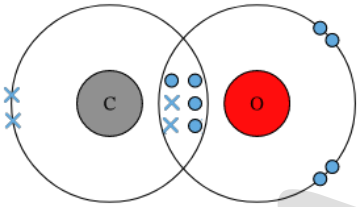
الشحنة النهائية على الأيون هي مجموع الشحنات على المواد المتفاعلة

تنبيه: سيتم دراسة هذه الرابطة التناسقية وكيفية تكوّن الرابطة في وحدة الحموض والقواعد في الصف الثاني عشر

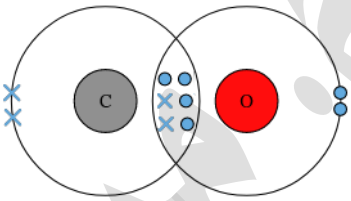
ورقة عمل (3): الرابطة التناسقية

يحتوي أول أكسيد الكربون على رابطة ثلاثية واحدة منها تناسقية، وضح أي من هذه الأشكال هو الرسم الصحيح؟

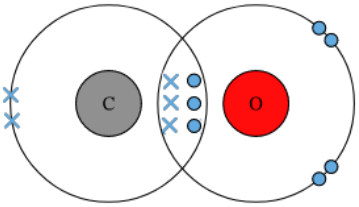
[1]



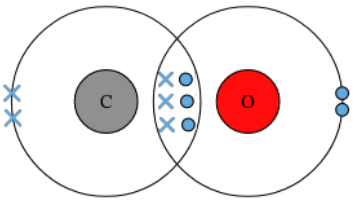
[2]



[3]

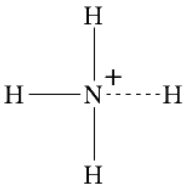


[4]

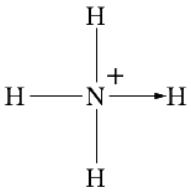


أي من الأشكال التالية هو الرسم الصحيح لأيون الأمونيوم؟

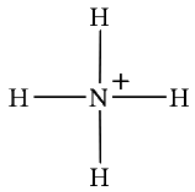
[1]



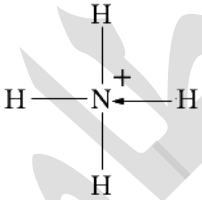
[2]



[3]



[4]

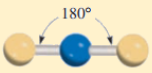
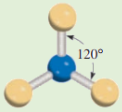
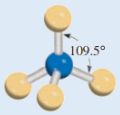
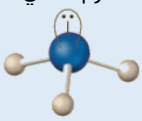
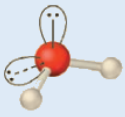
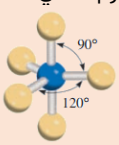
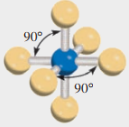


وضح الفرق بين الرابطة التساهمية والرابطة التناسقية

نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ VSEPR

- إذا قرِّبت بالونين مشحونين بنفس الشحنة فإنهما يتنافران ويبتعدان، ويحدث مثل ذلك بين روابط الجزيء، فشكل الجزيء يتأثر بقوى التنافر الإلكترونية
- تتنبأ نظرية VSEPR بشكل فراغي معين للجزيء يكون فيه التنافر بين أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية أقل ما يمكن مع التنبؤ بمقدار الزاوية بينها، وبسبب هذه النظرية أيضًا يصبح الجزيء أكثر استقرارًا
- ويسهم الشكل الفراغي للجزيء في تحديد خصائصه الفيزيائية والكيميائية
- نظرية VSEPR (فِسبِر) ساعدت على: [1] تحديد مقدار الزاوية بين الروابط [2] توقع الشكل الفراغي للجزيء
- يختلف الشكل الفراغي حسب عدد الروابط وعدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية
- أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية تتنافر بقوة أكبر من تنافر أزواج الإلكترونات الرابطة، لذا الزاوية بينها أكبر من الزاوية بين أزواج الإلكترونات الرابطة

جدول أشكال الجزيئات، مع الزاوية والرمز المختصر، وننتبه أننا نحسب المجموعات حول الذرة المركزية A بحيث X عدد الذرات المرتبطة بالمركزية، و E عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة

عدد مجموعات الإلكترونات المتفرعة	الرمز المختصر	عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والرسم	الزاوية	مثال
2	AX_2	0	خطي 	180°	BeF_2 $BeCl_2$ CO_2 HCN
3	AX_3	0	مثلث مستو [مثلث مسطّح] 	120°	BF_3 BCl_3
4	AX_4	0	رباعي الأوجه منتظم 	109.5°	CH_4
	AX_3E	1	هرم ثلاثي 	107°	NH_3
	AX_2E_2	2	مُنحنٍ 	104.5°	H_2O
5	AX_5	0	هرم ثنائي مثلث 	120°,90°	PCl_5
6	AX_6	0	هرم ثماني السطوح 	90°	SF_6

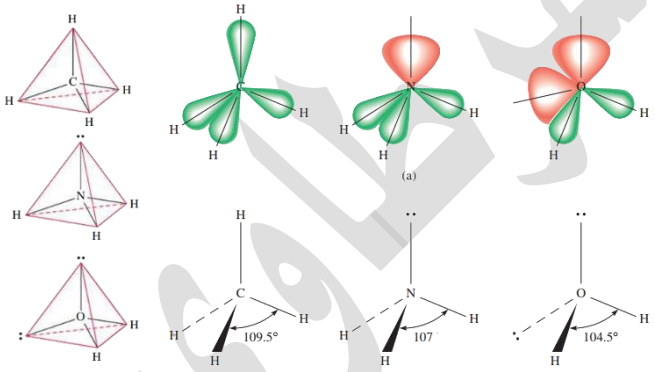
الجدول (5): الشكل الفراغيّ ومقدار الزاوية بين الروابط لعدد منَ الجزيئات.

اسم الجزيء	تركيب لويس	الشكل الفراغي	اسم الشكل
جزيئات لا تمتلك ذرّتُها المركزيّة أزواجَ إلكترونات غيرِ رابطة وَتُكَوِّنُ روابط ثنائيّة أو ثلاثيّة			
ثاني أُكسيد الكربون	O :: C :: O	O=C=O (180°)	خطّيٌّ
الإيثين	H:C ::: C:H (H H)	H, C=C, H (120°)	مثلث مستوٍ حولَ كلّ ذرّة كربون
سيانيد الهيدروجين	H : C ::: N:	H—C≡N (180°)	خطّيّ
جزيئات تُكَوِّنُ روابطَ أحاديّةً وتمتلكُ ذرّتُها المركزيّة أزواجَ إلكترونات غيرِ رابطة			
الأمونيا	H:N:H (H)	H, N, H (107°, 107°)	هرم ثلاثي
الماء	H:O:H	H, O, H (104.5°)	مُنحَنٍ

فوائد:

[1] تنافر الأزواج غير الرابطة مع بعضها > تنافر غير الرابطة مع الرابطة > تنافر الروابط مع بعضها

[2] الرمز AX_2E_2 والرمز AX_3E مشتق من الشكل الرباعي AX_4 أي أن مجموع الإلكترونات الكلية حول الذرة المركزية يساوي 4 مجموعات لكنها تترتب بشكل مختلف بسبب وجود أزواج غير رابطة

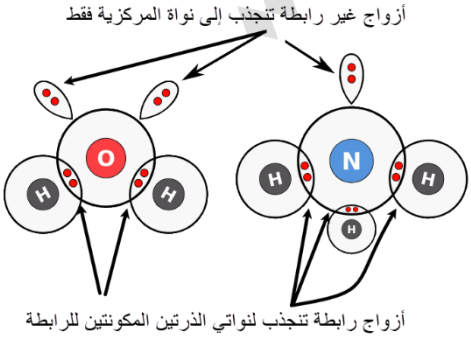


من الشكل التالي نلاحظ:

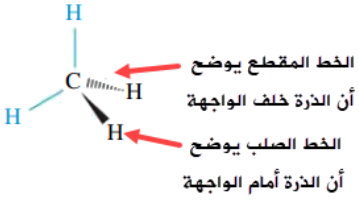
[1] عدد المجموعات حول الذرة المركزية = 4 وكل مجموعات الإلكترونات لها شكل رباعي الأوجه منتظم سواء كانت روابط أحادية، ثنائية، ثلاثية فإننا نعتبر الرابطة مجموعة، ومثلها زوج الإلكترونات غير الرابط

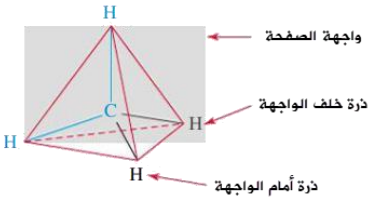
[2] أزواج الإلكترونات غير الرابطة تتنافر بقوة أكبر بينها من تنافر أزواج الإلكترونات الرابطة، فتشغل تلك الأزواج غير الرابطة حيزًا أكبر وبالتالي كلما ازداد عدد الأزواج غير الرابطة زاد التنافر واحتاجت مساحة أكبر، فتقل الزاوية بين الروابط

وتفسير ذلك: لأن زوج الإلكترونات غير الرابط ينجذب إلى نواة الذرة المركزية فقط، أما الزوج الرابط فينجذب لنواتي الذرتين المكونتين للرابطة فيشغل حيزًا أقل



[3] الزاوية بين روابط الميثان CH_4 =109.5°، بينما في الأمونيا NH_3 يوجد زوج غير رابط فتكون الزاوية أقل بين الروابط =107°، وفي الماء H_2O يوجد زوجين غير رابط فتقل الزاوية أكثر بين الروابط لتصبح=104.5°





سؤال أستنتج ص18: استنتج العلاقة بين عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية ومقدار الزاوية بين الروابط في الجزيء

كلما زاد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة حول الذرة المركزية قلت الزاوية بين الروابط، وإذا توفر أزواج إلكترونات غير رابطة حول الذرة المركزية فالزاوية أيضا تقل بين الروابط

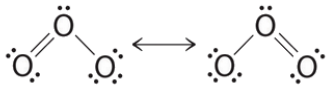
سؤال أفكر ص21: يحقق الأكسجين في مركباته قاعدة الثمانية، فما الشكل المتوقع لجزيء الأوزون O_3 وكيف تترتب أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية؟

$$Total(v.e) = 6 \times 3 = 18\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{18}/_{2} = 9\ v.e.p$$

الذرة المركزية: أحد الذرات لأنها متشابهة، وحولها رابطتين $(b.e.p) = 2$

$$n(l.e.p) = 9 - 2 = 7$$

تحتاج كل طرفية إلى 3 أزواج فتستقر ويبقى زوج للمركزية، حتى تستقر المركزية، بإمكان أي طرفية مشاركتها بزوج وصنع رابطة ثنائية، التركيب من نوع تركيب رنين، رابطة ثنائية في جهة وأحادية في جهة، وجود زوج الإلكترونات غير الرابط على الذرة المركزية يتنافر مع الروابط وبالتالي يتكوّن شكل منحن



سؤال أتحقق ص22: قارن بين الجزيئات الآتية من حيث الشكل الفراغي ومقدار الزاوية بين الروابط: BeH_2 - BF_3 - SiH_4

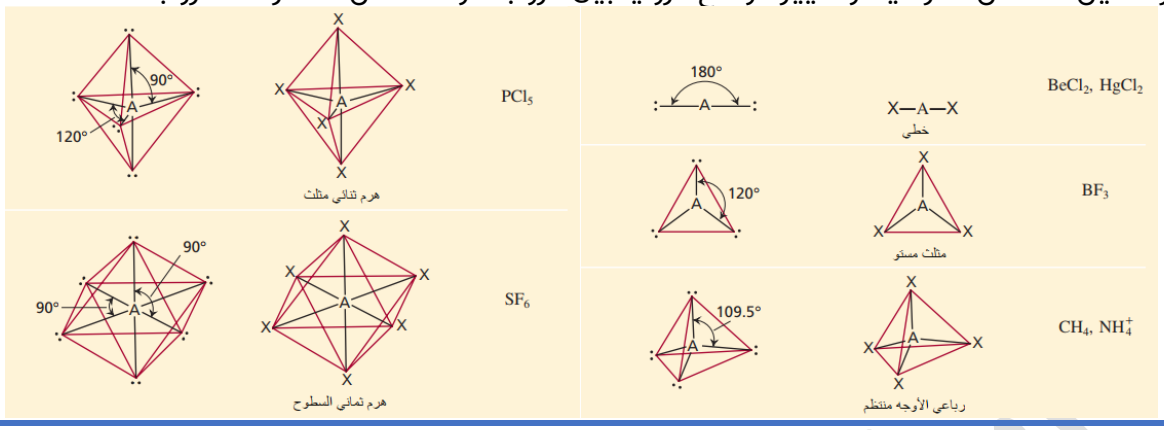
- بعد رسم تركيب لويس لكل مركب نحدد الرمز المختصر حول الذرة المركزية ثم الشكل الفراغي والزاوية

المركب	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والزاوية
BeH_2	AX_2	2	0	خطي بزاوية 180°
BF_3	AX_3	3	0	مثلث مستوٍ بزاوية 120°
SiH_4	AX_4	4	0	رباعي الأوجه منتظم بزاوية 109.5°

جدول مختصر لحفظ الرمز مع شكله الفراغي والزاوية

الرمز المختصر	الشكل	الزاوية	الرمز المختصر	الشكل	الزاوية
AX_2	خطي	180°	AX_6	هرم ثماني السطوح	90°
AX_3	مثلث مستوٍ	120°	AX_3E	هرم ثلاثي	107°
AX_4	رباعي الأوجه منتظم	109.5°	AX_2E_2	منحنٍ	104.5°
AX_5	هرم ثنائي مثلث	120°,90°			

تعزيز لتخيل الأشكال الفراغية وتمييز موضع الزوايا بين الروابط وأنها تقل كلما زادت الروابط



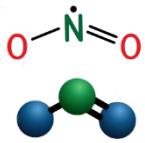
حلول أبحث ص23 (لمجرد البحث والاطلاع ضمن مادة الكتاب وغير مطلوبة دراستها ضمن المنهاج)

تدريب خارجي: ما الشكل الفراغي لغاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2؟

$$\boldsymbol{Total(v.e) = 5 \times 1 + 6 \times 2 = 17\ v.e}$$
$$\boldsymbol{(v.e.p) = {}^{17}/_{2} = 8.5\ v.e.p}$$

الذرة المركزية: النيتروجين N، وحوله رابطتان مع O $\boldsymbol{(b.e.p) = 2}$
$\boldsymbol{(l.e.p) = 8 - 2 = 6}$

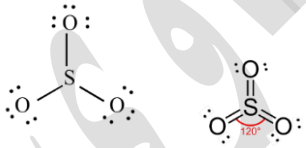
كل ذرة أكسجين يلزمها 3 أزواج، المجموع 6 ويتبقى الإلكترون الفردي على النيتروجين



نتأكد من استقرار النيتروجين، تعطيه أي ذرة من ذرتي الأكسجين زوجًا بالمشاركة فتتحول الرابطة إلى ثنائية، يبقى النيتروجين ب7 إلكترونات فقط [أقل من قاعدة الثمانية وهذه حالة استثنائية]

المركب	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل الفراغي
NO_2	AX_2E	3	إلكترون فردي	منحنٍ

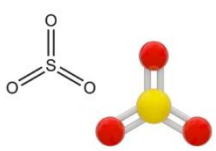
تدريب خارجي: تنبأ بالشكل الفراغي والزاوية بين الروابط لجزيء SO_3؟



$$\boldsymbol{Total(v.e) = 6 \times 1 + 6 \times 3 = 24\ v.e}$$
$$\boldsymbol{(v.e.p) = {}^{24}/_{2} = 12\ v.e.p}$$

الذرة المركزية: الكبريت مع ثلاث روابط O $\boldsymbol{(b.e.p) = 3}$
$\boldsymbol{(l.e.p) = 12 - 3 = 9}$

كل ذرة أكسجين يلزمها 3 أزواج، المجموع 9 ولا يتبقى للكبريت أي زوج، نتأكد من استقرار الكبريت وهذه حالة استثنائية، وبما أنَّ الكبريت ذرة قد تتعدى قاعدة الثمانية وتصل إلى 6 أزواج من الإلكترونات بحيث قد يستخدم الكبريت كل إلكتروناته الست في مستوى التكافؤ، فالأفضل والأكثر استقرارًا كما في الشكل المجاور بوجود روابط ثنائية بين كل ذرتين



المركب	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والزاوية
SO_3	AX_3	3	**0**	مثلث مستو بزاوية 120°

تدريب خارجي: ما الشكل الفراغي لأيون الفوسفات PO_4^{3-}؟

$$Total(v.e) = 5 \times 1 + 6 \times 4 + 3 = 32\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{32}/_{2} = 16\ v.e.p$$

الذرة المركزية: الفسفور مع أربع روابط O $(b.e.p) = 4$

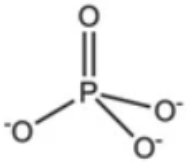
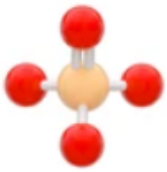
$$(l.e.p) = 16 - 4 = 12$$

كل ذرة أكسجين يلزمها 3 أزواج، المجموع 12 ولا يتبقى للفسفور أي زوج والفسفور يستقر أحيانا بأكثر من ثمانية، والشكل الأكثر استقرارًا له كما في الشكل

شكله الفراغي: رباعي الأوجه منتظم

وانتبه أن الشحنة -3 على كل الأيون بأقواس مربعة لا دخل لها بالشكل الفراغي بل بتركيب لويس ممكن إضافتها أو نتركها

أيضًا الشكل الفراغي يخلو من رسم أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الذرات الطرفية

سؤال تريك: لماذا الزاوية بين روابط HCN تساوي 180° وشكله خطي بينما يكوّن روابط ثلاثية وأحادية؟

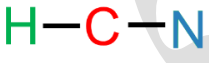
نرسم الجزيء وننظر إلى عدد مجموعات الإلكترونات ونعطيه الرمز المختصر ولا نهتم بنوع الروابط بين الذرتين، وبعد ذلك نحدد من الرمز المختصر شكله الفراغي والزاوية

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
H	1A	1
C	4A	4
N	5A	5

$$Total(v.e) = 1 \times 1 + 4 \times 1 + 5 \times 1 = 10\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{10}/_{2} = 5\ v.e.p$$

الذرة المركزية: C، [قاعدة الكربون دائمًا مركزية] حول المركزية رابطتان مع H و N $(b.e.p) = 2$

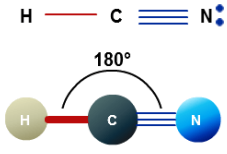
$$(l.e.p) = 5 - 2 = 3$$



يأخذ النيتروجين 3 أزواج ولايتبق أي زوج للذرة المركزية C

نتأكد من استقرار الذرة المركزية بقاعدة الثمانية، حولها 2 زوج، تحتاج 2 زوج، ننقل فقط من الذرة N زوجين، لتتحول الأحادية إلى ثلاثية بين N و C، الآن أصبح C مستقرا ب4 أزواج

حول الذرة المركزية فقط مجموعتين من الإلكترونات

المركب	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والزاوية
HCN	AX_2	2	0	خطي بزاوية 180° 

التريك: بغض النظر عن نوع الرابطة، فإننا نهتم بعدد مجموعات الإلكترونات الخارجة من المركزية، فالرابطة الثلاثية هنا نعتبرها مجموعة، والأحادية مجموعة، أي أنه مهما اختلف نوع الرابطة فإننا نعتبرها مثل بعض.
وفي هذا المثال لا يوجد زوج رابط، فيكون الرمز المختصر هو AX_2
وحتى نحصل على أقل تنافر بين المجموعات، وعلى أكثر شكل مستقر للجزيء فإن الزاوية ستكون بهذا المقدار والشكل خطي

وممكن تختصر على نفسك وتنظر كم ذرة ارتبطت بالمركزية فهذه هي X وتبحث عن الأزواج غير الرابطة E ثم تحدد الشكل الفراغي والزاوية حسب الرمز

م. مريم السرطاوي

ورقة عمل (4): نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ

حدد الشكل الفراغي والزاوية لكل من الجزيئات الآتية:

[1] CO_2

[2] NF_3

[3] C_2H_4

[4] OF_2

م. مريم السرطاوي

حل مراجعة الدرس الأول

السؤال الأول: أوضح سبب اختلاف الأشكال الفراغية للجزيئات

لأن الذرات المكونة للجزيء تتخذ في الفراغ أكثر شكل تستقر به وتكون في الحد الأدنى من الطاقة، بحيث تتجاذب الذرات بقوة، ويكون التنافر بين إلكتروناتها أقل ما يمكن

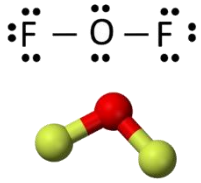
السؤال الثاني: التعريفات متوفرة في محتوى الدرس

السؤال الثالث: أرسم تركيب لويس والأشكال الفراغية لكل من المركبات الآتية:

a. ثنائي فلوريد الأكسجين OF_2

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
O	6A	6
F	7A	7

$$Total(v.e) = 6 \times 1 + 7 \times 2 = 20\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{20}/_{2} = 10\ v.e.p$$



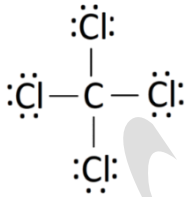
الذرة المركزية: O وحولها رابطتان مع F $(b.e.p) = 2$
$$(l.e.p) = 10 - 2 = 8$$
يأخذ الفلور 3 أزواج فيكون المجموع 6 ويبقى للأكسجين زوجين ويكون مستقرًا

المركب	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والزاوية
OF_2	AX_2E_2	4	2	منحنٍ بزاوية 104.5°

b. رباعي كلوروميثان CCl_4

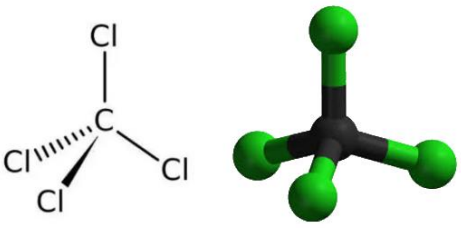
العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
C	4A	4
Cl	7A	7

$$Total(v.e) = 4 \times 1 + 7 \times 4 = 32\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{32}/_{2} = 16\ v.e.p$$



الذرة المركزية: C وحولها أربع روابط مع الكلور $(b.e.p) = 4$
$$(l.e.p) = 16 - 4 = 12$$
يأخذ الكلور 3 أزواج فيكون المجموع 12 ولا يتبقى للكربون أي إلكترونات، ويكون مستقرًا

المركب	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والزاوية
CCl_4	AX_4	4	0	رباعي الأوجه منتظم بزاوية 109.5°



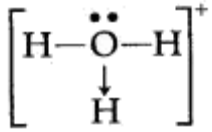
c. أيون الهيدرونيوم H_3O^+

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $(v.e)$
H	1A	1
O	6A	6

$$Total\ (v.e) = 1 \times 3 + 6 \times 1 - 1 = 8\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{8}/_{2} = 4\ v.e.p$$

الذرة المركزية: O وحولها ثلاث روابط مع H $(b.e.p) = 3$

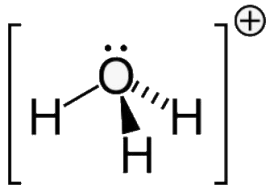
$$(l.e.p) = 4 - 3 = 1$$

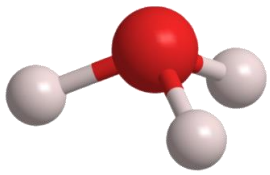


الهيدروجين لا يحتاج لأي زوج إلكترونات، يتبقى الزوج على المركزية O، وهي مستقرة بذلك

نتذكر أن في أيون الهيدرونيوم رابطة تناسقية ممكن نرسمها على شكل سهم أو خط

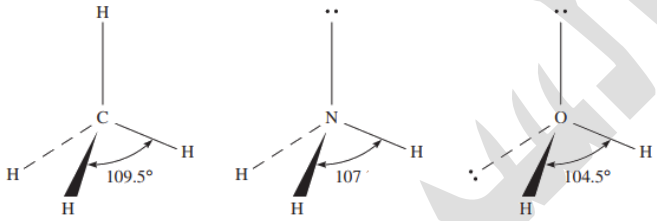
المركب	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والزاوية
H_3O^+	AX_3E	4	1	هرم ثلاثي بزاوية 107°





السؤال الرابع: أفسر:

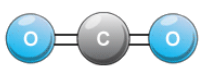
a. يختلف مقدار الزاوية بين الروابط في الجزيئات (CH_4- NH_3- H_2O) على الرغم من أن الذرة المركزية في كل منها تُحاط بأربعة أزواج من الإلكترونات

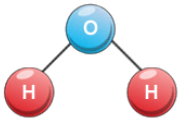


لأن التنافر يكون أكبر بين أزواج الإلكترونات غير الرابطة، في الميثان لا يوجد أزواج إلكترونات غير رابطة فتكون الزاوية أكبر ما يمكن بين الروابط حيث أقل تنافر، بينما في الأمونيا يوجد زوج غير رابط فيتنافر مع الروابط وتقل بذلك الزاوية وتتناقص، بينما في الماء تتناقص زاوية الروابط بشكل أكبر لوجود زوجين غير رابطين يتنافران مع بعضهما أكثر من تنافر الروابط حيث يأخذان مساحة أكبر وتقل تلقائيا الزاوية بين الروابط

b. لجزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 شكل خطي، بينما لجزيء الماء H_2O شكل منحن

كلاهما ارتبط بذرتين لكن CO_2 ليس عليه أي زوج غير رابط فيكون شكله الفراغي خطي، بينما الماء عليه زوجين غير غير رابطين فيحدث تنافر بينهما مما يؤثر على الروابط، فيتخذ الجزيء شكلاً فراغيًّا منحن





السؤال الخامس: عنصران ($_{5}X$ - $_{7}Y$)، يرتبط كل منهما مع الهيدروجين مكوِّنًا الصيغة (XH_3 – YH_3) أقارن بين الجزيئين من حيث:

a. تركيب لويس لكل منهما

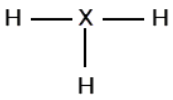
المركب	العنصر	التوزيع الإلكتروني	$(v.e)$	المركب	العنصر	التوزيع الإلكتروني	$(v.e)$
XH_3	$_{5}X$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	3	YH_3	$_{7}Y$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	5
	$_{1}H$	$1s^1$	1		$_{1}H$	$1s^1$	1

XH_3

$$Total(v.e) = 3 + 1 \times 3 = 6\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{6}/_{2} = 3\ v.e.p$$

الذرة المركزية: X لأن الهيدروجين دائمًا طرفية، حول المركزية 3 روابط $(b.e.p) = 3$

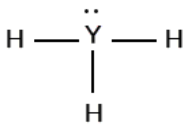
$$(l.e.p) = 3 - 3 = 0$$



لا يوجد أزواج إلكترونات لتوزيعها ولا مجال لتكوين روابط ثنائية أو ثلاثية أي أن الذرة X تستقر بأقل من قاعدة الثمانية

YH_3

$$Total(v.e) = 5 + 1 \times 3 = 8\ v.e$$
$$(v.e.p) = {}^{8}/_{2} = 4\ v.e.p$$



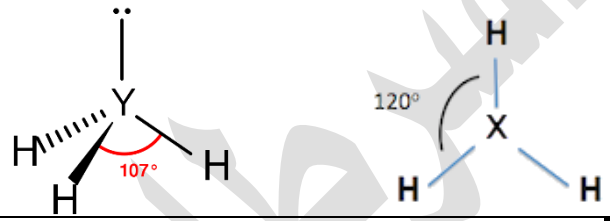
الذرة المركزية: Y لأن الهيدروجين دائمًا طرفية، حول المركزية 3 روابط $(b.e.p) = 3$

$$(l.e.p) = 4 - 3 = 1$$

لا يحتاج الهيدروجين لأزواج إلكترونات لأنه يستقر بزوج، يتبقى الزوج للذرة المركزية Y وتستقر بذلك حسب قاعدة الثمانية

b. الشكل الفراغي لكل منهما

c. مقدار الزاوية بين الروابط في كل منهما؟



المركب	الرمز	الشكل الفراغي	الزاوية	المركب	الرمز	الشكل الفراغي	الزاوية
XH_3	AX_3	مثلث مستو	120°	YH_3	AX_3E	هرم ثلاثي	107°

d. امتلاك أزواج إلكترونات غير رابطة

يمتلك المركب YH_3 زوج إلكترونات غير رابط بينما XH_3 لا يمتلك أزواج إلكترونات غير رابطة

الدرس الثاني: الروابط والأفلاك المتداخلة

تعريفات الدرس الثاني:

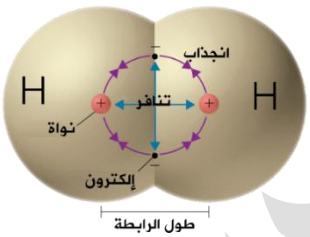
- نظرية رابطة التكافؤ: نظرية تبيِّن تداخل أفلاك تكافؤ الذرتين في المنطقة الفراغية المحيطة بكل منهما بحيث تتكوّن الرابطة بينهما
- الكثافة الإلكترونية: منطقة بين الذرتين المكوِّنتين للرابطة التساهمية، يتركز فيها وجود أزواج إلكترونات الرابطة
- التهجين: اندماج أفلاك مستوى التكافؤ في الذرة نفسها لتنتج منه أفلاك جديدة متماثلة في الشكل والطاقة وتختلف عن الأفلاك الذرية في الشكل والطاقة
- الأفلاك المهجنة: أفلاك جديدة تنتج من اندماج أفلاك الذرة نفسها تختلف عنها في الشكل والطاقة وتشارك في تكوين الروابط
- الرابطة القطبية: نوع من الرابطة التساهمية تتوزع خلالها إلكترونات الرابطة بشكل غير متساوٍ بين الذرتين المرتبطتين ببعضهما

الرابطة التساهمية النقية: رابطة غير قطبية حيث تتوزع الإلكترونات بالتساوي تمامًا

- العزم القطبي: مقياس كمي لمدى توزع الشحنات في الجزيء
- ديباي D: وحدة قياس العزم القطبي

نظرية رابطة التكافؤ وتداخل الأفلاك

تذكر:

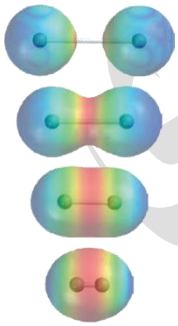


- لم تستطع نظرية VSEPR تفسير كيفية توزع الإلكترونات في الأفلاك وفق النموذج الميكانيكي الموجي للذرة، فاضطر العلماء لوضع نظريات أخرى وهي:

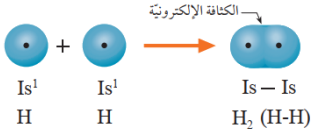
[1] نظرية رابطة التكافؤ [2] نظرية الأفلاك الجزيئية

- الرابطة سيجما هي تداخل رأسي [محوري] بينما الرابطة باي هي تداخل جانبي
- تقتصر دراستنا على نظرية رابطة التكافؤ، ولا بد لتكوين تلك الرابطة من توفر إلكترون منفرد في الفلك

(1) الجزيئات ثنائية الذرة برابطة تساهمية أحادية (نوع التداخل: رأسي)

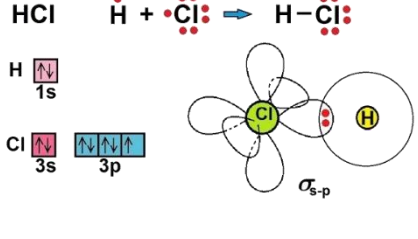


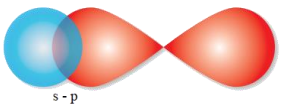
- عند تكون الرابطة، يتحرك الإلكترونان حول الذرتين، يتنافران وفي نفس الوقت ينجذبان نحو نواة الذرتين، وهذه المنطقة الفراغية المحيطة بكلا الذرتين لا تتسع لأكثر من إلكترونين، مثال توضيحي: كما في الصورة العلوية لجزيء H_2
- عند تداخل الأفلاك s ذات الشكل الكروي تكون الرابطة التساهمية من نوع سيجما **σ**



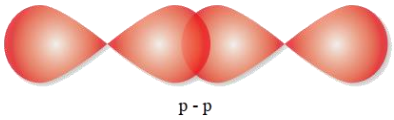
مثال توضيحي: حدد نوع الرابطة وكيفية التداخل في كل مما يأتي

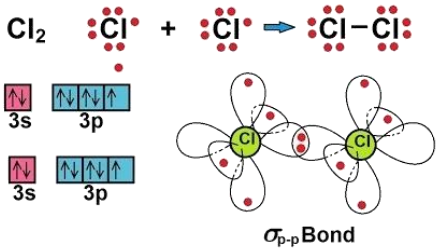
- في جزيء HCl يتداخل فلك الكلور p مع فلك الهيدروجين s لتتكون الرابطة التساهمية سيجما على طول المحور



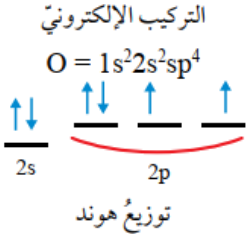


مثال توضيحي: في جزيء Cl_2 يتداخل فلكا p والرابطة من نوع سيجما لأن التداخل أيضًا بالرأس





(2) الجزيئات ثنائية الذرة برابطة تساهمية ثنائية أو ثلاثية، يحدث نوعان من التداخل في أفلاك **P**: [1] رأسي [2] جانبي



مثال توضيحي: في جزيء O_2

1- يتداخل فلكا p بشكل رأسي على امتداد المحور الواصل بين نواتي الذرتين وتتركز الكثافة الإلكترونية بين النواتين، وتنشأ رابطة تساهمية من النوع سيجما **σ**

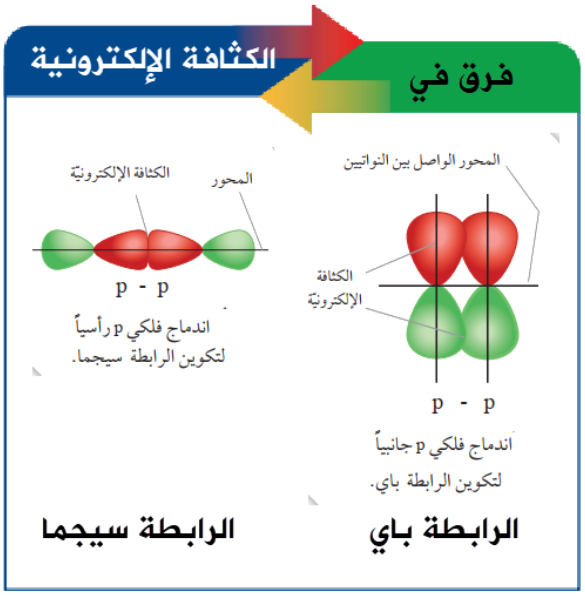
2- ثم يتداخل فلكان آخران من p بشكل جانبي فهما متعامدان جانبيًّا وتتوزع الكثافة الإلكترونية على جانبي المحور الواصل بين نواتبي الذرتين، فتنشأ رابطة تساهمية من النوع باي **π**

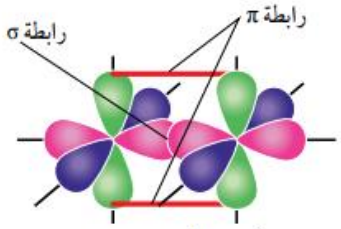
لا تتكون الرابطة باي إلا بعد تكوّن الرابطة سيجما

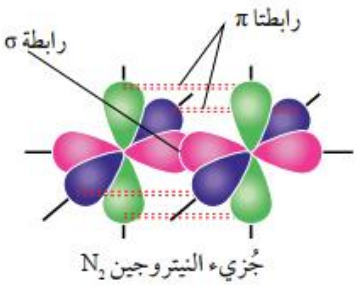
مثال توضيحي: في جزيء N_2

يحدث تداخل ثلاث أفلاك p، تداخل نوع سيجما [رأسي]، وتداخلان من نوع باي [جانبي]

- الرابطة الأحادية والثنائية والثلاثية فيها **1** سيجما، الثنائية فيها **1** باي، الثلاثية فيها **2** باي
- الرابطة باي أضعف من الرابطة سيجما، ولا تتكون الرابطة باي إلا إذا تكوّنت سيجما قبلها
- التداخل رأسًا لرأس [تداخل محوري] = رابطة سيجما
- التداخل جنبًا إلى جنب [تداخل جانبي] = رابطة باي وفقط من نوع p







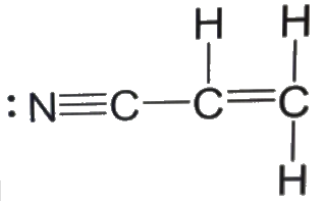
تذكر كيفية حساب عدد روابط سيجما وباي:

1- الرابطة الأحادية: 1 سيجما

2- الرابطة الثنائية: 1 سيجما 1 باي

3- الرابطة الثلاثية: 1 سيجما 2 باي

تحدٍ: كم عدد روابط سيجما وباي في هذا المركب، اختر الإجابة الصحيحة



(أ) $4\sigma , 2\pi$

(ب) $6\sigma , 3\pi$

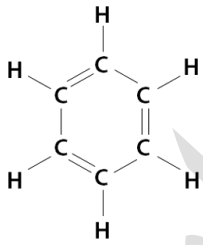
(ج) $7\sigma , 2\pi$

(د) $9\sigma , 3\pi$

الجواب: (ب)

هناك طريقة سريعة مشهورة لإيجاد عدد روابط سيجما حيث σ = عدد الذرات في المركب - 1

لكن انتبه هذه الطريقة لا تنفع مع كل المركبات، مثلا: ما عدد سيجما وباي في مركب البنزين C_6H_6



لا ينفع أن نقول سيجما = 11 بل إن عدد روابط سيجما =12 وعدد روابط باي = 3

ولا بد من النظر إلى صيغة المركب البنائية كما في الصورة المجاورة

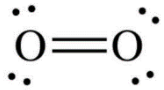
لذا على الطالب اعتماد الرسم حتى يحقق الجواب الأكيد

سؤال أتحقق ص28: أحدد عدد الروابط سيجما وباي في كل من جزيء النيتروجين N_2 وجزيء الأكسجين O_2

جزيء النيتروجين نرسم له تركيب لويس فيظهر من الرسم أن الرابطة تساهمية ثلاثية

سيجما = 1 باي = 2

جزيء الأكسجين نرسم له تركيب لويس فيظهر من الرسم تساهمية ثنائية



سيجما =1 باي = 1

ورقة عمل (5): نظرية رابطة التكافؤ وتداخل الأفلاك

حدد عدد روابط سيجما وباي في جزيء CO_2

أجب عما يأتي:

[1] اكتب التوزيع الإلكتروني داخل أفلاك مستوى التكافؤ حسب قاعدة هوند لذرة: الفلور [عدده الذري 9]

[2] حدد أفلاك مستوى التكافؤ التي تتداخل بين ذرتي الفلور في جزيء F_2

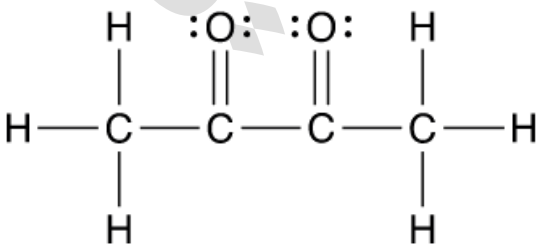
أجب عما يأتي:

[1] اكتب التوزيع الإلكتروني داخل أفلاك مستوى التكافؤ حسب قاعدة هوند لذرة: الفلور [عدده الذري 9] ولذرة الهيدروجين (عدده الذري 1]

[2] حدد أفلاك مستوى التكافؤ التي تتداخل بين ذرتي الفلور والهيدروجين في جزيء HF

[3] ما نوع التداخل الحاصل بين نواتي الذرتين: هل هو تداخل رأسي أم جانبي؟

كم عدد روابط سيجما وباي في المركب المجاور؟



نظرية التهجين والأفلاك المهجنة

معلومات مهمة:

- لم تستطع النظريتان السابقتان تفسير:

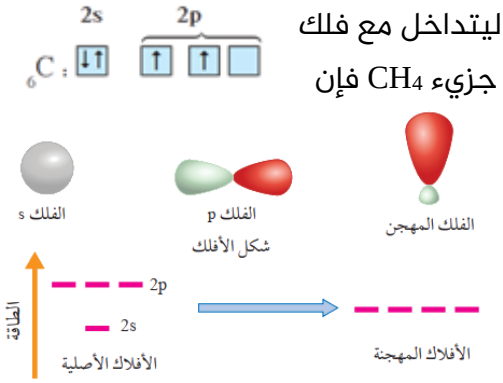
1- عدد الروابط المتكوّنة في كثير من المركبات

2- مقدار الزاوية الصحيح بين تلك الروابط

لذا يلزمنا نظرية تفسر ذلك، سندرس نظرية التهجين والأفلاك المهجنة، وسنركز في دراستنا على المركبات متعددة الذرات التي لها أشكال فراغية وزوايا بين الروابط

مثال توضيحي: جزيء الميثان CH_4

تبعًا لنظرية رابطة التكافؤ أنه يلزم وجود إلكترون منفرد في الفلك ليتداخل مع فلك فيه إلكترون منفرد، وعند تطبيق ذلك كمثال على ذرة الكربون في جزيء CH_4 فإن الكربون في هذه الحالة لن يكوّن إلا رابطتين عبر فلكي p، بينما في التجارب العملية تبيّن أنّه يكوّن أربعة روابط، أيضًا الزاوية بين الروابط ستكون 90° حيث أفلاك P متعامدة، بينما في الحقيقة كانت الزاوية مع التجارب تساوي 109.5° فكيف نفسر ذلك؟



- اضطر العلماء لوضع نظرية جديدة تفسِّر الترابط بين الذرات في الجزيء، وهي نظرية الأفلاك المهجنة، أفلاك جديدة متماثلة في الشكل والطاقة تختلف عن الأفلاك الذرية في الشكل والطاقة، وكأننا نجمع بين شيئين لينتج شيء جديد، فنجمع بين الأفلاك المتقاربة في الطاقة مثل 2s مع 2p أو 3s مع 3p فينتج أفلاك مهجنة جديدة نتيجة استثارة إلكترون بطاقة ما وانتقاله عبر الأفلاك
- تهجين الأفلاك يقلل من تنافر إلكترونات الجزيء عند حدوث عملية الترابط بين الذرات
- يشتق اسم الأفلاك المهجنة من أسماء وعدد الأفلاك الداخلة في عملية التهجين فمثلا الأفلاك المهجنة sp^3 تتكون من ثلاث أفلاك نوع p وفلك نوع s
- الفلك المهجّن يتكون من فصين أحدهما كبير نسبيًّا تتركز فيه السحابة الإلكترونية، والآخر صغير وغالبًا يُهمل أثناء الرسم
- الأفلاك المهجنة لها شكل وطاقة متماثلة تمامًا وتختلف عن الأفلاك الذرية التي هي الأفلاك قبل التهجين، وتكوِّن سيجما فقط، بينما الأفلاك غير المهجنة هي التي تكوِّن روابط باي
- سندرس ثلاث أنواع من التهجين على ذرة مركزية: sp / sp^2 / sp^3
- يعتمد نوع التهجين على:

1- عدد أزواج الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية

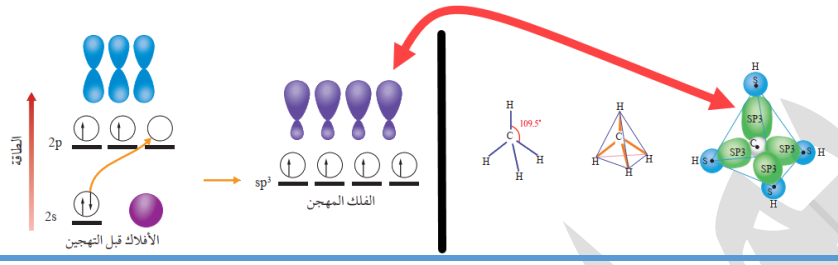
2- عدد الأفلاك المهجنة المشاركة في روابط سيجما

لتحديد نوع التهجين حول ذرة ما نحسب: عدد مجموعات الإلكترونات حول الذرة المركزية سواء مجموعات رابطة (سيجما فقط) أو غير رابطة

تهجين sp^3

مثال توضيحي: بالنظر إلى جزيء الميثان CH_4، ولتكوين أربع روابط، فإننا نحتاج أربعة سيجما، فإن التهجين يحدث كالتالي:

1- في مستوى التكافؤ للكربون $2s^2 2p^2$، ينتقل الإلكترون من s إلى p الفارغ
2- تندمج الأفلاك: فلك واحد s وثلاث p، مجموعها: sp^3 وهي متماثلة الشكل والطاقة
3- يعاد توزيع الإلكترونات على الأفلاك الأربعة المهجنة لتصبح نصف ممتلئة
4- يحدث تداخل بين أفلاك 1s للهيدروجين وأفلاك sp^3 الخاصة بالكربون لتتكون روابط أحادية نوع سيجما
5- الشكل الفراغي: رباعي الأوجه منتظم بزاوية 109.5° وهي الزاوية للأفلاك المهجنة sp^3 وهذا المشاهد بالتجارب
6- عدد المجموعات حول الكربون يساوي **4** وبالتالي نوع التهجين للذرة المركزية sp^3



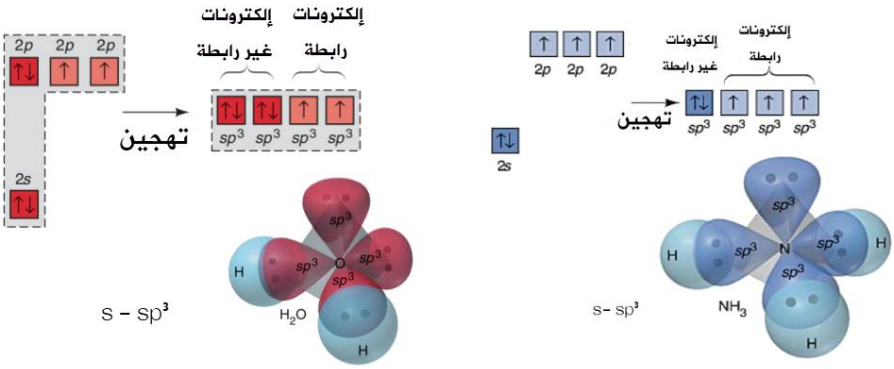
مثال توضيحي: التهجين بسبب فشل نظرية رابطة التكافؤ في تفسير الزاوية الصحيحة للشكل الفراغي

جزيء الماء H_2O ← الأكسجين: مستواه التكافؤ $2s^2 2p^4$

جزيء الأمونيا NH_3 ← النيتروجين: مستواه التكافؤ $2s^2 2p^3$

يحوي كل منهما على إلكترونات منفردة في أفلاك P بإمكانها تكوين روابط مع الهيدروجين، لكن إذا حدث ذلك فإن الزاوية النظرية بين الروابط لـ H-O-H و لـ H-N-H سيكون مقدارها 90° بسبب تعامد أفلاك p وهذا لا يوافق التجارب

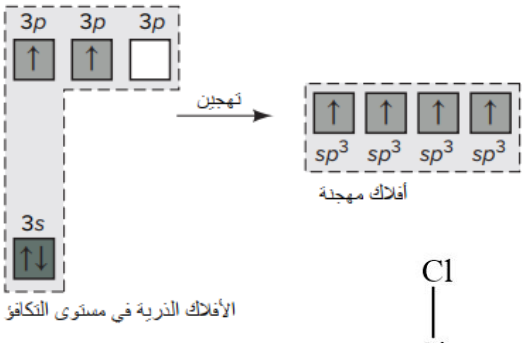
التجربة أثبتت أن الزوايا للماء هي **104.5** وللأمونيا **107** وهي أقرب إلى زاوية شكل رباعي الأوجه المنتظم 109.5 لذا تم اعتماد نوع تهجين sp^3 لهما، حتى تكون الأفلاك متماثلة في الشكل والطاقة فتنشأ زاوية صحيحة



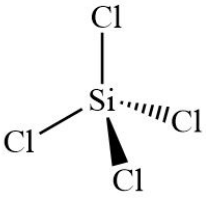
ما أنواع الأفلاك المكونة للرابطة O-H؟ الرابطة هي sp^3-s

وزوج الإلكترونات غير الرابط موجود أيضًا في الأفلاك المهجنة sp^3

سؤال أفكر ص28: ما الأفلاك التي تستخدمها ذرة السيليكون في تكوين الروابط مع ذرة الكلور في الجزيء $SiCl_4$؟



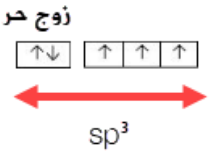
المركب	العنصر	التوزيع الإلكتروني
$SiCl_4$	$_{14}Si$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
	$_{17}Cl$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$



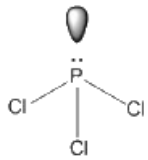
يحدث تهجين للذرة المركزية بحيث تندمج أفلاك مستوى التكافؤ ويكون نوع التهجين sp^3

للتأكد نرسم تركيب لويس، حول الذرة المركزية أربع مجموعات من الإلكترونات، نوع التهجين: sp^3

سؤال أفكر ص29: ما التهجين المتوقع لذرة الفسفور P في الجزيء PCl_3؟



المركب	العنصر	التوزيع الإلكتروني
PCl_3	$_{15}P$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
	$_{17}Cl$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$



يحدث تهجين للذرة المركزية P بحيث تندمج أفلاك مستوى التكافؤ ويكون نوع التهجين sp^3 ، نعرف ذلك من خلال الرسم، عدد المجموعات حول P = 4، لذا التهجين sp^3 ، ثلاث منها تكون روابط ويبقى زوجا غير رابط

سؤال أتحقق ص29: ما نوع التهجين في الذرات المركزية لكل من الجزيئات (NF_3 , OF_2)

ما الشكل الفراغي لكل من هذه الجزيئات؟

[1] OF_2

التهجين يكون في الذرة المركزية O، حولها رابطتان مع F وزوجين من الإلكترونات غير الرابطة، أي مجموع الإلكترونات = 4، إذًا نوع التهجين sp^3 وشكله الفراغي: منحن

[2] NF_3

التهجين يكون في الذرة المركزية N، حولها ثلاث روابط مع F وزوج غير رابط، المجموع=4، التهجين هو sp^3 وشكله الفراغي هرم ثلاثي

ليتأكد الطالب من ذلك، عليه رسم تركيب لويس وتحديد الرمز المختصر وعد مجموعات الإلكترونات حول الذرة المركزية، واعلم أن هناك حالات لا تحتاج تهجين وهي غير مطلوبة في منهاجنا

تهجين sp^2

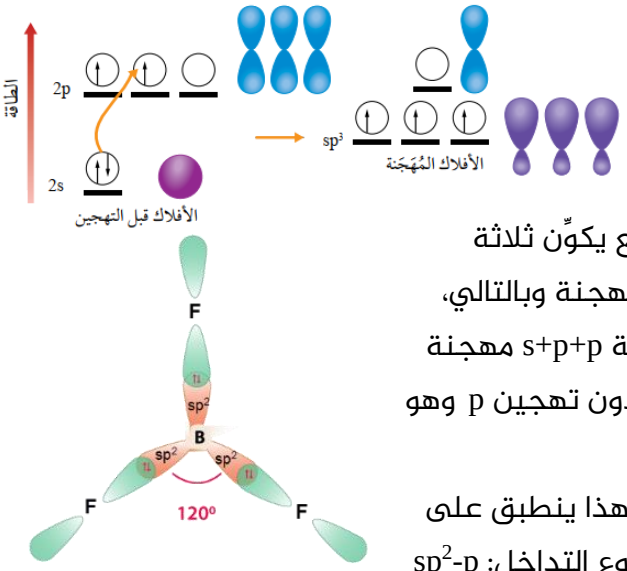
مثال توضيحي: التهجين بسبب فشل نظرية رابطة التكافؤ في تفسير عدد الروابط

بالنظر إلى جزيء BF_3،

فإن للذرة المركزية البورون **3** إلكترونات تكافؤ تتوزع بهذا الشكل $2s^2\ 2p^1$،

حسب نظرية رابطة التكافؤ فإن البورون سيكوّن رابطة واحدة لوجود إلكترون واحد منفرد في أفلاك p لكنّه في الواقع يكوِّن ثلاثة روابط، معنى ذلك أن أفلاكه تخضع للتهجين، نحتاج **3** أفلاك مهجنة وبالتالي، ينتقل إلكترون واحد من 2s ليصبح في p وتصبح الأفلاك الثلاثة s+p+p مهجنة لها نفس الطاقة والشكل، ويبقى الفلك الأخير على حاله من دون تهجين p وهو أصلاً فارغ ليس فيه إلكترونات ..... $s+p+p=sp^2$

نرسم الجزيء BF_3، نحسب مجموعات الإلكترونات وهي = **3** ، وهذا ينطبق على نوع التهجين sp^2 والشكل مثلث مستوٍ بزاوية مقدارها 120°، نوع التداخل: sp^2-p

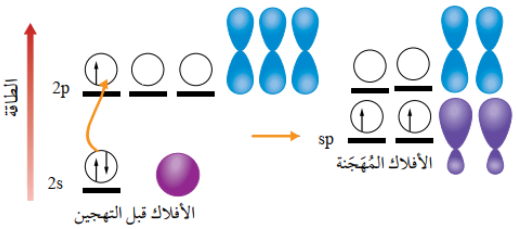


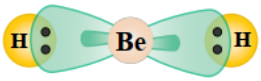
تهجين sp

مثال توضيحي: التهجين بسبب فشل نظرية رابطة التكافؤ في تفسير عدد الروابط

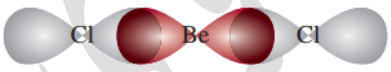
بالنظر إلى جزيء BeH_2،

فإن الذرة المركزية "البريليوم" توزيعها: $1s^2\ 2s^2$ مستواه التكافؤ 2s أي لا يوجد أي إلكترون منفرد، ونحتاج رابطتين، فلا بد من التهجين لتنشأ الروابط، ينتقل إلكترون من s إلى فلك p الفارغ ويصبح التهجين من نوع sp، وشكل الجزيء خطي بزاوية مقدارها 180°، نوع التداخل: sp-s





سؤال أتحقق ص**30**: ما نوع الأفلاك المهجنة التي تستخدمها الذرات المركزية في كل من الجزيئات ($BeCl_2$, BF_3)

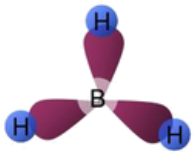


$BeCl_2$ [1]

مستوى التكافؤ للبريليوم $2s^2$ لإنشاء رابطتين لا بد من التهجين بسبب

عدم وجود أي إلكترون منفرد، عند رسم البريليوم يتضح أن حوله 2 من مجموعات الإلكترونات، أو اثنان من روابط سيجما ولا يوجد أزواج حرة من الإلكترونات، نوع الأفلاك المهجنة sp

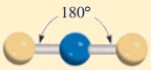
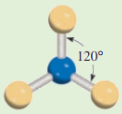
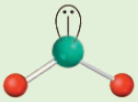
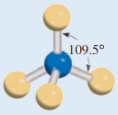
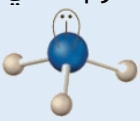
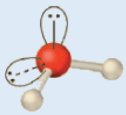
BH_3 [2]



مستوى التكافؤ للبورون هو $2s^2 2p^1$ ، من الرسم يتبين أن البورون يكون ثلاثة روابط، بينما لديه إلكترون منفرد واحد في أفلاك p لا بد من التهجين، حول البورون 3 مجموعات

إلكترونات، أو ثلاث روابط سيجما ولا يوجد أي زوج حر من الإلكترونات، نوع الأفلاك المهجنة sp^2

سنعتمد تسهيلاً على الطالب هذا الجدول وطريقة عدد مجموعات الإلكترونات، لنقرر نوع التهجين

مجموعات الإلكترونات	الرمز المختصر	زوج حر	نوع التهجين للمركزية	الشكل الفراغي	الزاوية	مثال
2	AX_2	0	sp	خطي 	180°	BeF_2 $BeCl_2$ CO_2 HCN
3	AX_3	0	sp^2	مثلث مستوٍ 	120°	BF_3 BCl_3
	AX_2E	1	sp^2	مُنحنٍ 	أقل من 120°	SO_2
4	AX_4	0	sp^3	رباعي الأوجه منتظم 	109.5°	$SiCl_4$ CH_4
	AX_3E	1	sp^3	هرم ثلاثي 	107°	PH_3 NH_3
	AX_2E_2	2	sp^3	مُنحنٍ 	104.5°	H_2O

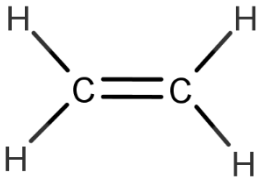
تدريب خارجي: وضح نوع التهجين في الذرة المركزية للمركبات الآتية ثم حدِّد اسم الشكل الفراغي ومقدار الزاوية والأفلاك المتداخلة بين الذرات

[1] الإيثين C_2H_4

[2] الإيثاين C_2H_6

[3] CH_2Cl_2

لإيجاد التهجين بشكل سريع نطبق رسم تركيب لويس للجزيء ثم نعد مجموعات الإلكترونات حول الذرة المركزية، وطبعًا الكربون دائمًا ذرة مركزية، وهنا ذرتان كربون كل واحدة ذرة مركزية وحولها ذرات



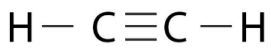
[1] الإيثين C_2H_4

ذرتين مركزيتين [الكربون]: حول كل ذرة **3** مجموعات إلكترونات، نوع التهجين: sp^2

الشكل الفراغي: مثلث مستو بزاوية 120° حول كل ذرة كربون

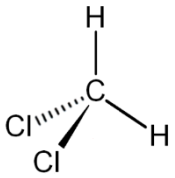
الأفلاك بين C-C هي sp^2-sp^2 الأفلاك بين C-H هي sp^2-s

[2] الإيثاين C_2H_2



ذرتين مركزيتين [الكربون]: حول كل ذرة **2** مجموعات إلكترونات، نوع التهجين: sp
الشكل الفراغي: خطي بزاوية 180° حول كل ذرة كربون
الأفلاك بين C-C هي sp-sp الأفلاك بين C-H هي sp-s

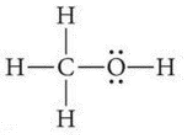
[3] CH_2Cl_2



الذرة المركزية [الكربون]: حولها **4** مجموعات إلكترونات، نوع التهجين: sp^3
الشكل الفراغي: رباعي الأوجه منتظم بزاوية 109.5°
الأفلاك بين C-Cl هي sp^3-p الأفلاك بين C-H هي sp^3-s

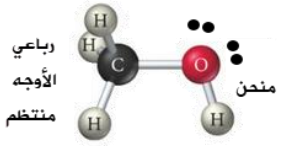
سؤال تحدٍّ: ما نوع الأفلاك المتداخلة بين الكربون والأكسجين في جزيء الميثانول CH_3OH ، وما الشكل الفراغي حول كل منهما؟

- نرسم هذا المركب بتذكر عدد الروابط حول كل عنصر، الكربون يكون **4** روابط، الأكسجين رابطتان، والهيدروجين رابطة واحدة ودائمًا على الطرف فسيكون الشكل كما في الصورة المجاورة



- نحدد الذرة المركزية وستكون ذرتا الكربون والأكسجين

– حول الكربون: **4** مجموعات من الإلكترونات، نوع التهجين: sp^3
وشكله: رباعي الأوجه منتظم

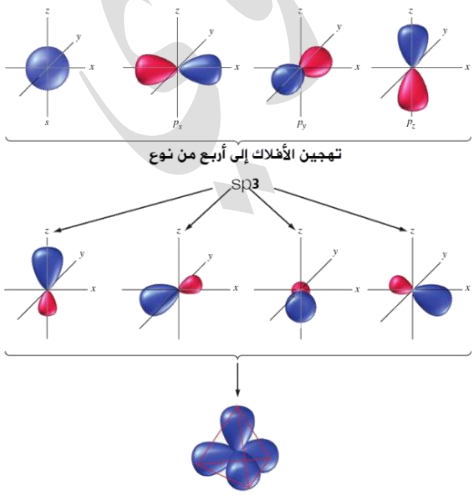


– حول الأكسجين: **4** مجموعات من الإلكترونات، نوع التهجين: sp^3
وشكله الفراغي منحن

– نوع الأفلاك المتداخلة بين الكربون والأكسجين من نوع: $sp^3 - sp^3$

التريك: التهجين داخل الجزيء قد يحصل لأكثر من ذرة مركزية ولو تشابه التهجين فإن الشكل الفراغي قد يختلف

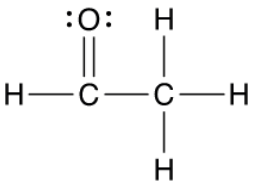
تذكر أنها مجرد نظريات لتوافق ما يخرج من نتائج واقعية في التجارب، والمطلوب من الطالب هو التهجين على الذرة المركزية، أما الذرات الطرفية المتصلة بالذرة المركزية فإنا نترك أفلاكها الذرية كما هي



شكل يوضح شكل الأفلاك قبل وبعد التهجين للذرة المركزية

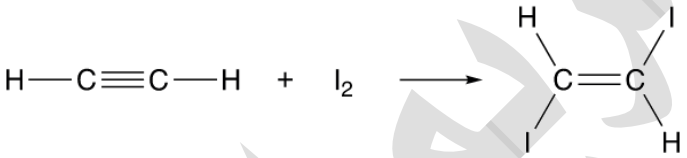
ورقة عمل (6): نظرية التهجين والأفلاك المهجنة

طبقًا للشكل المقابل، رابطة سيجما بين ذرتي الكربون تكوّنت نتيجة تداخل



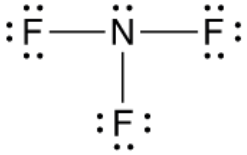
[1] فلك sp وفلك sp^3
[2] فلك sp^2 وفلك sp^3
[3] فلكا sp
[4] فلكا sp^2

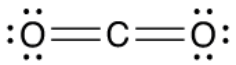
يحدث التفاعل كما في المعادلة الآتية، فإن التهجين لذرتي الكربون في المتفاعلات والنواتج يتغير:

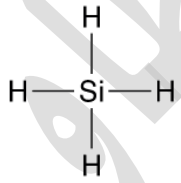


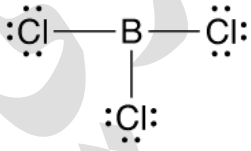
[1] من sp^2 إلى sp
[2] من sp^3 إلى sp
[3] من sp^2 إلى sp^3
[4] من sp^3 إلى sp^2

في أي من المركبات الآتية يكون تهجين الذرة المركزية من نوع sp^2؟

[1]


[2]


[3]


[4]


قطبية الجزيئات Polarity

معلومات مهمة:

- الرابطة التساهمية إما قطبية أو غير قطبية
- نحدد قطبية الرابطة بحساب الفرق في السالبية الكهربائية حسب مقياس باولنج، من خلال جداول البيانات وغير مطلوب حفظ تلك البيانات إنما هي تعزيز للفهم وقد درست ذلك سابقا في الصف العاشر
- السالبية الكهربائية: قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها، فهناك ذرة تجذب الإلكترونات بقوة أكبر من الأخرى

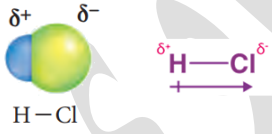
H 2.1						
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.6	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9		

إليك قواعد بسيطة لتمييز الأقل والأكبر سالبية كهربائية:

1- أعلى العناصر سالبية كهربائية: فلور - أكسجين - نيتروجين ثم الكلور ومهم أن تحفظ هذه العلاقة FON على الترتيب (فون)
2- اللافلزات أعلى سالبية كهربائية من الفلزات وأشباه الفلزات، حيث اللافلزات تميل إلى كسب الإلكترونات بينما الفلزات تميل إلى الفقد
3- الهيدروجين يتوسط الفلزات واللافلزات في السالبية الكهربائية فهو أعلى من الفلزات وأقل من اللافلزات
4- الرابطة بين C-H قطبيتها ضعيفة جدًا وبالتالي نقول تلك الرابطة غير قطبية [انظر الجدول التالي]
5- أشباه الفلزات مثل البورون B والسيليكون Si (أكثرها ورودًا في الأمثلة)
6- اللافلزات: راجعها وهي **11** عنصر مهم حفظه والأكثر ورودًا في الأمثلة
كربون، نيتروجين وفسفور، أكسجين وكبريت وسيليوم، فلور وكلور وبروم ويود، وأخيرا الهيدروجين

- نرسم أسهم [متجهات قطبية الروابط] من الذرة الأقل كهروسلبية إلى الأعلى
- نستخدم الحرف الإغريقي دلتا δ+ δ- للتعبير عن الشحنة الجزئية السالبة والموجبة على أقطاب الرابطة التساهمية
- تزداد قطبية الرابطة بزيادة فرق السالبية الكهربائية [والكثافة الإلكترونية تتركز ناحية الشحنة الجزئية السالبة]

	الكهروسلبية	الكهروسلبية
Cl	3.16	
H	2.20	
	0.96	الفرق

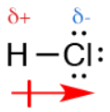


نوع الرابطة	توزيع إلكترونات الرابطة	ΔEN	مثال
تساهمية نقية	متساوٍ تمامًا	ΔEN = 0	H-H
تساهمية غير قطبية لأن القطبية ضعيفة جدًا	غير متساوٍ إلى حد ما	ΔEN < 0.4	C-H
تساهمية قطبية	غير متساوٍ بشكل ملحوظ	2 > ΔEN > 0.4	F-H
أيونية	فقد وكسب إلكترونات	ΔEN > 2	NaCl

مطلوب منا دراسة القطبية في الروابط التساهمية ومن ثم تحديد قطبية الجزيء، هيا بنا نتعلم الطريقة بسرعة:

1- الجزيئات ثنائية الذرة: إذا كانت مختلفة النوع فهي قطبية وإذا كانت متشابهة فهي غير قطبية

مثال: HCl جزيء قطبي كلاهما لافلز والهيدروجين أقل سالبية كهربائية من الكلور



حسب القواعد وبالتالي قطبية الرابطة نرسمها من H إلى Cl

H_2 جزيء غير قطبي فلا نرسم أقطابًا على ذلك الجزيء

2- الجزيئات متعددة الذرات [فيها ذرة مركزية]:

هناك قطبية روابط ولا يلزم من قطبية الرابطة أن يصبح الجزيء قطبيًّا، حيث هناك محصلة قطبية الروابط وهو العزم القطبي

إذا العزم القطبي يساوي صفر فالجزيء غير قطبي

كيف نحدد ذلك؟

بتحديد الشكل الفراغي وتماثل الذرات الطرفية، كالتالي:

1- تماثل الشكل الفراغي والأطراف: غير قطبي مثال: $BeCl_2$ BH_3 CCl_4

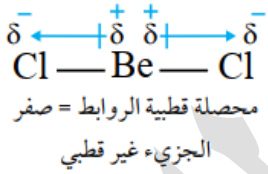
2- تماثل الشكل الفراغي فقط دون الأطراف: قطبي مثال: BeFCl $BClF_2$ CH_3Cl

3- عدم تماثل الشكل الفراغي: قطبي مثال: H_2O NH_3 PF_3

تذكر أن المتماثل: خطي - مثلث مستو - هرم رباعي الأوجه منتظم

غير المتماثل: منحن - هرم ثلاثي

مثال توضيحي: الجزيء المجاور في الجزيء المجاور:

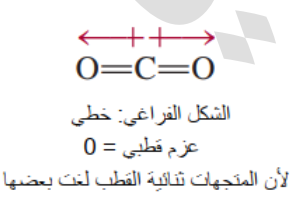


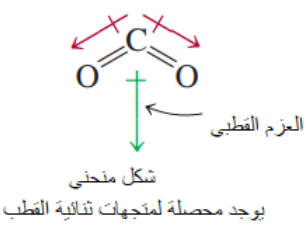
- نعتبر تلك الأسهم على الروابط كميات متجهة لها مقدار واتجاه
- تتجه قطبية الرابطة من Be إلى Cl لأن الأول فلز والثاني لافلز
- بما أن الذرات الطرفية متشابهة Cl والشكل الفراغي متماثل خطي

فإن قطبية الروابط تساوي وتلغي بعضها حيث هي متعاكسة في الاتجاه، فالمحصلة = صفر، أي أن العزم القطبي للجزيء = صفر، وبالتالي الجزيء غير قطبي رغم قطبية الروابط

مثال توضيحي: تأثير الشكل الفراغي على القطبية

بالنظر إلى الشكل الفراغي لجزي CO_2 فإن شكله الصحيح: خطي، الأكسجين أعلى كهروسلبية من الكربون [نتذكر FON] فنرسم متجهات قطبية الروابط متجهة ناحية الأكسجين، الأسهم تلغي بعضها بسبب الشكل المتماثل ولأن الذرات الطرفية متشابهة، لو افترضنا أن شكل الجزيء منحنٍ فإن محصلة قطبية الروابط ستكون للأسفل ولها قيمة وهذا هو العزم القطبي للجزيء





الخلاصة: C-O رابطة قطبية، لكن الجزيء CO_2 غير قطبي لأن العزم القطبي = **0** بسبب شكله الخطي وتماثل الأطراف

تأثير أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الجزيء في الأشكال الفراغية:

1- منحن 2- هرم ثلاثي

يتولد لها عزم قطبي صغير نسبيًّا يتجه بعيدًا عن النواة [أي نرسم من عندها سهم يتجه إلى الخارج بعيدًا عن النواة] قد يزيد ذلك السهم أو يقل عزم الجزيء القطبي وذلك حسب اتجاهات قطبية الروابط الأخرى في الجزيء

مثال توضيحي: مقارنة بين NH_3 و NF_3

بالنظر إلى جزيء الأمونيا وشكله هرم ثلاثي

لأن رمزه المختصر AX_3E

تتجه أسهم قطبية الروابط باتجاه النيتروجين

وهناك محصلة لها، والعزم القطبي يزداد بسبب

وجود إلكترونات غير رابطة لها عزم قطبي

صغير بنفس اتجاه محصلة قطبية الروابط

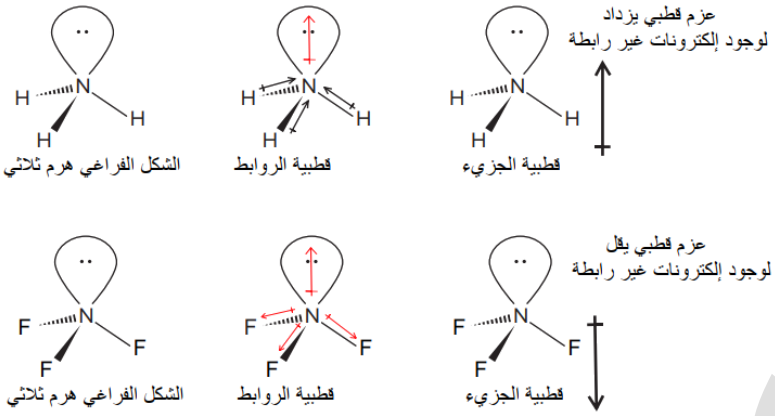
فيزداد العزم القطبي للجزيء، بينما في جزيء

ثلاثي فلوريد النيتروجين وله نفس الرمز AX_3E

ونفس الشكل الفراغي، إلا أن العزم القطبي يقل

لأن محصلة قطبية الروابط اختلف اتجاهها عن العزم القطبي الناشيء من الإلكترونات الحرة فيحدث الفرق بينهما

ويقل العزم



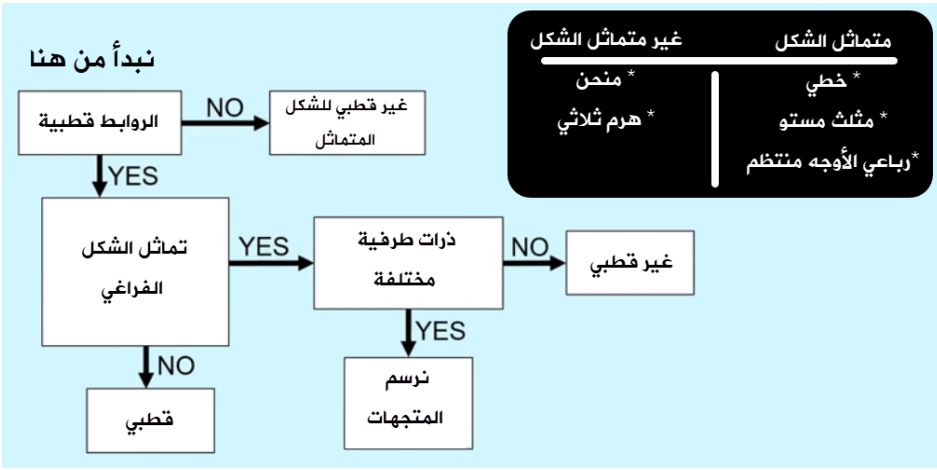
وهذا جواب أتحقق ص33: العزم القطبي لجزيء NH_3 (1.46D) أكبر من العزم القطبي لجزيء NF_3 (0.24D)

جدول الكتاب ص32 تم تعديله بشكل أبسط لتحديد العلاقة بين الشكل الفراغي للجزيء والذرات الطرفية ثم القطبية، الذرة المركزية (A)، الذرة المرتبطة الأولى X ، الذرة المرتبطة الثانية Y

الصيغة العامّة للجزيء	الشكل الفراغيّ	قطبيّة الجزيء	شرط التحقّق
AX_2	خَطّي	غيرُ قطبيّ	متماثل الشكل والطرفيات
AXY	خَطّي	قطبيّ	متماثل الشكل مختلف الطرفيات
AX_2	مُنحَنٍ	قطبيّ	غير متماثل الشكل
AX_3	مثلّثٌ مستو	غيرُ قطبيّ	متماثل الشكل والطرفيات
AX_2Y	مثلّثٌ مستو	قطبيّ	متماثل الشكل مختلف الطرفيات
AX_3	هَرَمٌ ثلاثيّ	قطبيّ	غير متماثل الشكل
AX_4	رباعيُّ الأوجه	غيرُ قطبيّ	متماثل الشكل والطرفيات
AX_3Y	رباعيُّ الأوجه	قطبيّ	متماثل الشكل مختلف الطرفيات

هذا الجدول بشكل عام لا يهمنا حفظه أبدًا، إنما أوردته لوجوده في الكتاب، على الطالب فهم شرط التحقق والتدرب على الأمثلة ويلتزم هذه الخريطة البسيطة

متماثل الشكل	غير متماثل الشكل
* خطي * مثلث مستو *رباعي الأوجه منتظم	* منحن * هرم ثلاثي

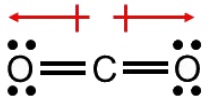


فكرة خارجية: جزيء فيه روابط غير قطبية لكن الجزيء قطبي الأوزون [ارسمه لتحدد شكله الفراغي O_3]
وتذكر أن وجود زوج إلكترونات غير رابط على الذرة المركزية معناه تولد عزم قطبي ولو كان صغيرًا سيمنح للجزيء قطبية

تدريب خارجي: إذا علمت أن ثاني أكسيد الكربون CO2 وثاني أكسيد الكبريت SO2 يتشابهان في الصيغة الكيميائية، لكنهما يختلفان في الخصائص القطبية، فالأول جزيء غير قطبي بخلاف الثاني، وضح ذلك

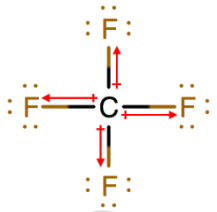
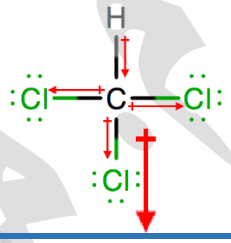
نرسم المركبات ونطبق الخطوات:

1- الروابط قطبية أم لا؟
2- الشكل متماثل أم لا؟
3- الذرات الطرفية متشابهة أم لا؟
4- رسم المتجهات في حال اختلاف الذرات الطرفية [وقد تم رسم المتجهات لتوضيح اتجاه العزم القطبي]

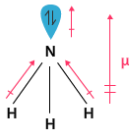
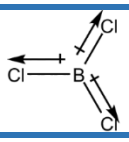
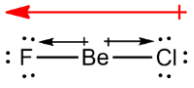
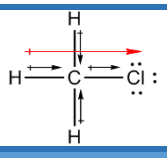
الجزيء	الشكل الفراغي	اسم الشكل	القطبية	السبب
CO_2		خطي	غير قطبي	تماثل الشكل والطرفيات متشابهة
SO_2		منحن	قطبي	الشكل غير متماثل [انتهى]

في المركب الأول المتجهات ألغت بعضها بسبب الشكل والذرات المتماثلة، في المركب الثاني، الشكل غير متماثل فلا تلغي المتجهات بعضها بالإضافة لوجود عزم قطبي صغير من الإلكترونات الحرة

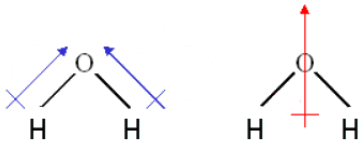
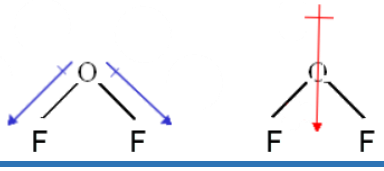
تدريب خارجي: CF_4 و CH_3Cl لهما نفس الشكل الفراغي وهو متماثل، بيّن اتجاه العزم القطبي لهما مع توضيح الفرق بينهما

الجزيء	الشكل الفراغي	اسم الشكل	القطبية	الفرق
CF_4		رباعي الأوجه منتظم	غير قطبي العزم القطبي=0	تماثل الذرات الطرفية والشكل ألغى قطبية الروابط
$CHCl_3$		رباعي الأوجه منتظم	قطبي والعزم القطبي يتجه إلى الأسفل	عدم تماثل الذرات الطرفية مع رسم المتجهات يتبين وجود محصلة لها قيمة واتجاه

سؤال أتحقق ص32: أتحقق أي الجزيئات الآتية له عزم قطبي: NH_3 - $BeFCl$ - BCl_3 - CH_3Cl

الجزيء	الشكل الفراغي	اسم الشكل	القطبية	السبب
NH_3		هرم ثلاثي	قطبي	غير متماثل الشكل
BCl_3		مثلث مستو	غير قطبي	الشكل متماثل والطرفيات أيضًا
$BeFCl$		خطي	قطبي	عدم تماثل الطرفيات والفلور أعلى كهروسلبية
CH_3Cl		رباعي الأوجه منتظم	قطبي	عدم تماثل الطرفيات

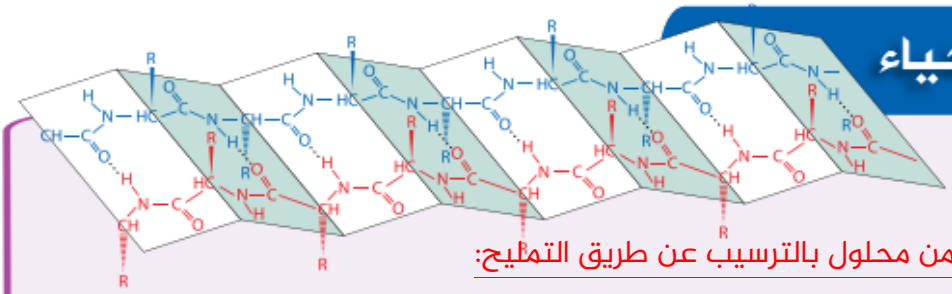
سؤال تريك: H_2O و F_2O لهما نفس الشكل الفراغي، بيّن اتجاه العزم القطبي لهما والسبب

الجزيء	الشكل الفراغي واتجاه العزم القطبي	اسم الشكل	القطبية
H_2O		منحن	قطبي
F_2O		منحن	قطبي

ولو تشابه الشكل الفراغي، فإن اتجاه العزم القطبي قد يختلف والسبب هو اتجاه قطبية الروابط

تريك مهم: المركبات الهيدروكربونية التي فيها (C-H) فقط ← غير قطبية من النظرة الأولى وبدون رسم

الربط مع الأحياء



عملية عزل البروتينات وتنقيتها من محلول بالترسيب عن طريق التمليح:

عملية التمليح من أشهر عمليات تنقية وفصل البروتين من المحلول، البروتين يتكون من مجموعات قطبية وأيونية مثل: ($CO - OH - NH - NH_2 - COOH$) ولأنها قطبية فإنها تنجذب في المحلول إلى جزيئات الماء القطبية فيتكون محلول غروي

عند فصل البروتين من هذا المحلول، نضيف ملح والأشهر هو كبريتات الأمونيوم (NH4)2SO4 فتتفكك أيونات الملح في الماء لتتحدى البروتين وتجعله يتحرر من انجذابه لجزيئات الماء لترتبط هي بدلاً عنه، ومع انفصال البروتين تنجذب مجموعاته القطبية بروابط هيدروجينية ويترسب بسبب ازدياد كتلته المولية

شغل مخك

ما الترتيب الصحيح لازدياد العزم القطبي لهذه الجزيئات؟

NF_3 BF_3 NH_3

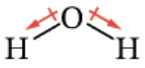
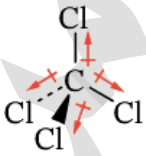
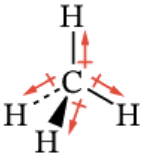
تلميحة: نطبق الخريطة

ورقة عمل (7): قطبية الجزيئات

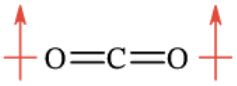
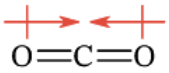
أي جزي من الجزيئات الآتية عزمه القطبي يساوي صفرًا؟

[1] H_2O
[2] SO_2
[3] CO_2
[4] NH_3

أي منها الصحيح في رسم قطبية الروابط؟

[1] 
[2] 
[3] 
[4]

اختر الشكل الصحيح في رسم المتجهات في جزيء CO_2

[1]
[2]
[3] 
[4] 

مثِّل قطبية الروابط الآتية بسهم وشحنات جزئية

[1] $Si - H$
[2] $N - H$
[3] $O - F$
[4] $Be - I$

أي جزي من الجزيئات الآتية له عزم قطبي؟

[1] F_2
[2] CF_4
[3] OF_2
[4] BF_3

حل مراجعة الدرس الثاني

السؤال الأول: أوضح مبررات نظرية التهجين

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

2- اختلاف مقدار الزاوية الحقيقي بين الروابط عمّا هو متوقع نظريًّا

السؤال الثاني: تعريفات وهي متوفرة في المحتوى

السؤال الثالث: أقدم دليلاً على استخدام ذرة الأكسجين في جزيء الماء أفلاكًا مهجنة من النوع sp^3

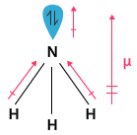
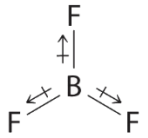
يمتلك الأكسجين في مستواه التكافؤ $2s^2 2p^4$

يحوي على اثنين من الإلكترونات المنفردة في أفلاك p بإمكانها تكوين رابطتين مع الهيدروجين، لكن إذا حدث ذلك فإن الزاوية النظرية بين الروابط لـ H-O-H سيكون مقدارها 90° بسبب تعامد أفلاك p وهذا لا يوافق التجارب فالتجربة أثبتت أن الزوايا للماء هي 104.5° وهي أقرب إلى زاوية شكل رباعي الأوجه المنتظم 109.5° لذا تم اعتماد نوع تهجين sp^3 لذرة الأكسجين في جزيء الماء

السؤال الرابع: أفسر:

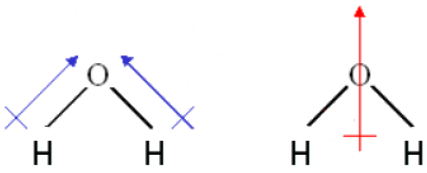
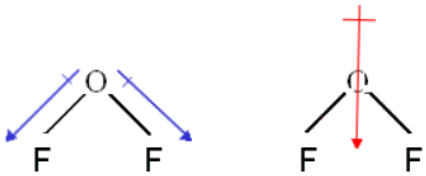
أ- الجزيء NH_3 قطبي بينما الجزيء BF_3 غير قطبي

نرسم لنقارن

الجزيء	الشكل الفراغي	اسم الشكل	القطبية	السبب
NH_3		هرم ثلاثي	قطبي	غير متماثل الشكل
BF_3		مثلث مستو	غير قطبي	الشكل متماثل والطرفيات أيضًا

أ- العزم القطبي لجزيء الماء H_2O أكبر من العزم القطبي للجزيء OF_2

نرسم لنقارن

الجزيء	الشكل الفراغي واتجاه العزم القطبي	اسم الشكل	القطبية
H_2O		منحن	قطبي
F_2O		منحن	قطبي

اتجاه قطبية الروابط في الماء بنفس اتجاه العزم القطبي لزوج الإلكترونات غير الرابط وبالتالي المحصلة بنفس الاتجاه، بينما اتجاه قطبية الروابط في F_2O معاكس للعزم القطبي لزوج الإلكترونات غير الرابط وبالتالي تقل المحصلة

السؤال الخامس: إذا علمتُ أن عنصرين ($_{8}Y$- $_{4}X$) يرتبط كل منهما مع الهيدروجين مكوِّنًا الصيغة ($YH_2 - XH_2$)، فأجيب عن الأسئلة الآتية:

a. أكتب تركيب لويس لكل منهما

b. أرسم الشكل الفراغي لكل منهما

c. أحدد نوع التهجين الذي تستخدمه أفلاك الذرة المركزية في كل منهما

d. أفسر استخدام الذرة X للأفلاك المهجنة في تكوين الروابط

e. أحدد الجزيء الذي له عزم قطبي

المركب	العنصر	التوزيع الإلكتروني	$n(v.e)$	المركب	العنصر	التوزيع الإلكتروني	$n(v.e)$
XH_2	$_{4}X$	$1s^2\ 2s^2$	**2**	YH_2	$_{8}Y$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	6
	$_{1}H$	$1s^1$	1		$_{1}H$	$1s^1$	1

XH_2

$$\boldsymbol{Total(v.e) = 2 + 1 \times 2 = 4\ v.e}$$
$$\boldsymbol{(v.e.p) = {}^{4}/_{2} = 2\ v.e.p}$$

الذرة المركزية: X لأن الهيدروجين دائمًا طرفية، حول المركزية 2 روابط $\boldsymbol{(b.e.p)}$ = 2

$$\boldsymbol{(l.e.p) = 2 - 2 = 0}$$

H—X—H

لا يبقى أي زوج إلكترونات ويكون الشكل الفراغي لهذا المركب هو خطي زاوية **180**

نوع التهجين للذرة المركزية X هو sp

وسبب التهجين لأن الفلك s فيه إلكترونات مزدوجة وحتى تتكون روابط ثنائية لزمنا عمل تهجين أفلاك 2s2p

والجزيء غير قطبي لأن قطبية الروابط تلغي بعضها بسبب تماثل الطرفيات والشكل

YH_2

$$\boldsymbol{Total(v.e) = 6 + 1 \times 2 = 8\ v.e}$$
$$\boldsymbol{(v.e.p) = {}^{8}/_{2} = 4\ v.e.p}$$

الذرة المركزية: Y لأن الهيدروجين دائمًا طرفية، حول المركزية 2 روابط $\boldsymbol{(b.e.p)}$ = **2**

$$\boldsymbol{(l.e.p) = 4 - 2 = 2}$$

لا يحتاج الهيدروجين لأزواج إلكترونات لأنه يستقر بزوج، يتبقى الزوجان للذرة المركزية Y وتستقر بذلك حسب قاعدة الثمانية، ويكون الشكل الفراغي للمركب منحن والزاوية 104.5

نوع التهجين للذرة المركزية Y هو sp^3

والجزيء قطبي لأن الشكل غير متماثل

السؤال السادس: يُستخدم الأستيلين في قص الفلزات ولحامها في ورشات تصليح هياكل السيارات،

أدرس جزيء الأستيلين **CH ≡ CH** ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

a. أتوقع التهجين الذي تستخدمه كل من ذرتي الكربون في الجزيء

بعد رسم تركيب لويس للمركب: عدد مجموعات الإلكترونات حول كل ذرة كربون = **2**

التهجين هو sp

b. أحدد عدد الروابط سيجما وباي في الجزيء

سيجما = **3** باي = **2**

c. أسمِّ الأفلاك التي تستخدمها ذرة الكربون في تكوين كل من الروابط الآتية **C ≡ C** ، **C − H**

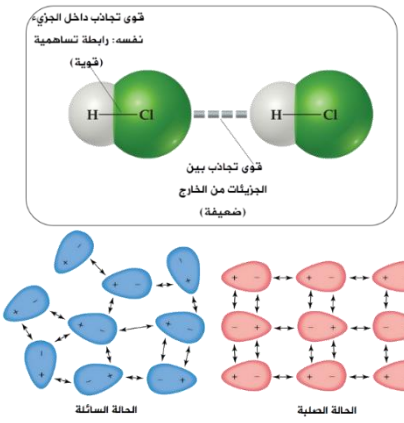
C ≡ C ☜ أفلاك sp – sp و p-p ☜ **C − H** أفلاك sp – s

الدرس الثالث: القوى بين الجزيئات

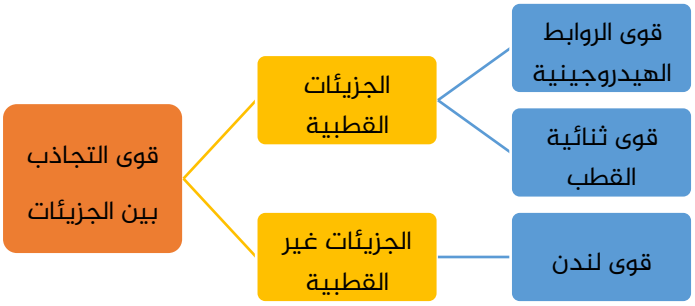
تعريفات الدرس الثالث:

- القوى بين الجزيئات: قوى تجاذب تنشأ بين جسيمات المادة نفسها، تختلف بطبيعتها عن الروابط الكيميائية التي تنشأ بين الذرات
- الرابطة الهيدروجينية: قوة تجاذب تنشأ بين جزئيات تشارك فيها ذرة الهيدروجين المرتبطة في الجزيء برابطة تساهمية مع ذرة أخرى ذات سالبية كهربائية عالية مثل ذرات N, O , F
- قوى ثنائية القطب: قوى تنشأ بين جزيئات قطبية نتيجة وجود الشحنات الجزئية السالبة والموجبة على هذه الجزيئات
- قوى لندن: قوى تجاذب ضعيفة تنشأ نتيجة الاستقطاب اللحظي للجزيئات أو الذرات [ثنائية القطب اللحظية]

مقدمة القوى بين الجزيئات



- هناك نوعين من قوى التجاذب بين الجسيمات:
  1- قوى داخلية [الروابط الكيميائية] التي تربط الجسيمات ببعضها بعضًا، وأنواعها: الأيونية - التساهمية - الفلزية
  2- قوى خارج الجزيء [قوى تجاذب بين الجزيئات] وهي التي تربط نفس الجزيئات أو الذرات ببعضها مثل: جزيئات الماء مع بعضها، ذرات غاز الهيليوم مع بعضها وغير ذلك
- قوى التجاذب بين الجزيئات أقوى ما تكون في الصلبة ثم السائلة وأضعف شيء في الغازية فتتباعد الجزيئات، ولذلك يتميز الغاز بقدرته على الانتشار والتدفق بسهولة لذا حجم الغاز وشكله غير ثابت، أما المواد السائلة فحجمها ثابت وشكلها متغير حيث قوى التجاذب قوية، بينما في المواد الصلبة تزداد قوى التجاذب لذا شكلها وحجمها ثابت
- تتكون شحنات جزئية على طرفي الجزيء القطبي فتنجذب الشحنات مختلفة الإشارة إلى بعضها وتنشأ تلك القوى بين الجزيئات
- للقوى علاقة بالخصائص الفيزيائية للمادة من:
  1- درجة الغليان 2- درجة الانصهار 3- لزوجة السائل 4- التحول من حالة فيزيائية إلى أخرى.. الخ
- القوى بين الجزيئات أضعف من الروابط الكيميائية، تعادل قوتها (1-10%) من قوة الرابطة التساهمية
- أنواع القوى بين الجزيئات: 1- روابط هيدروجينية 2- قوى ثنائية القطب 3- قوى لندن



مهم أن تعلم أن قوى لندن موجودة في كل الجزيئات القطبية وغير القطبية لكنها تظهر بشكل خاص في الجزيئات غير القطبية، أيضًا قوى ثنائية القطب موجودة في كل الجزيئات القطبية، أما قوى الروابط الهيدروجينية فهي نوع خاص من القوى يتوفر في نوع معين من الجزيئات القطبية ولها شروط حتى تتكوّن.

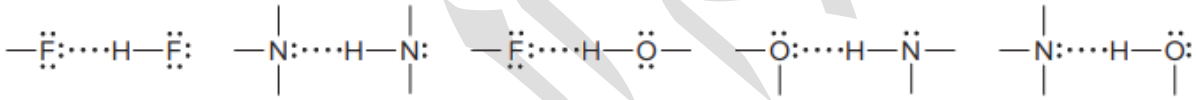
الرابطة الهيدروجينية Hydrogen Bonds

- أقوى تلك القوى على الترتيب: الرابطة الهيدروجينية > قوى ثنائية القطب > قوى لندن
- شروط تكوّن الرابطة الهيدروجينية:

1- في الجزيء الأول: ذرة ذات سالبية كهربائية عالية فلور F ، أكسجين O، نيتروجين N مرتبطة مع هيدروجين برابطة تساهمية (F-H) (O-H) (N-H) حيث تحمل تلك الذرة شحنة جزئية سالبة والهيدروجين شحنة جزئية موجبة لأنه أقل كهروسالبية [قطبية الرابطة بينهما عالية]

2- في الجزيء الثاني: على الأقل زوج من الإلكترونات غير الرابطة على تلك الذرة: فلور F أو أكسجين O أو نيتروجين N

فتتكون الرابطة بين ذرة هيدروجين من الجزيء الأول لأن عليها شحنة جزئية موجبة، وزوج الإلكترونات غير الرابط في الجزيء الثاني، وتنشأ الرابطة الهيدروجينية



- تُرسم الرابطة الهيدروجينية على شكل خط منقط بخلاف الرابطة التساهمية
- تعتمد قوة الرابطة الهيدروجينية على:

1- قطبية الرابطة التساهمية بين ذرتي الجزيء 2- طول الرابطة الهيدروجينية بين جزيئين متجاورين

- الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين HF أقوى منها بين جزيئات الماء H_2O أو جزيئات الأمونيا NH_3 لأن قطبية الرابطة F-H أعلى من قطبية الرابطة O-H و N-H فالفلور أعلى كهروسلبية منهما كما يتضح من الجدول، طاقة الرابطة الهيدروجينية مقياس لقوتها والسبب ازدياد القطبية في الرابطة التساهمية

طاقة الرابطة الهيدروجينيّة في بعض الجزيئات.

المادّة	الرابطة الهيدروجينيّة	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

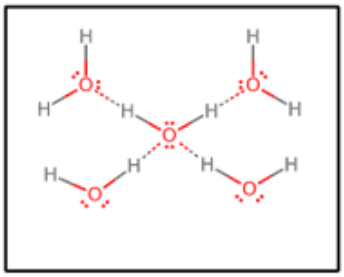
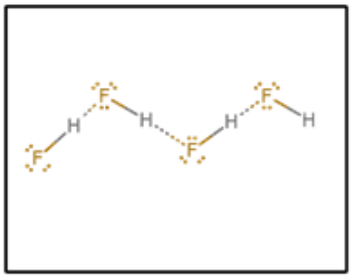
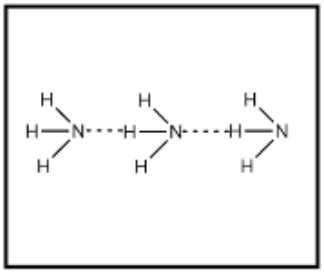
- المركبات ذات الروابط الهيدروجينية تأخذ أشكالاً متعددة كسلسلة مستقيمة أو حلقية أو شبكة مفتوحة، تتخذ جزيئات الماء ترتيبًا شبكيًّا، فعدد الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء أكبر من عدد الروابط الهيدروجينية بين جزيئات HF وجزيئات NH_3
- معلومة خارجية: كل رابطة تساهمية H- F أو H-O أو H-N لا بد أن يقابلها زوج إلكترونات في نفس الجزيء ومن خلال ذلك تتكوّن الروابط الهيدروجينية بين جزيء وآخر بناء على ذلك

توضيح:

H_2O لديه رابطتان H-O وزوجين من الإلكترونات غير الرابطة على المركزية وبالتالي ممكن إنشاء رابطة هيدروجينية من كل جهة فالمجموع أربع روابط حول الجزيء الواحد

HF لديه رابطة واحدة H-F و**3** أزواج من الإلكترونات غير الرابطة وبالتالي تنشأ فقط رابطة من كل جهة، حول الجزيء الواحد رابطتان هيدروجينيتان

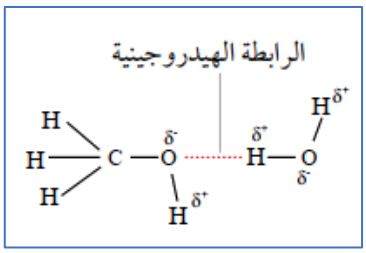
NH3 لديه **3** روابط H-N وزوج من الإلكترونات غير الرابطة وبالتالي تنشأ فقط رابطة من كل جهة، حول الجزيء الواحد رابطتان هيدروجينيتان

أفكر ص**38**: على الرغم أن الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات HF أقوى منها بين جزيئات الماء إلا أن درجة غليان الماء أعلى من درجة غليان فلوريد الهيدروجين HF أفسر ذلك

الماء لديه عدد أكبر من الروابط الهيدروجينية وهذا يزيد من تماسك الجزيئات ويزيد من الطاقة اللازمة لكسر الروابط الهيدروجينية، فترتفع درجة الغليان لتصل 100°C بينما في HF تصل إلى 20°C

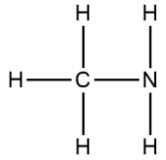
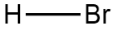
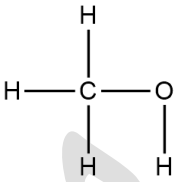
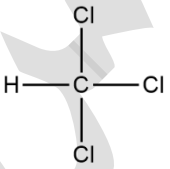
- تنشأ الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات مختلفة، مثال: ميثانول: CH_3OH + الماء H_2O [تذكّر الذائبية في الماء تزيد بوجود الروابط الهيدروجينية وتذكر أن الشبيه يذيب الشبيه فالماء جزيء قطبي وكذلك الميثانول]



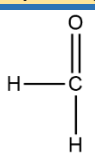
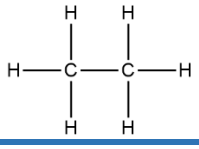
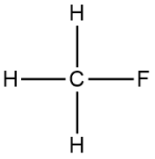
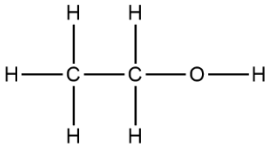
استراتيجية الحل

1- إذا لم تتوفر في الصيغة الجزيئية أي ذرة من FON فورًا من النظرة الأولى لا يكوّن روابط هيدروجينية
2- إذا توفر في صيغة الجزيء أي ذرة من FON فإننا نرسم الجزيء لنبحث فيه عن الشروط:
- رابطة تساهمية من نوع F-H أو O-H أو N-H
- ننظر للجزيء الثاني: إذا فيه ذرة فلور أو أكسجين أو نيتروجين وعليها على الأقل زوج غير رابط من الإلكترونات
3- نرسم الرابطة الهيدروجينية من الجزيء الأول من جهة الهيدروجين H إلى الجزيء الثاني باتجاه الزوج غير الرابط

أتحقق ص38: أحدِّد من بين المواد الآتية المواد التي ترتبط جزيئاتها بروابط هيدروجينية:
CH_3NH_2 HBr CH_3OH $CHCl_3$

الجزيء	رسم الجزيء	شروط الرابطة الهيدروجينية	يكوّن ترابط هيدروجيني
CH_3NH_2		تتوفر رابطة (N-H) ترتبط H التي معها بالزوج الحر الذي على N في الجزيء الثاني	نعم
HBr		لا يوجد FON	لا
CH_3OH		تتوفر رابطة (O-H) ترتبط H التي معها بالزوج الحر الذي على N في الجزيءالثاني	نعم
$CHCl_3$		لا يوجد FON	لا

تدريب خارجي: أي المركبات الآتية يكوّن ترابطًا هيدروجينيًّا بين جزيئاته؟
C_2H_6O CH_3F CH_3CH_3 CH_2O

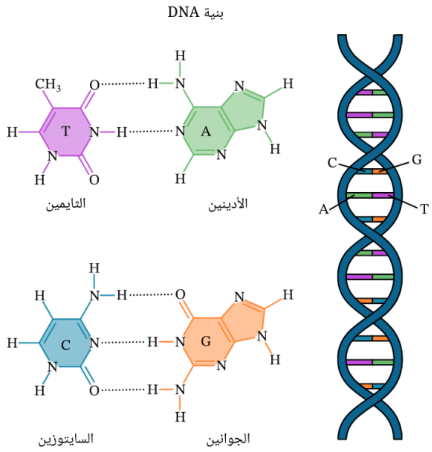
الجزيء	الصيغة البنائية	شروط الرابطة الهيدروجينية	يكوّن ترابط هيدروجيني
CH_2O		الأكسجين مرتبط بالكربون لا يتوفر الشرط O-H	لا
CH_3CH_3		لا يتوفر FON	لا
CH_3F		الفلور مرتبط بالكربون لا يتوفر الشرط F-H	لا
C_2H_6O		تتوفر رابطة O-H فترتبط H التي معها بالزوج الحر على O في الجزيء الثاني	نعم

تريكات بسيطة:

إذا توفرت OH في طرف صيغة جزيئية لمركب هيدروكربوني فإن المركب يكوِّن روابط هيدروجينية، وتذكر أن المركب الهيدروكربوني (C-H) غير قطبي فإذا دخل عنصر آخر فإن المركب سيكون قطبيًّا سواء ارتبط بروابط هيدروجينية أو غير ذلك كما ستعلم لاحقًا

الربط مع الأحياء، ابحث ص38

الروابط الهيدروجينية التي تربط بين أجزاء شريط الحمض النووي DNA

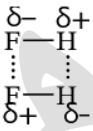


ورقة عمل (8): الرابطة الهيدروجينية

أي جزيء من الجزيئات الآتية يتجاذب بالرابطة الهيدروجينية؟

[1] H_2S
[2] CH_3CH_2OH
[3] CH_4
[4] PH_3

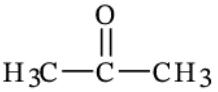
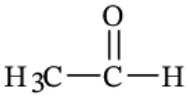
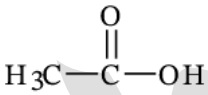
ما الشكل الذي يُظهر الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات HF بشكل صحيح؟

[1] $\delta- \; \delta+ \; \delta- \; \delta+$
 $F—H \cdots F—H$
[2] 
[3] $\delta+ \; \delta- \; \delta+ \; \delta-$
 $F—H \cdots F—H$
[4] $\delta- \; \delta+ \; \delta+ \; \delta+$
 $F—H \cdots F—H$

أي الجزيئات الآتية لها أعلى درجة غليان؟

[1] HCl
[2] H_2S
[3] H_2O
[4] NH_3

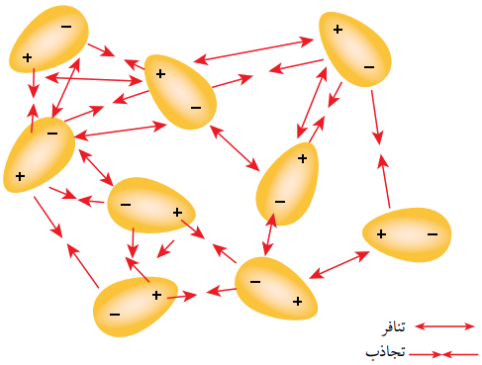
أي من المركبات الآتية يكوِّن روابط هيدروجينية بين جزيئاته؟

[1] 
[2] 
[3] $H_3C—O—CH_3$
[4] 

أي مما يلي يعدّ مقارنة صحيحة بين الرابطة الهيدروجينية والتساهمية؟

[1] الهيدروجينية أطول وأضعف من التساهمية
[2] الهيدروجينية أطول وأقوى من التساهمية
[3] الهيدروجينية أقصر وأقوى من التساهمية
[4] الهيدروجينية أقصر وأضعف من التساهمية

قوى ثنائية القطب



- كل جزيء قطبي يكوِّن شحنات جزئية على طرفيه، سالبة وموجبة، حيث تتوزع الكثافة الإلكترونية على طرفي الجزيء بشكل غير متجانس، فنقول عنها جزيئات ثنائية القطب
- ينشأ تجاذب بين الطرف السالب لجزيء والطرف الموجب لجزيء آخر، ثم تتكوّن شبكة من القوى اسمها قوى ثنائية القطب
- أيضًا تنشأ قوى تنافر بين الأطراف متماثلة الشحنة إلا أن:

1- ترتيب الجزيئات **2-** وقوى التجاذب الناشئة بينها يتغلب على قوى التنافر، فتبقى الجزيئات متماسكة ومنجذبة نحو بعضها في الحالة الصلبة والسائلة

- يزداد تأثير قوى ثنائية القطب بازدياد العزم القطبي للجزيء فتتأثر الخصائص الفيزيائية بشكل أكبر، أمثلة على جزيئات فيها قوى ثنائية القطب: HCl, $CHCl_3$, BF_2Cl
- تأتي قوى ثنائية القطب في المرتبة الثانية بعد قوى الروابط الهيدروجينية
- في الجدول درجة غليان المركبات التي تكون روابط هيدروجينية أعلى من تلك التي تتكوّن فيها قوى ثنائية القطب فقط

الجدولُ (9): مقارنةُ الحالة الفيزيائيّة ودرجة الغليان لبعض الموادّ

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

مهم: كل المركبات في الجدول هي مركبات قطبية وتتكوّن فيها قوى تجاذب ثنائية القطب، لكن تميزت المركبات التي تكوّن روابط هيدروجينية بارتفاع درجة غليانها بالإضافة لتماسك جزيئاتها فتتأثر الحالة الفيزيائية بشكل أكبر عن جزيئات الهيدريد التي تليها مباشرة في المجموعة (تلك التي تمتلك قوى ثنائية القطب فقط)

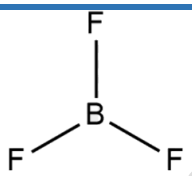
عمومًا الرابطة الهيدروجينية أقوى من قوى ثنائية القطب

$NH_3 > PH_3$ - $HF > HCl$ - $H_2O > H_2S$

الربط مع الأحياء

تعدّ اللصقات الطبية المستخدمة لتضميد الجروح أو الخافضة لآلام الروماتيزم مثالاً على قوى التجاذب بين الجزيئات، تعمل اللصقات على توصيل جرعات الدواء مثل المينثول، الإستروجين، السكوبولامين إلى مجرى الدم عن طريق الجلد، في اللصقات مواد مضافة إلى الدواء تعمل على تكوين روابط مختلفة مع الجلد لتثبت اللصقة الطبية مدة كافية

أتحقق ص40: أحدِّد المواد التي يتوقع أن ترتبط جزيئاتها في الحالة السائلة بقوى ثنائية القطب

الجزيء	رسم الجزيء	قطبية الجزيء	قوى ثنائية القطب
CO_2	O═C═O	تماثل الشكل والطرفيات	لا
BF_3		تماثل الشكل والطرفيات	لا
HI	H—I	ذرتين مختلفتين	نعم

أتحقق ص 40: أرتب المواد الآتية تصاعديًّا بحسب درجة غليانها
CH_3Cl CH_3OH NH_3

CH_3OH و NH_3 فيهما رابطة هيدروجينية بالإضافة أنهما قطبيان ويكوِّنان ثنائية القطب، الرابطة O-H أقوى من N-H فتكون درجة غليان CH_3OH أعلى من NH_3

CH_3Cl فيه رابطة ثنائية القطب لأنه جزيء قطبي ولا يكون الروابط الهيدروجينية

الترتيب: $CH_3Cl < NH_3 < CH_3OH$

سؤال تريك: رتب الجزيئات الآتية تصاعديًّا حسب القوى بين الجزيئات H_2O - HF - N_2 -HCN

أقوى الروابط بين الجزيئات هي الهيدروجينية وتتوفر في HF وفي H_2O ، الرابطة القطبية في F-H أقوى منها في O-H ولذا ستكون $HF > H_2O$

HCN جزيء قطبي فسيكون قوى ثنائية القطب أما N_2 فهو غير قطبي [سنعرف قواه في الدرس القادم] وهو أقل أنواع القوى بين الجزيئات

الترتيب التصاعدي لقوى الجزيئات: $N_2 < HCN < H_2O < HF$

التريك: القوى الهيدروجينية في HF أقوى من تلك في H_2O لكن عندما نتحدث عن درجة الغليان فإننا سنقول أنها أعلى في H_2O لأنه كوّن عددًا أكبر من الروابط الهيدروجينية فأدى إلى تماسك جزيئاته بشكل أكبر

ورقة عمل (9): قوى ثنائية القطب

البروبانول C_3H_7OH وميثوكسي إيثان $CH_3OC_2H_5$ لديهما نفس الكتلة المولية، لكنهما يختلفان في درجة الغليان بسبب نوع القوى بين الجزيئات، حدد الأقل درجة غليان ووضح السبب

مساعدة: انتبه لوجود OH في الصيغة وهذا معناه رابطة O-H

أي الجزيئات الآتية لا تترابط بقوى ثنائية القطب؟

[1] $BeCl_2$ [3] H_2S

[2] CH_3OH [4] HBr

أي الجزيئات الآتية يمتلك قوى ثنائية القطب فقط بين جزيئاته

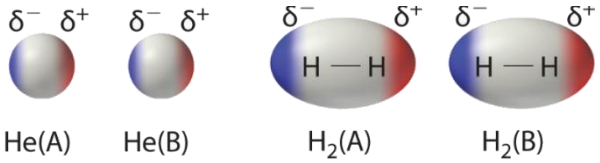
[1] CH_3Cl [3] CH_4

[2] CH_3OH [4] CH_3NH_2

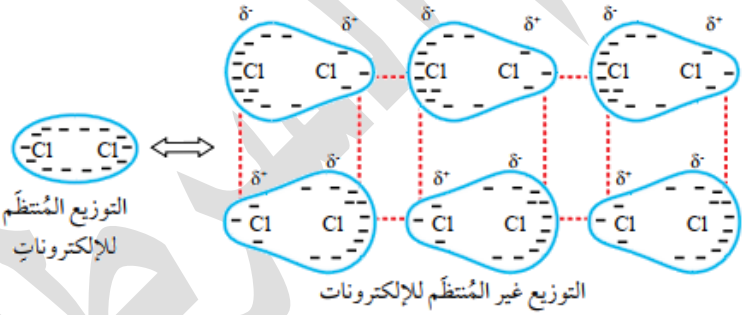
ارسم تجاذبًا ثنائي القطبية بين جزيئين من HBr

قوى لندن London Forces

- قوى لندن من أضعف القوى ويُطلق عليها أيضًا ثنائية القطب اللحظية
- اكتشفها العالم فيرتز لندن وسُمِّيت باسمه
- تتكوّن قوى لندن بين جميع الجزيئات والذرات إلا أن تأثيها يكون أكثر وضوحًا بين الجزيئات غير القطبية وذرات الغاز النبيل؛ لعدم وجود قوى تجاذب أخرى بينها
- تنشأ هذه القوى الضعيفة من خلال استقطاب لحظي للجزيئات غير القطبية (مثل: H_2, CH_4) أو ذرات الغاز النبيل مثل: الهيليوم He والنيون Ne



- يحدث الاستقطاب اللحظي نتيجة توزيع الإلكترونات غير المنتظم في الجزيئات أو الذرات، بسبب حركة الإلكترونات المستمرة قد يزداد عددها في أحد أطراف الجزيء عن الطرف الآخر [في لحظة ما] فتزداد الكثافة الإلكترونية في ذلك الطرف ويكتسب شحنة جزئية سالبة، وفي تلك اللحظة يظهر على الطرف الآخر شحنة جزئية موجبة، فيصبح الجزيء غير القطبي قطبيا في لحظة زمنية، وسرعان ما تعود الإلكترونات إلى التوزيع المنتظم ويفقد الجزيء قطبيته
- توصف قطبية الجزيء في تلك الحالة بالقطبية اللحظية أو الاستقطاب اللحظي



العوامل التي تؤثر على قوى لندن في الجزيئات والذرات:

1- الكتلة المولية أو عدد الإلكترونات [العلاقة طردية]

والسبب:

[1] زيادة الكتلة المولية يعني زيادة عدد الإلكترونات فتزيد فرصة حدوث الاستقطاب اللحظي

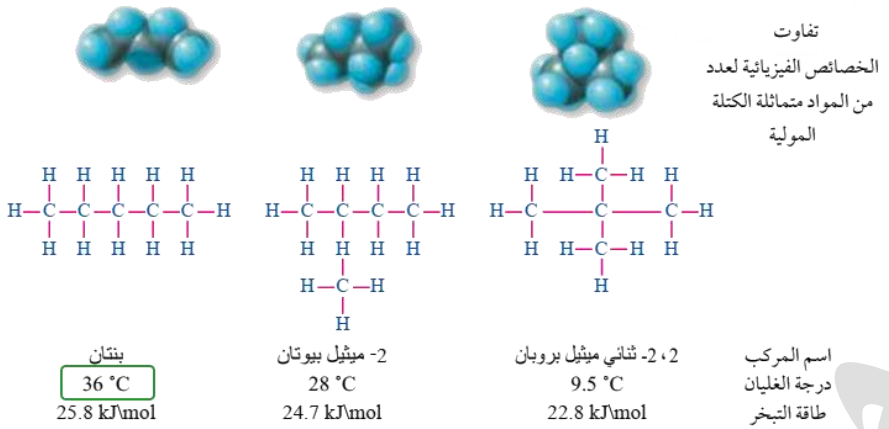
[2] زيادة الكتلة المولية معناها زيادة حجم الذرة أو الجزيء فيقل جذب النواة للإلكترونات فتبتعد أكثر ويسهل عدم التناسق في توزيعها فيحدث الاستقطاب اللحظي

مثال: قوى لندن أكبر في غاز الزينون منها عن غاز الهيليوم والنيون، الزينون كتلته المولية أكبر

2- أشكال الجزيئات أو طول السلاسل مع تثبيت الكتلة المولية، فالسلسلة الأطول في الجزيء تزداد فيه فرص التجاذب اللحظي [العلاقة طردية]

السبب: زيادة فرصة التجاذب على طول السلسلة فتزداد قوى لندن

مثال: الصيغة الجزيئية C_5H_{12} لها عدة أشكال بسبب اختلاف توزيع الذرات في الجزيء، تزداد قوى لندن فتزداد درجة الغليان وطاقة التبخر كلما كانت السلسلة أطول

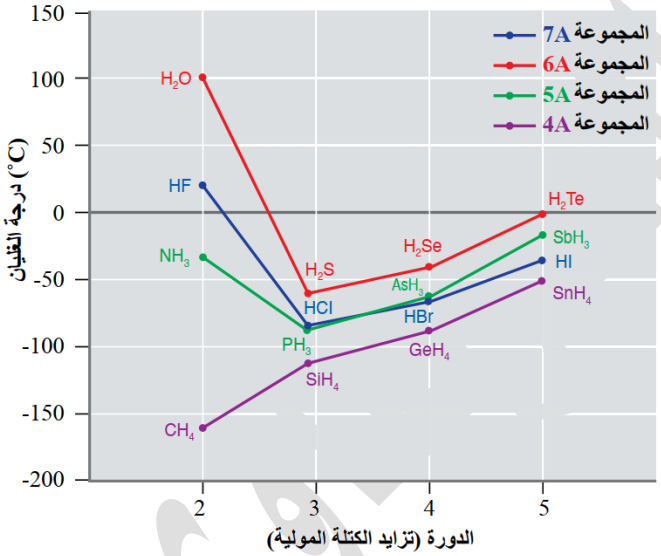


أثر قوى التجاذب بين الجزيئات على الخصائص الفيزيائية

- الخصائص الفيزيائية تزداد بزيادة قوى التجاذب بين الجزيئات المختلفة، من الخصائص:

1- درجة الغليان **2-** درجة الانصهار **3-** طاقة التبخر **4-** الصلابة

- تزداد قوى التجاذب بازدياد العدد الذري لعناصر المجموعة الواحدة [زيادة الكتلة المولية] فتزداد درجة الغليان
- من الرسم البياني سنقارن جزيئات الهيدريد المتشابهة [مركبات الهيدروجين في نفس المجموعة]:



- أعلى الجزئيات في درجة الغليان هي التي تمتلك روابط هيدروجينية، مثل: H_2O, HF, NH_3
- مجموعة الأكسجين 6A:

الماء أعلى درجة غليان في نفس مجموعته التي لها نفس الشكل الفراغي لكن تزداد الكتلة المولية ويبقى الماء هو الأعلى، [الماء يملك قوى هيدروجينية وتتكون لديه روابط عديدة + قوى ثنائية قطبية + قوى لندن]

- مجموعة الهالوجينات 7A:

فلوريد الهيدروجين HF يملك قوى هيدروجينية وثنائية قطبية وقوى لندن وهو الأعلى في مجموعته

- مجموعة النيتروجين 5A:

الأمونيا NH_3 أعلى من مجموعته بسبب قواه الهيدروجينية التي تزيد عليهم لكن يتفوق عليه آخر جزيء وهو SbH_3 والسبب الكتلة المولية العالية له، فحجم عنصر Sb أكبر من النيتروجين N وإلكتروناته أكثر فتكون قوى لندن لديه عالية بالإضافة أنه جزيء قطبي فيتفوق بذلك على الأمونيا [ونعتبر ذلك شذوذ عن القاعدة]

- مجموعة الكربون 4A: تلك المجموعة جزيئاتها غير قطبية فهي لا تملك سوى قوى لندن وبالتالي ستكون الزيادة في القوى بازدياد العدد الذري [الكتلة المولية]، ولذا أقل درجة غليان هو CH_4

أفكر ص43: درجة غليان المركب SbH_3 أعلى من درجة غليان المركب NH_3

لأن الجزيء SbH_3 له كتلة مولية أعلى حيث حجم عنصر Sb أكبر من النيتروجين N وإلكتروناته أكثر فتكون قوى لندن لديه عالية ومؤثرة بشكل أكبر على قوى التجاذب

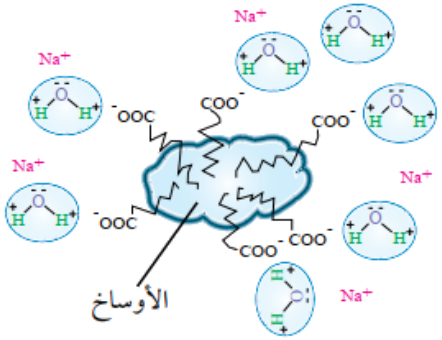
استراتيجية الحل لتحديد الأعلى في الخاصية الفيزيائية من درجة غليان وغيره

- مقارنة بين الجزيئات القطبية المختلفة: نعتبر وجود الروابط الهيدروجينية هو الأعلى في درجة الغليان والانصهار والصلابة وطاقة التبخر إلاّ في الاستثناء السابق للأمونيا ومركب SbH_3
- مقارنة بين الجزيئات القطبية التي لا تكوّن روابط هيدروجينية، سننظر إلى الكتلة المولية الأكبر
- مقارنة بين الجزيئات غير القطبية: سننظر إلى الكتلة المولية الأكبر، السلسلة الأطول [قوى لندن الأكبر]

ومن خلال سؤال أتحقق والتدريبات الخارجية ستتمكن من فهم عملية المقارنة

الربط بالحياة: قوى التجاذب وعمل المنظفات الصابونية

يتكون الصابون من أملاح دهنية تمتلك طرفين (R) سلسلة هيدروكربونية طويلة غير قطبية يشتت الأوساخ عندما ينتشر فيها ويكوّن معها قوى لندن، وطرف أيوني (COO^-Na^+) ينجذب إلى أقطاب الماء المشحونة، وفي النهاية عند جريان الماء ينسحب الطرف الأيوني للصابون مع الماء ساحبًا معه الطرف R وما معه من أوساخ فتتنظف الملابس



للفائدة تذكر: الشبيه يذيب الشبيه، فالأوساخ التي هي غالبًا غير قطبية ستذوب وتنجذب للطرف غير القطبي من الصابون، أما الطرف القطبي من الصابون فينجذب إلى جزيئات الماء القطبية

أتحقق ص44:

1- أحدد المواد التي ترتبط جسيماتها بشكل رئيس بقوى لندن: HBr، $SiCl_4$، Ne، CH_3CH_2OH، C_3H_8

HBr: جزي قطبي [ذرتان مختلفتان] ↶ قوى ثنائية القطب + قوى لندن

$SiCl_4$: جزيء غير قطبي [شكل متماثل وطرفيات متماثلة] ↶ قوى لندن فقط

Ne: غاز النيون غير قطبي ↶ قوى لندن فقط

CH_3CH_2OH فيه OH روابط هيدروجينية + ثنائية القطب + قوى لندن

C_3H_8 غير قطبي فيه قوى لندن فقط

تذكر: كربون وهيدروجين فقط يعني جزيء هيدروكربوني وهو غير قطبي وتتكون فيه قوى لندن فقط، كلما ازداد عدد ذرات الكربون ازدادت الكتلة المولية فازدادت قوى لندن

2- أيها أتوقع أن يكون له درجة غليان أعلى C_5H_{12} أم C_3H_8؟ أبرر إجابتي

كلاهما غير قطبي، فالقوى الموجودة هي قوى لندن فقط، تتأثر تلك القوى بالكتلة المولية بشكل طردي، الجزيء C_5H_{12} له درجة غليان أعلى بسبب زيادة كتلته المولية

تدريب خارجي: فسر وجود غاز الكلور Cl_2 والفلور F_2 في الحالة الغازية، بينما البروم Br_2 في الحالة السائلة واليود I_2 في الحالة الصلبة، مع كونها من مجموعة واحدة وهي الهالوجينات وتكوِّن جزيئات ثنائية الذرة

كل الجزيئات غير قطبية، تمتلك قوى لندن فقط، أكبر عامل مؤثر لازدياد قوى لندن هو الكتلة المولية وشكل الجزيء، الكتلة المولية لجزيء اليود هي الأكبر، تزداد قوى لندن ليزداد التجاذب وتتماسك الجزيئات فيكون في الحالة الصلبة، أقل منه جزيء البروم فيكون في الحالة السائلة وباقي الجزيئات لضعف قوى لندن ستكون في الحالة الغازية

Halogens
7A
9 F Fluorine 18.998
17 Cl Chlorine 35.45
35 Br Bromine 79.904
53 I Iodine 126.90

تذكر أن الهالوجينات على الترتيب في المجموعة كما في الصورة المجاورة، وأن العدد الذري يزداد كلما نزلنا بالمجموعة إلى أسفل، زيادة العدد الذري معناه زيادة الإلكترونات وزيادة الاستقطاب اللحظي، أيضا تزداد الكتلة الذرية وهذا معناه ازدياد الكتلة المولية

تدريب خارجي: قارن بين كل زوجين من المركبات من ناحية الأعلى في درجة الغليان وفسر السبب

المقارنة	الأعلى درجة غليان	السبب
SiH_4 SnH_4	SnH_4	كلاهما غير قطبي ونفس الشكل[قوى لندن] نقارن الكتلة المولية، الكتلة المولية أكبر للثاني
CF_4 CCl_4	CCl_4	كلاهما غير قطبي ونفس الشكل[قوى لندن] نقارن الكتلة المولية، الكتلة المولية أكبر للثاني
Kr HBr	HBr	الكربتون فيه قوى لندن بينما الثاني فيه قوى ثنائية القطب، لذا هو الأعلى
C_2H_6 F_2	C_2H_6	كلاهما غير قطبي ونفس الكتلة المولية [قوى لندن] نقارن الشكل الأطول سلسلة

ورقة عمل (10): قوى لندن

حدد أي من المركبين حالته غازية، جزيء الميثان CH_4 أم جزيء الأوكتان C_8H_{18} وفسر السبب

مساعدة: تذكر عند مقارنة قوى لندن، كلما ازدادت قوى التجاذب اللحظية ازداد تماسك الجزيئات وتحولت المادة إلى الحالة السائلة أو الصلبة، وكلما ضعفت القوى كانت المادة في الحالة الغازية

أي الجزيئات الآتية يمتلك أعلى درجة غليان في الحالة السائلة وما السبب؟

[1] $CH_3CH_2CH_2Cl$
[2] CH_3CH_2 CH_2CH_2Cl
[3] CH_3CH_2Cl
[4] CH_3Cl

أي الجزيئات الآتية يمتلك أعلى طاقة تبخر

[1] CH_4
[2] He
[3] HF
[4] Cl_2

مساعدة: أعلى طاقة تبخر معناه يحتاج طاقة أكبر لتتكسر قوى التجاذب بين الجزيئات السائلة ويتحول إلى حالة غازية، ومعنى ذلك درجة غليان أعلى

حدد الغاز النبيل الذي يملك أقل درجة غليان

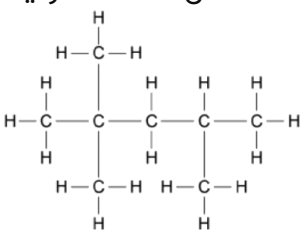
[1] Ar
[2] Kr
[3] Xe
[4] Ne

أي الجزيئات الآتية هو الأعلى في خاصية التوتر السطحي

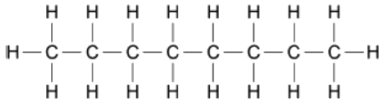
[1] CF_4
[2] CBr_4
[3] CI_4
[4] CCl_4

كلا الجزيئين لهما نفس الكتلة المولية فأي منهما الأعلى درجة غليان

[1]



[2]



حل مراجعة الدرس الثالث

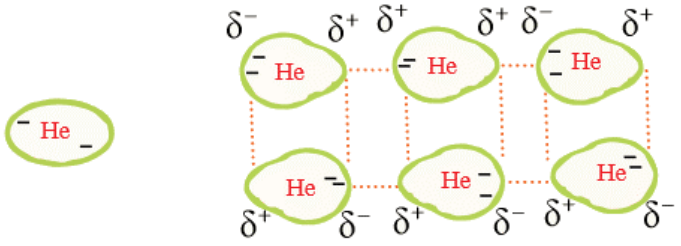
السؤال الأول: أوضح سبب اختلاف المواد في خصائصها الفيزيائية

بسبب اختلاف أنواع القوى بين الجسيمات وبالتالي يختلف التجاذب والتماسك بين الجسيمات، فكلما زادت قوة التجاذب تماسكت الجسيمات وتقاربت فتتأثر الخصائص الفيزيائية

السؤال الثاني: أوضح المقصود بكل من الرابطة الهيدروجينية، قوى لندن

الإجابة في المحتوى

السؤال الثالث: أوضح تكون ثنائي القطب اللحظي بين ذرات الهيليوم (He)



السؤال الرابع: أفسر:

1- درجة غليان المركب $HOCH_2CH_2OH$ أعلى من درجة غليان المركب CH_3CH_2OH

كلا المركبين يكوِّنان روابط هيدروجينية لكن الأول يكوّن عدد روابط هيدروجينية أكثر بسبب وجود رابطتين (O-H) وازدياد عدد الروابط الهيدروجينية يزيد قوى التجاذب فترتفع درجة الغليان

2- درجة غليان مركبات عناصر المجموعة الرابعة مرتبة على النحو الآتي: ($GeCl_4 > SiCl_4 > CCl_4$)

الجزيئات غير قطبية فيها قوى لندن فقط، ننظر للكتلة المولية، يزداد العدد الذري من الكربون ثم السيليكون ثم الجيرمانيوم، جزيء $GeCl_4$ هو الأكبر في الكتلة المولية والأكثر في عدد الإلكترونات، تزداد قوى لندن وبالتالي تزداد درجة الغليان

السؤال الخامس: أحدد نوع قوى التجاذب بين جسيمات كل من المواد الآتية في الحالة السائلة

الجزيء	قوى التجاذب
He	قوى لندن لأنها ذرات غاز نبيل
HBr	ثنائية القطب
$CH_3CH_2NH_2$	روابط هيدروجينية لوجود (N-H)
$CH_2=CH_2$	قوى لندن لأنه هيدروكربون فهو غير قطبي

السؤال السادس: أرتب المواد الآتية تصاعديًّا بحسب تزايد قوة التجاذب بين جزيئاتها في الحالة السائلة في الظروف نفسها: C_2H_6، HCl ، CH_4، CH_3OH

الأقوى في التجاذب: الروابط الهيدروجينية وذلك في CH_3OH يليه الجزيئات القطبية مثل HCl ثم قوى لندن والأعلى كتلة مولية هو C_2H_6 ثم CH_4

الترتيب: $CH_4 < C_2H_6 < HCl < CH_3OH$

السؤال السابع: أقدم دليلاً على أثر الكتلة المولية للجزيء في درجة الغليان للسائل

لو أردنا المقارنة بين نوعين من الكحول في الحالة السائلة: الميثانول CH_3OH والإيثانول CH_3CH_2OH نلاحظ أن في كليهما قوى الرابطة الهيدروجينية من خلال وجود O-H، لكن حدث الاختلاف في السلسلة C-H ازداد عدد ذرات الكربون في الطرف غير القطبي الذي يترابط بقوى لندن، أي ازدادت الكتلة المولية وبالتالي ازدادت قوى التجاذب فترتفع درجة الغليان، انظر الجدول التالي:

اسم الكحول	درجة الغليان (°C)
Methanol	65
Ethanol	78

حل مراجعة الوحدة الأولى

السؤال الأول: تعريفات مذكورة في المحتوى

السؤال الثاني: أتوقع الشكل الفراغي لكل من الجزيئات الآتية بالاعتماد على تراكيب لويس لكل منها:

X:A:X	X:Ä:X (X فوق وتحت)	X:Ä:X (X فوق وتحت)
خطي	رباعي الأوجه منتظم	هرم ثلاثي

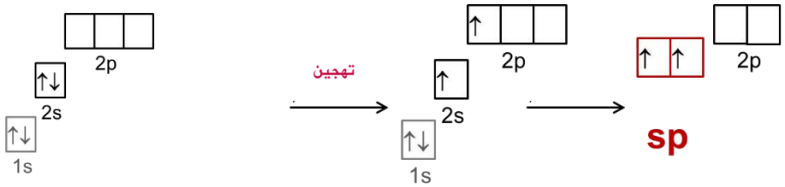
السؤال الثالث: أقارن بين الجزيئين NH_3 و BH_3 من حيث:

المقارنة	NH_3	BH_3
○ عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية	**4**	**3**
○ عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة	**1**	**0**
○ 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

تنويه: بالتأكيد ستحدد العدد الذري لكل عنصر من الجدول الدوري، أو من محفوظك لمجموعة العنصر، تحسب لترسم تركيب لويس وتبدأ المقارنة

السؤال الرابع: أجيب عما يأتي في ما يتعلق بالجزيء BeF_2 علمًا أن العدد الذري للبيريليوم 4:

○ أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة البيريليوم قبل التهجين وبعده



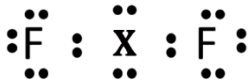
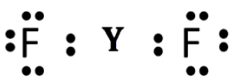
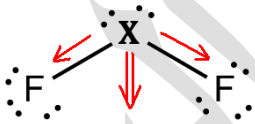
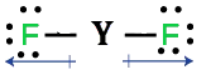
○ أحدد نوع التهجين في الذرة المركزية Be

sp

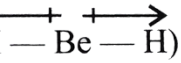
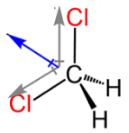
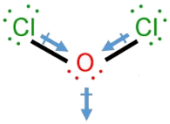
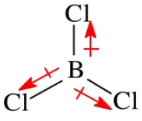
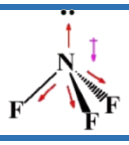
- أحدد نوع الأفلاك المكونة للرابطة Be-F: sp-p
- أتوقع مقدار الزاوية بين الروابط (الأفلاك المهجنة) في الجزيء BeF_2: 180°
- أرسم الشكل البنائي للجزيء وأسمّيه:

خطي

السؤال الخامس: عنصران (X, Y) من الدورة الثانية، يكوّنان مع الفلور الصيغتين (XF_2 , YF_2) على التوالي، إذا كان المركب XF_2 يمتلك أزواج إلكترونات غير رابطة فأجيب عن الأسئلة الآتية:

	XF_2	YF_2
أكتب تركيب لويس لكل منهما	 X = 8	 Y = 4
أحدد العدد الذري لكل من X, Y	6 e حول الذرة و2 e في 1s	2 e حول الذرة و2 e في 1s
أحدد أنواع الأفلاك التي تستخدمها كل من الذرتين في تكوين الروابط	sp^3	sp
أرسم الشكل الفراغي وأحدد القطبية	 قطبي	 غير قطبي
أتوقع مقدار الزاوية بين الروابط	منحن 104.5°	خطي 180°

السؤال السادس: أرسم الأشكال الفراغية لكل من الجزيئات الآتية وأبين قطبية كل منها:

الجزيء	شكل الجزيء	القطبية
BeH_2		خطي متماثل الأطراف [غير قطبي]
CH_2Cl_2		رباعي الأوجه منتظم غير متماثل الطرفيات [قطبي]
OCl_2		منحن [قطبي]
BCl_3		مثلث مستو متماثل الطرفيات [غير قطبي]
NF_3		هرم ثلاثي [قطبي]

السؤال السابع: أفسر:

- درجة غليان المركب CH_3CH_2Cl أعلى منها للمركب CH_3CH_3

المركب الأول قطبي، قوى التجاذب فيه ثنائية القطب وهي أقوى من قوى لندن الموجودة في الثاني

- درجة غليان المركب $NH_2CH_2CH_2NH_2$ أعلى منها للمركب $CH_3CH_2CH_2NH_2$

المركبان يكونان روابط هيدروجينية لوجود (N-H) لكن الأول يكوّن عدد روابط هيدروجينية أكبر لوجود تكرار من N-H

- الجزيء $CHCl_3$ قطبي بينما الجزيء CCl_4 غير قطبي

المركبان لهما نفس الشكل الفراغي وهو رباعي الأوجه منتظم، لكن الأول غير متماثل الذرات الطرفية فيكون له عزم قطبي، بينما الثاني عزمه القطبي صفر حيث قطبية الروابط تشابهت وتعاكست فلغت بعضها والمحصلة أصبحت صفر

- الرابطة (B-F) قطبية بينما الجزيء BF_3 غير قطبي

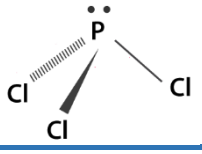
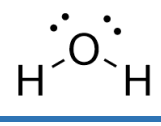
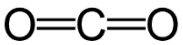
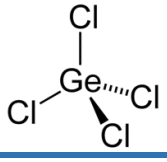
الرابطة قطبية لوجود فرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين B و F فتتكون شحنات جزئية سالبة وموجبة على الأطراف وهذا معنى قطبية الرابطة، بينما الجزيء نحسب له محصلة قطبية الروابط، بسبب تماثل الشكل والطرفيات يكون العزم القطبي = **0** وبالتالي جزيء غير قطبي

- يذوب الإيثانول C_2H_5OH في الماء في حين الإيثان C_2H_6 لا يذوب

الإيثانول قطبي والماء قطبي والشبيه يذيب الشبيه ولأنه يكوّن روابط هيدروجينية فيذوب في الماء بشكل أسرع، بينما الإيثان غير قطبي فلا يكوّن مع الماء أي قوى تجاذب وبالتالي لا يذوب

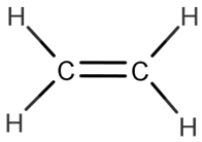
السؤال الثامن: أنظم جدولاً أقارن فيه بين الجزيئات PCl_3 و H_2O و CO_2 و $GeCl_4$:

تنويه: نرسم الشكل الفراغي للجزيء بتذكر المجموعات وعدد الروابط، ثم نحسب التهجين من المجموعات

الجزيء	التهجين في الذرة المركزية	أزواج إلكترونات غير رابطة حول الذرة المركزية	الشكل البنائي للجزيء	مقدار الزاوية بين الروابط	قطبية الجزيئات
PCl_3	sp^3	1		هرم ثلاثي 107°	قطبي
H_2O	sp^3	2		منحن 104.5°	قطبي
CO_2	sp	0		خطي 180°	غير قطبي
$GeCl_4$	sp^3	0		رباعي الأوجه منتظم 109.5°	غير قطبي

السؤال التاسع: الإيثين مركب عضوي صيغته C_2H_4 يُعرف باسم الإيثيلين يستخدم في صناعة المبلمرات البلاستيكية. إذا كان العدد الذري للكربون (6) فارسم تركيب لويس للجزيء، ثم:

- أحدد عدد الروابط سيجما **σ** وباي **π** في الجزيء



ذرتين مركزيتين [الكربون]: حول كل ذرة أربع روابط حتى يستقر الكربون وبالتالي الشكل البنائي كما في الصورة المجاورة

سيجما = **5** باي = **1**

- أبين نوع التهجين الذي تستخدمه ذرة الكربون

كل ذرة كربون تهجينها sp^2

- أوضح توزيع أزواج الإلكترونات في الفراغ حول ذرة الكربون

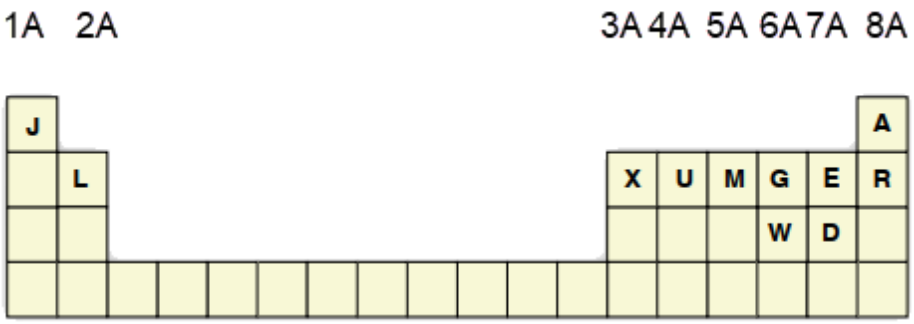
الشكل الفراغي لأزواج الإلكترونات جميعها سواء الرابطة أو غير الرابطة

كل أزواج الإلكترونات رابطة في هذا الجزيء، الشكل حول ذرة الكربون هو مثلث مستو

- أحدد مقدار الزاوية بين الروابط حول كل ذرة كربون

الزاوية 120°

السؤال العاشر: أدرس الجدول الآتي ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

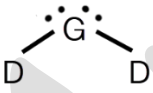


مساعدة لطريقة حل العناصر الافتراضية في الجدول الدوري:

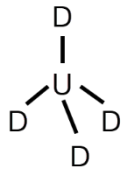
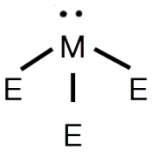
- نحدد أسماء المجموعات لنحدد من نظرة أولى التكافؤ لكل عنصر
- عنصر المجموعة 1A نتذكر هنا الهيدروجين: يكوّن رابطة واحدة، وطبعا ليس لنا علاقة الآن بدراسة عناصر أخرى
- عناصر المجموعة 2A نتذكر البريليوم: يكوّن رابطتان وهو مستثنى من قاعدة الثمانية
- عناصر المجموعة 3A نتذكر البورون: يكوّن **3** روابط وهو مستثنى من قاعدة الثمانية
- عناصر المجموعة 4A نتذكر الكربون والسيليكون والجيرمانيوم: يكوّن **4** روابط
- عناصر المجموعة 5A نتذكر النيتروجين والفسفور: يكوّن **3** روابط ويستقر على قاعدة الثمانية، الفسفور ممكن يستقر بأكثر من ذلك
- عناصر المجموعة 6A نتذكر الأكسجين والكبريت: يكوّن **2** رابطة ويستقر على قاعدة الثمانية، الكبريت ممكن يستقر بأكثر من ذلك
- عناصر المجموعة 7A تستقر بتكوين رابطة واحدة وعلى قاعدة الثمانية

- أكتب تركيب لويس لكل من: L, X, U, M

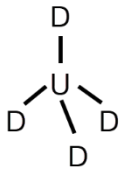
- أكتب تركيب لويس للجزيئات: XE_3, GD_2

GD_2		XE_3	
يكون رابطتين فيستقر مع بقاء زوجين غير رابط	يكون رابطة فيستقر	يكون رابطة فيستقر	يكون 3 روابط ليستقر [مستثنى من الثمانية]
			

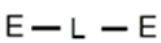
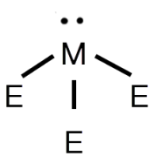
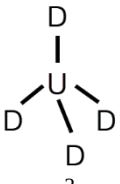
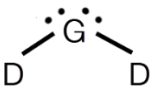
- أتوقع الشكل الفراغي لكل من المركبات الآتية: LE_2, XD_3, ME_3, UD_4

UD_4	ME_3	XD_3	LE_2
D يكون رابطة U يكون 4 روابط	E يكون رابطة M يكون 3 روابط وعليه زوج حر	D يكون رابطة X يكون 3 روابط بدون زوج حر لأنه مستثنى من الثمانية	E يكون رابطة L يكون رابطتين بدون أزواج حرة عليه لأنه مستثنى
			
رباعي الأوجه منتظم	هرم ثلاثي	مثلث مستو	خطي

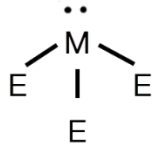
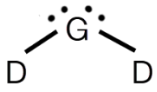
- أحدد الجزيء القطبي بين الجزيئات الآتية: GD_2, XD_3, UD_4, LE_2

LE_2	UD_4	XD_3	GD_2
			
غير قطبي	غير قطبي	غير قطبي	قطبي

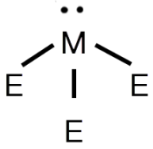
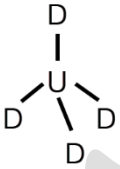
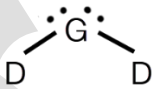
- أحدد نوع تهجين الذرة المركزية لكل من الجزيئات: BE2, CD3, ME3, UD4, GD2

LE_2	XD_3	ME_3	UD_4	GD_2
				
sp	sp^2	sp^3	sp^3	sp^3

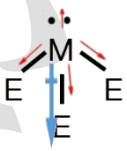
- أحدد مقدار الزاوية بين الروابط في كل من الجزيئات: XD_3, ME_3, GD_2

CD3	ME3	GD2
		
120°	107°	104.5°

- أحدد الجزيئات القطبية بين الجزيئات الآتية: LE_2, XD_3, ME_3, UD_4, GD_2

LE_2	XD_3	ME_3	UD_4	GD_2
				
غير قطبي	غير قطبي	قطبي	غير قطبي	قطبي

- أقارن بالرسم قطبية الجزيء: MJ_3 بالجزيء ME_3

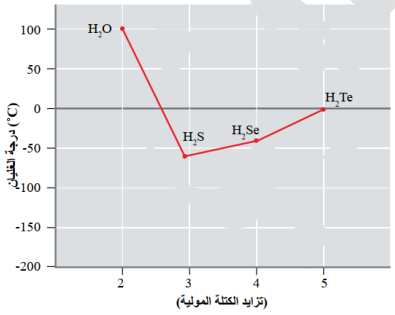
MJ_3	ME_3
	
يزداد العزم القطبي بسبب	يقل العزم القطبي بسبب
نفس اتجاه عزم الزوج غير الرابط	انعكاس اتجاه عزم الزوج غير الرابط

مساعدة: نستطيع تحديد الأكثر سالبية كهربائية كلما اتجهنا يمين الجدول الدوري حيث E أكثر كهروسالبية من M بينما J أقل كهروسالبية من M

- أحدد المادة الأعلى درجة غليان في الحالة السائلة A أم R وأفسر ذلك

كلاهما ذرات غاز نبيل لأنهما من المجموعة 8A وبالتالي قوى التجاذب بين الذرات هي قوى لندن، تزداد قوى لندن بازدياد العدد الذري [الكتلة المولية]، R الأعلى في العدد الذري وبالتالي كتلة مولية أكبر وأعلى درجة غليان

السؤال الحادي عشر: يبين الشكل المجاور تغير درجة غليان بعض مركبات عناصر المجموعة السادسة وفق ترتيبها في الجدول الدوري، أتأملها ثم أجيب عما يأتي:



- أحدد نوع قوى التجاذب في كل مركب منها

H_2O قوى هيدروجينية

والباقي: قوى ثنائية قطب

- أفسر الاختلاف الكبير في درجة غليان مركبات عناصر المجموعة بزيادة رقم دورتها في الجدول

يختلف الماء عن الباقي بشكل كبير لوجود الروابط الهيدروجينية بين جزيئاته

- أفسر تزايد درجة غليان مركبات عناصر المجموعة بزيادة رقم دورتها في الجدول الدوري

تزداد درجة الغليان للمركبات الباقية بزيادة رقم الدورة [أي زيادة العدد الذري] بسبب زيادة عدد الإلكترونات التي تزيد من الاستقطاب اللحظي يعني زيادة الكتلة المولية، فتزداد قوى لندن وترتفع درجة الغليان

السؤال الثاني عشر: أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة في ما يأتي:

1) العبارة غير الصحيحة في ما يتعلق بالأفلاك المهجنة، هي:

(أ) متماثلة في الطاقة

(ب) متماثلة في الشكل

(ج) متماثلة في الاتجاه الفراغي

(د) متماثلة في السعة

الإجابة الصحيحة: ج

2) الأمونيا أحد المركبات المهمة في صناعة الأسمدة و المنظفات. تتفاعل الأمونيا مع أيون الهيدروجين H^+ لتكوين NH_4^+ فإن نوع الرابطة التي تكونت في هذا التفاعل:

(أ) ثنائية القطب

(ب) رابطة هيدروجينية

(ج) رابطة أيونية

(د) رابطة تناسقية

الإجابة الصحيحة: د

3) المركب الذي يتخذ الشكل رباعي الأوجه المنتظم في ما يأتي، هو:

(أ) $SiCl_4$

(ب) BeF_2

(ج) OCl_2

(د) NF_3

الإجابة الصحيحة: أ

4) عدد الروابط سيجما وباي في الجزيء $CH_3CH = CH_2$، هو:

(أ) $2\pi\,, 8\sigma$

(ب) $1\pi\,, 9\sigma$

(ج) $1\pi\,, 8\sigma$

(د) $2\pi\,, 9\sigma$

الإجابة الصحيحة: ج

5) تتكون الرابطة $(H - C)$ في جزيء CH_4 من تداخل الأفلاك:

(أ) $s - p$

(ب) $p - p$

(ج) $s - sp^3$

(د) $sp^3 - sp^3$

الإجابة الصحيحة: ج

6) الشكل الفراغي الذي تكون فيه الزاوية بين الروابط 120°، هو:

(أ) هرم ثلاثي

(ب) مثلث مستو

(ج) منحن

(د) رباعي الأوجه منتظم

الإجابة الصحيحة: ب

7) الجزيئات التي تنشأ بينها قوى تجاذب ثنائية القطب في الحالة السائلة:

(أ) $SiCl_4$

(ب) BH_3

(ج) OCl_2

(د) BeF_2

الإجابة الصحيحة: ج

8) المادة التي تترابط جزيئاتها بروابط هيدروجينية:

(أ) CH_3F

(ب) CH_3OH

(ج) HCl

(د) CO_2

الإجابة الصحيحة: ب

9) أحد التحولات الآتية يصاحبها التغلب على قوى لندن فقط:

(أ) $CH_3NH_{2(l)} \rightarrow CH_3NH_{2(g)}$

(ب) $H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(l)}$

(ج) $C_2H_5OH_{(l)} \rightarrow C_2H_5OH_{(g)}$

(د) $CO_{2(l)} \rightarrow CO_{2(g)}$

الإجابة الصحيحة: د

10) المادة الأكثر ترابطًا في الحالة السائلة من بين المواد الآتية:

(أ) $CHCl_3$

(ب) BF_3

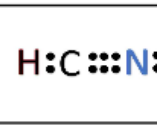
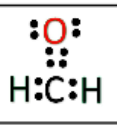
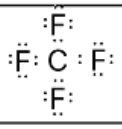
(ج) NH_3

(د) PH_3

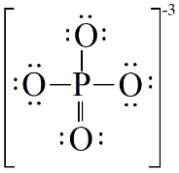
الإجابة الصحيحة: أ [الكتلة المولية مؤثرة بسبب 3 ذرات كلور]

حل أسئلة التفكير من كتاب الأنشطة

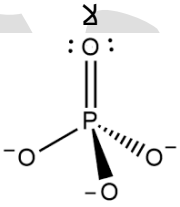
السؤال الأول: أكمل المعلومات الخاصة بالجزيئات CF_4, H_2CO, HCN كما في الجدول الآتي:

الجزيئات / المعلومات المطلوبة	HCN	H_2CO	CF_4
تركيب لويس			
الشكل الفراغي	خطي	مثلث مستو	رباعي الأوجه منتظم
نوع التهجين للذرة المركزية	sp	sp^2	sp^3
الزاوية المتوقعة بين الروابط	180	120	109.5
الأفلاك المتداخلة لتكوين الروابط	s-sp p-sp	s-sp^2 p-sp^2	p-sp^3

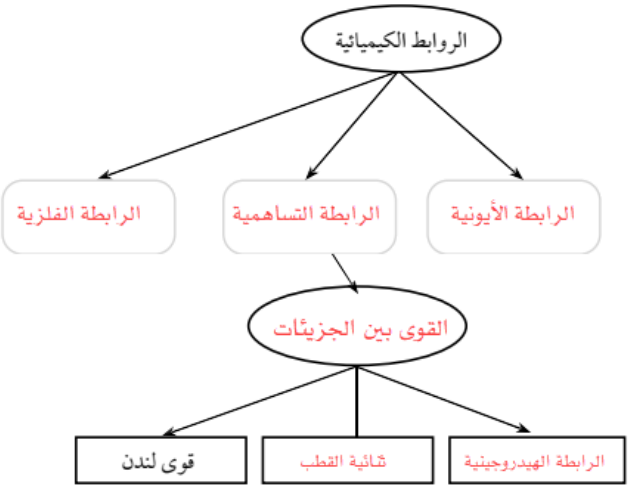
السؤال الثاني: إذا علمت أن العدد الذري لذرة الفسفور P=15 ولذرة الأكسجين O=8



- اكتب تركيب لويس للأيون PO_4^{3-}
- هل تحاط ذرة P بأزواج إلكترونات غير رابطة؟
- أرسم الشكل الفراغي المتوقع للأيون



السؤال الثالث: أدرس الخريطة المفاهيمية واملأ الفراغات بالمناسب



تهيئة قبل دراسة الوحدة الثانية

تهيئة بمراجعة معلومات سابقة مهمة من الصف العاشر

- المول وحدة دولية لقياس كمية المادة، حيث المول الواحد يعادل عدد أفوجادرو من الجسيمات
- الكتلة المولية نفس الكتلة الذرية عدديًّا لكن تختلف وحدتها، وهي g/mol
- هناك علاقة بين المول والكتلة المولية ومن خلالها نحسب الكتلة بالغرام $n = \frac{m}{Mr}$
- العناصر: نوع واحد من العناصر ولو تعددت الذرات، مثال: O_2 ، أما المركب فهو أكثر من نوع من العناصر، مثال: H_2O أما الجزيئات فهي كل العناصر التي ارتبطت ببعضها برابطة تساهمية سواء كان عنصر أو مركب
- أهم شحنات العناصر والمجموعات الأيونية للتمكن منها

العناصر الممثلة	نوعها وشحنتها
ليثيوم **Li** صوديوم **Na** بوتاسيوم **K**	فلزات 1+
مغنيسيوم **Mg** كالسيوم **Ca** باريوم **Ba**	فلزات 2+
ألمنيوم **Al**	فلز 3+
كربون **C**	لا فلز (يشارك بأربع روابط)
نيتروجين **N** فسفور **P**	لافلزات 3-
أكسجين **O** كبريت **S** سيلينيوم **Se**	لافلزات 2-
فلور **F** كلور **Cl** بروم **Br** يود **I**	لافلزات 1-

العناصر الانتقالية (فلزات)	الشحنة
الحديد الثنائي **Fe (II)**	2+
الحديد الثلاثي **Fe (III)**	3+
النحاس الأحادي **Cu (I)**	1+
النحاس الثنائي **Cu (II)**	2+
الخارصين **Zn**	2+
الرصاص **Pb**	2+
النيكل **Ni**	2+
الفضة **Ag**	1+
المجموعات الأيونية	**الاسم**
OH^-	هيدروكسيد
NO_3^-	نترات
NH_4^+	أمونيوم
CO_3^{2-}	كربونات
SO_4^{2-}	كبريتات
PO_4^{3-}	فوسفات

العنصر نوع واحد O_2
المركب أكثر من نوع عنصر H_2O

- تذكر أن الفلزات في المعادلة الكيميائية أحادية الذرة، مثال: Na , Cu , Fe بينما اللافلزات تتكوّن من جزيئات متعددة الذرات وأشهرها عائلة **two** يعني ثنائية الذرة، مثال: $H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2$ I_2

الوحدة الثانية: التفاعلات والحسابات الكيميائية

الدرس الأول: التفاعلات الكيميائية

تعريفات الدرس الأول:

- تفاعل الإحلال المزدوج: إحلال الأيون الموجب (أو السالب) من مركب محلّ الأيوت الموجب (أو السالب) من مركب آخر
- تفاعل الترسيب: تفاعل تظهر فيه مادة راسبة نتيجة خلط محلولين لملحين ذائبين
- تفاعل التعادل: تفاعل حمض مع قاعدة لإنتاج الملح والماء
- المعادلة الأيونية (الكاملة): المعادلة التي تظهر فيها الجسيمات التي في المحلول جميعها
- المعادلة الأيونية النهائية: المعادلة التي تظهر فيها الأيونات المتفاعلة فقط
- الأيونات المتفرجة: الأيونات التي لم تتغير في عدد ذراتها، وشحنتها، ولم تشترك في التفاعل ولم يحدث لها تغير كيميائي

أنواع التفاعلات الكيميائية

- تكتسب التفاعلات الكيميائية أهمية كبيرة في حياتنا اليومية، حيث تحدث في:

1- أجسام الكائنات الحية 2- المصانع 3- المختبرات

- في التفاعل الكيميائي تنتج مواد جديدة تختلف في خصائصها عن خصائص مكوناتها (المتفاعلات)

ما هي أنواع التفاعلات الكيميائية الرئيسية؟

1- تفاعلات الاتحاد (التكوين/التحضير)
2- تفاعلات التحلل (التفكك)
3- تفاعلات الإحلال (الإحلال الأحادي)
4- تفاعلات الإحلال المزدوج

لماذا صنف العلماء التفاعلات الكيميائية إلى أنواع رئيسية؟

لتسهيل دراسة تلك التفاعلات وما يحدث فيها من تغيرات على المواد المتفاعلة

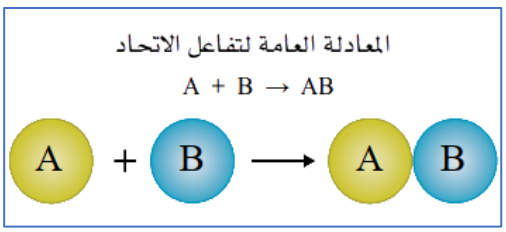
تفاعلات الاتحاد (التكوين/التحضير) Combination Reactions

ما المقصود بتفاعل الاتحاد؟

تفاعل كيميائي تتحد فيه مادتان أو أكثر (عناصر أو مركبات) لإنتاج مادة واحدة جديدة تختلف في خصائصها عن خصائص مكوناتها

ما المسميات الأخرى لتفاعل الاتحاد؟ ولماذا؟

التكوين أو التحضير؛ لأنه يؤدي إلى إنتاج مادة جديدة



تصنف تفاعلات الاتحاد بناء على أنواع المواد المتفاعلة (عناصر/مركبات) إلى:

1- اتحاد عنصر مع عنصر
2- اتحاد عنصر مع مركب
3- اتحاد مركب مع مركب

أمثلة على النوع الأول: اتحاد عنصر مع عنصر:

مثال (1)

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

اشتعال الصوديوم مع الكلور.

ملح كلوريد الصوديوم.

يشتعل فلز الصوديوم بضوء ساطع أصفر اللون عند إمرار غاز الكلور عليه، فينتج مركب كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) ولونه أبيض

مثال (2)

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

يتحد فلز الحديد عند تسخينه مع الكبريت مكوِّنًا كبريتيد الحديد، تذكر أن إشارة المثلث تعني التسخين والحرارة

مثال (3)

$$2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$$

يتفاعل المغنيسيوم مع غاز الأكسجين لتكوين أكسيد المغنيسيوم

ونقيس على ذلك وبشكل عام قاعدة: اتحاد العناصر مع الأكسجين ينتج منه أكسيد العناصر

مثلاً: اتحاد الكربون مع الأكسجين سينتج أكسيد الكربون سواء ثاني أكسيد أو أول أكسيد، أيضًا اتحاد الكالسيوم مع الأكسجين سينتج أكسيد الكالسيوم

ما لون الضوء الصادر عن احتراق فلز المغنيسيوم؟ ضوء ساطع أبيض

أمثلة على النوع الثاني: اتحاد عنصر مع مركب:

مثال (1)

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

يتفاعل أول أكسيد الكربون مع الأكسجين لإنتاج ثاني أكسيد الكربون

مثال (2)

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

يتفاعل حمض الكبريت (IV) H_2SO_3 مع الأكسجين لإنتاج حمض الكبريتيك (VI) H_2SO_3 (حمض الكبريت)

I II III IV V
1 2 3 4 5
VI VII VIII IX X
6 7 8 9 10

هذه الرموز لاتينية، IV تعني أربعة، أما VI فهي تعني ستة، وكل هذه الأرقام ترتبط بعدد التأكسد أو الشحنة الافتراضية التي تحملها ذرة الكبريت داخل المركب، ستدرس عدد التأكسد في الصف الثاني عشر

أمثلة على النوع الثالث: اتحاد مركب مع مركب:

مثال (1)

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

يتفاعل ثاني أكسيد الكبريت مع أكسيد الكالسيوم (الجير الحي) فينتج كبريتيت الكالسيوم

مثال (2)

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

يتفاعل أكسيد الكالسيوم (الجير الحي) مع الماء فينتج هيدروكسيد الكالسيوم (الجير المطفأ)

بشكل عام قاعدة: تتفاعل أكاسيد الفلزات مع الماء فينتج هيدروكسيد الفلز

عدد استخدامات الجير المطفأ $Ca(OH)_2$

1- مواد البناء 2- طلاء سيقان الأشجار 3- دباغة الجلود

مهم جدًا تمييز نوع التفاعل بالنظر إلى شكل المعادلة الكيميائية، أكثر من مادة متفاعلة ومركب واحد في الناتج معناه تفاعل اتحاد، طيب لو عكسنا ذلك، فما نوع التفاعل؟

سيكون تفاعل تحلل (تفكك) وهو الذي ستدرسه بعد هذا التفاعل

تفاعلات التحلل (التفكك) Decomposition Reactions

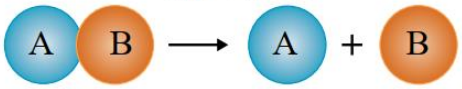
ما المقصود بتفاعل التحلل (التفكك)؟

تفاعل يتحلل فيه مركب واحد بوجود طاقة حرارية أو ضوئية أو كهربائية لإنتاج مادتين أو أكثر، وقد تكون المواد الناتجة عناصر أو مركبات

تفاعل التحلل عكس تفاعل الاتحاد

المعادلة العامة لتفاعل التحلل

$$AB \rightarrow A + B$$



الربطُ بالحياةِ

التخمر يعدّ التخمر من أقدم التفاعلات الكيميائية التي استخدمها الإنسان، حيث تتحلل فيه جزيئات الكربوهيدرات دون استخدام الأكسجين، ويسمى التخمر اللاهوائي، ولا يتطلب هذا التفاعل حرارة، وبدلًا من ذلك، فإنّ كائنات حية دقيقة هي المسؤولة عن إتمامه، وقد استخدمت هذه الطريقة في تحضير اللبن، والخبز، والخل.

تصنف تفاعلات التحلل بناء على أنواع المواد الناتجة (عناصر/مركبات) إلى:

1- تحلل مركب لإنتاج عنصرين
2- تحلل مركب لإنتاج مركبين أو أكثر
3- تحلل مركب لإنتاج عناصر ومركبات

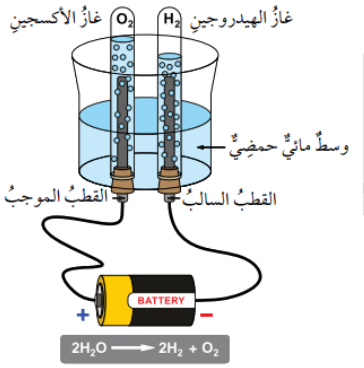
تصنف تفاعلات التحلل بناء الطريقة المستخدمة للتحلل وهي:

1- التحلل باستخدام الكهرباء
2- التحلل باستخدام الضوء
3- التحلل باستخدام التسخين [الحرارة]

أمثلة على النوع الأول: تحلل مركب لإنتاج عنصرين:

مثال (1)

$$2H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{تحليل كهربائي}} 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$$



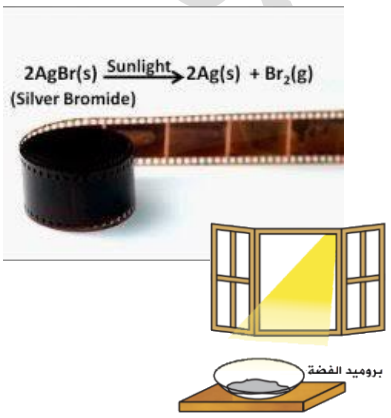
ينتج عنصرا الهيدروجين والأكسجين بالتحليل الكهربائي للماء

ما النسبة بين غازي الهيدروجين والأكسجين المتكونين؟

بالنظر إلى المعادلة: الهيدروجين ضعف كمية الأكسجين

مثال (2)

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



يتحلل بروميد الفضة بوجود الضوء وينتج عنصري الفضة والبروم

فيم يُستخدم بروميد الفضة؟ يُستخدم في طلاب الأفلام الفوتوغرافية

مثال (3)

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

يتحلل أكسيد الزئبق بالحرارة منتجًا عنصري الأكسجين والزئبق

ونقيس على ذلك وبشكل عام قاعدة: يتحلل أكسيد الفلز إلى فلز وغاز الأكسجين

أمثلة على النوع الثاني: تحلل مركب لإنتاج مركبين أو أكثر:

قاعدة: تتحلل كربونات الفلزات الهيدروجينية بالحرارة منتجة كربونات الفلز وبخار الماء وثاني أكسيد الكربون

مثال (1)

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

تتحلل كربونات الصوديوم الهيدروجينية بالحرارة إلى كربونات الصوديوم وبخار الماء وثاني أكسيد الكربون

قاعدة: تتحلل هيدروكسيدات الفلزات بالحرارة منتجة أكسيد الفلز وبخار المار

مثال (2)

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

يتحلل هيدروكسيد الكالسيوم بالحرارة منتجًا أكسيد الكالسيوم وبخار الماء

أمثلة على النوع الثالث: تحلل مركب لإنتاج عناصر ومركبات:

قاعدة: تتحلل كلورات الفلزات بالحرارة منتجة كلوريد الفلز وغاز الأكسجين

مثال (1)

$$2KClO_{3(s)} \xrightarrow{MnO_2/\Delta} 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

تتحلل كلورات البوتاسيوم بالحرارة وبوجود العامل المساعد ثاني أكسيد المنغنيز فينتج كلوريد البوتاسيوم وغاز الأكسجين

فيم يُستخدم هذا التفاعل أو ما فائدته؟ لإنتاج غاز الأكسجين في المختبر

مثال (2)

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

تتحلل ديكرومات الأمونيوم بالحرارة منتجة أكسيد الكروم وبخار الماء وغاز النيتروجين

ورقة عمل (11): تفاعل الاتحاد، تفاعل التحلل

حدد نوع التفاعلات إلى اتحاد أو تحلل ثم صنفها كما في المثال الأول، واملأ الفراغ فوق السهم

التفاعل	نوعه	تصنيف النوع
$2KClO_3 \xrightarrow{\Delta} 2KCl + 3O_2$	تحلل	تحلل مركب لإنتاج مركبين
$2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$		
$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$		
$CuCO_3 \rightarrow CuO + CO_2$		
$Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + 2NO_2 + \frac{1}{2}O_2$		
$2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$		
$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$		
$2AgBr \xrightarrow{\text{.....}} 2Ag + Br_2$		
$2H_2O \xrightarrow{\text{.....}} 2H_2 + O_2$		

تنبأ بنواتج التفاعلات الآتية وتأكد من موازنة المعادلات:

$2Ca + O_2 \rightarrow$ ... ...

$BaO + H_2O \rightarrow$ ... ...

$Mg(HCO_3)_2 \xrightarrow{\Delta}$ ... ...

$NaClO_3 \xrightarrow{\Delta}$ ... ...

شغل مخك

ما نوع التفاعل لو عكسنا تفاعلات التحلل السابقة؟

ضوء اللمبة

تفاعلات الإحلال Desplacement Reactions

ما المقصود بتفاعل الإحلال؟

هو تفاعل كيميائي يحل فيه عنصر محل عنصر آخر في أحد مركباته أو محلول أحد أملاحه

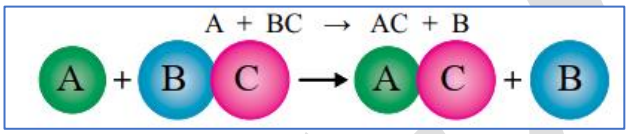
يسمى تفاعل الإحلال بالاستبدال ويحدث غالبًا في المحاليل المائية وهما نوعان:

1- الإحلال الأحادي 2- الإحلال المزدوج

الإحلال الأحادي

ما المقصود بتفاعل الإحلال الأحادي؟

هو تفاعل يحل فيه العنصر الأكثر نشاطًا كيميائيًّا محل الأقل نشاطًا منه والسبب اختلاف العناصر في نشاطها الكيميائي، ويُسمى أيضًا بالإحلال البسيط



حيث تشير الرموز A , B إلى فلزين أو لافلزين

تصنف تفاعلات الإحلال الأحادي إلى:

1- إحلال فلز محل فلز آخر
2- إحلال فلز محل الهيدروجين في الماء أو محلول الحمض
3- إحلال لافلز محل لافلز [مجموعة الهالوجينات]

أمثلة على إحلال فلز محل فلز آخر:

قاعدة عامة: هذه السلسلة فيها أشهر العناصر التي قد ترد في الأمثلة وتتضمن الهيدروجين بسبب تفاعل الفلزات معه، الأحرف باللون الأخضر زائدة وتكملة معنى الجملة الذهنية

بناء على هذه السلسلة يحل العنصر الأكثر نشاطًا محل العنصر الأقل نشاطًا في مركباته فيحدث التفاعل أما العكس فلا يحدث التفاعل

الربطُ بالحياةِ

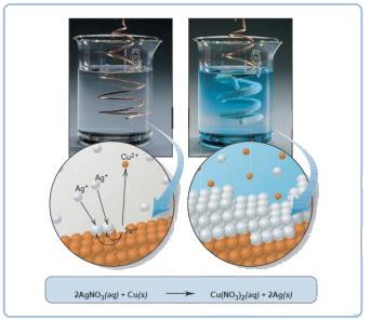
من التطبيقات على تفاعل الإحلال الأحادي تفاعل الثيرمايت الذي ينتج كمية كبيرة من الحرارة عند تفاعل فلزّ الألمنيوم مع أكسيد الحديد وفق المعادلة الآتية:

$$2Al + Fe_2O_3 \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$$

وبسبب حرارة عالية تنتج من التفاعل؛ فيستخدم في لحام قضبان السكك الحديدية.

مثال (1)

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



نقارن الفلزان، النحاس أنشط من الفضة وبالتالي سيحل محل الفضة في المركب، ويخرج الفضة على هيئة راسب

صيغة التفاعل اللفظية: يتفاعل النحاس مع محلول نترات الفضة فينتج نترات النحاس وتترسب ذرات الفضة

ماذا يحدث لو عكسنا الفلزات، فهل يتفاعل الفضة مع محلول نترات النحاس؟

لن يحدث التفاعل تلقائيًّا لأن الفضة أقل نشاط من النحاس فلن تحل محله في المركب

مثال (2)

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

يحل الألمنيوم محل الرصاص في محلول نترات الرصاص، فينتج محلول نترات الألمنيوم وتترسب ذرات الرصاص

لماذا يحل الألمنيوم محل الرصاص؟ لأن الألمنيوم قبل الرصاص في سلسلة النشاط الكيميائي فهو أنشط منه

مثال (3)

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

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

يحل المغنيسيوم محل النيكل في محلول كبريتات النيكل في حين لا يحل النيكل محل المغنيسيوم

أفكر ص60 هل يمكن استخلاص عنصر الخارصين من محلول أملاحه باستخدام الفضة؟

نسأل أنفسنا ما هي المتفاعلات؟ الجواب: محلول فيه خارصين مثلاً كبريتات الخارصين $ZnSO_4$ تتفاعل مع الفضة Ag فهل فعلاً يحدث تفاعل وتتكوّن نواتج ومنها ترسب ذرات الخارصين (هذا معنى الاستخلاص، أي استخراج العنصر من مركباته)

ننظر إلى سلسلة النشاط الكيميائي: هل الفضة أنشط من الخارصين حتى تحل محله في المركب، الجواب: لا وبالتالي لا يمكن استخلاص الخارصين بهذه الطريقة

أمثلة على إحلال الفلز محل الهيدروجين في الماء أو محلول الحمض:

قواعد:

- كل الفلزات قبل الهيدروجين في السلسلة تحل محله في محلول الحمض، والتي بعده كالفضة والنحاس لا تحل محل الهيدروجين في محلول الحمض
- الفلزات من المجموعة **1A, 2A** تحل محل الهيدروجين في الماء (هذا المطلوب منا)، أما الفلزات الأخرى فلن تتفاعل مع الماء بل مع بخار الماء (وهذا الأخير غير مطلوب منا دراسته) ونواتج التفاعل فيه مختلفة
- إذا تفاعل الفلز مع محلول الحمض فالناتج كلوريد الفلز وغاز الهيدروجين
- إذا تفاعل الفلز مع الماء فالناتج هيدروكسيد الفلز وغاز الهيدروجين

مثال (1)

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

يحل الصوديوم محل الهيدروجين في الماء فينتج هيدروكسيد الصوديوم ويخرج الهيدروجين على هيئة غاز

مثال (2)

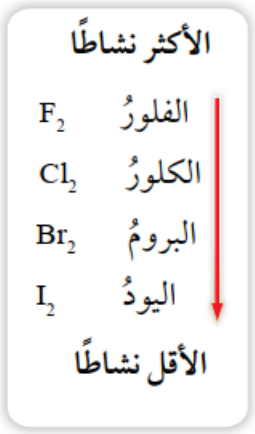
$$Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

يحل المغنيسيوم محل الهيدروجين في محلول الحمض المخفف فينتج كلوريد المغنيسيوم ويخرج الهيدروجين على هيئة غاز

أمثلة على إحلال لا فلز محل لافلز:

سندرس لافلزات المجموعة السابعة **7A** وهي الهالوجينات، وسلسلة نشاطها الكيميائي كما في الصورة المجاورة

قاعدة عامة: يحل الهالوجين الأكثر نشاطًا محل الهالوجين الأقل نشاطًا في مجموعته، أنشط الهالوجينات هو الفلور وأقلها نشاطًا هو اليود



مثال (1)

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

$$Br_{2(l)} + 2NaCl_{(aq)} \rightarrow \text{لا يحدث تفاعل}$$

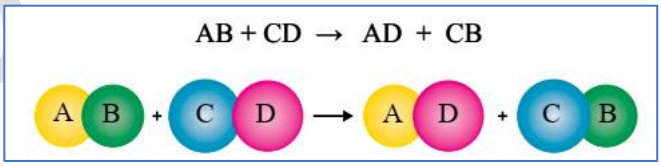
يحل الكلور محل البروم في محللو بروميد الصوديوم فينتج كلوريد الصوديوم ويخرج البروم، بينما لن يحدث العكس حيث البروم أقل نشاطًا من الكلور فلن يحل محله

تعزيز مفيد للطالب: الحالة الفيزيائية للهالوجينات في الظروف الطبيعية: الفلور والكلور في الحالة الغازية، البروم في الحالة السائلة، اليود في الحالة الصلبة، وكل الهالوجينات ثنائية الذرة

الإحلال المزدوج

ما المقصود بتفاعل الإحلال المزدوج؟

تفاعل كيميائي فيه عنصران يحل كل منهما محل الآخر في مركباتهما أو المحلول المائي لأملاحهما



تصنف تفاعلات الإحلال المزدوج إلى:

1- تفاعل الترسيب
2- تفاعل يصاحبه انطلاق غاز
3- تفاعل التعادل

ما المقصود بتفاعل الترسيب؟

تفاعل تظهر فيه مادة راسبة نتيجة خلط محلولين لملحين ذائبين

ينتج من مزج بعض المحاليل المائية أحيانًا مركب غير ذائب أو شحيح الذوبان في الماء فيترسب في وعاء التفاعل، ويمكننا توقع تكون الراسب عن طريق هذه القواعد العامة لذائبية الأملاح (من كتاب الأنشطة)

الأملاح	الذائبيّة	الاستثناء
الصوديوم، والبوتاسيوم، والأمونيوم	ذائبة	بعضُ مركبات الليثيوم
النترات	ذائبة	---
الكبريتات	ذائبة	مركباتُ كلٍّ من: الرصاص، الفضة، الزئبق، الباريوم، الكالسيوم، السترونشيوم
الكلوريدات، البروميدات، الأيودات	ذائبة	مركبات الفضة وبعض مركبات الرصاص والزئبق
الكربونات، الفوسفات، الكرومات، الكبريتيدات، الهيدروكسيدات	أغلبها غير ذائبة	مركبات الصوديوم والبوتاسيوم، والأمونيوم

أمثلة على تفاعل الترسيب:

مثال (1)

$$Na_2CO_{3(aq)} + CuSO_{4(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(aq)} + CuCO_{3(s)}$$

يتفاعل كربونات الصوديوم مع كبريتات النحاس، يتم استبدال موقع الأيونات الموجبة أو السالبة فينتج كبريتات الصوديوم وكربونات النحاس

نطبق القواعد من الجدول: أملاح الكربونات وأملاح الكبريتات، كل الكبريتات ذائبة ما عدا المذكور في الجدول والصوديوم ليس منها وبالتالي هو ذائب

أما أملاح الكربونات فهي غير ذائبة ما عدا المذكور في الجدول والنحاس ليس منها وبالتالي كربونات النحاس راسب لا يذوب

تنبيه: مهم الطالب في هذه المرحلة يتذكر أسماء المجموعات الأيونية وكيفية كتابة الصيغة بشكل صحيح والتسمية الصحيحة أيضًا، وهذه المعلومات تم دراستها في الصف العاشر

مثال (2)

$$KCl_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)} + KNO_{3(aq)}$$

يتفاعل كلوريد البوتاسيوم مع نترات الفضة، فينتج كلوريد الفضة ونترات البوتاسيوم،

نطبق قواعد الذائبية من الجدول، كل أملاح الكلوريد ذائبة ما عدا المذكور في الجدول والفضة مذكورة لذا كلوريد الفضة راسب

بينما أملاح النترات كلها ذائبة لذا نترات البوتاسيوم ذائب في المحلول

أمثلة على تفاعلات يصاحبها انطلاق غاز:

مثال (1)

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

يتفاعل كربونات الكالسيوم مع محلول حمض الهيدروكلوريك فينتج كلوريد الكالسيوم وماء وثاني أكسيد الكربون

حيث يتكون حمض الكربونيك H_2CO_3 الذي يتفكك إلى ماء وغاز ثاني أكسيد الكربون

قاعدة عامة: كربونات الفلز إذا تفاعلت مع حمض الهيدروكلوريك سينتج كلوريد الفلز وماء وغاز ثاني أكسيد الكربون

مثال (2)

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

يتفاعل كبريتيد الحديد (II) مع محلول حمض الهيدروكلوريك فينتج كلوريد الحديد وغاز كبريتيد الهيدروجين

قاعدة عامة: كبريتيد الفلز إذا تفاعل مع حمض الهيدروكلوريك سينتج كلوريد الفلز وغاز كبريتيد الهيدروجين

ما المقصود بتفاعل التعادل؟ [مهم للصف الثاني عشر]

تفاعل يحدث بين محاليل الحموض والقواعد القوية وينتج منه الملح والماء

في تفاعل التعادل تتعادل أيونات الهيدروجين H^+ الناتجة من تأين الحمض مع أيونات الهيدروكسيد OH^- الناتجة من تأين القاعدة، فينتج الماء

لنتذكر الحموض القوية والقواعد القوية من الصف التاسع

الحموض القوية الشائعة		القواعد القوية الشائعة	
حمض الهيدروكلوريك	HCl	هيدروكسيد الليثيوم	$LiOH$
حمض الهيدروبروميك	HBr	هيدروكسيد الصوديوم	$NaOH$
حمض الهيدرويوديك	HI	هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH
حمض البيركلوريك	$HClO_4$	هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2$
حمض النيتريك	HNO_3	هيدروكسيد الباريوم	$Ba(OH)_2$
حمض الكبريتيك	H_2SO_4		

مثال (1)

الحمض القوي في صيغته ذرة هيدروجين ستتحول إلى أيون هيدروجين عند ذوبان الحمض في الماء، مثال:

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$$

القاعدة القوية في صيغتها مجموعة الهيدروكسيد ستتحول إلى أيون الهيدروكسيد عند ذوبان القاعدة، مثال:

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

تتحد تلك الأيونات ليتكون الماء في المحلول (الخليط من الحمض والقاعدة): $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

وتتحد الأيونات الأخرى ليتكون الملح (مركب أيوني): $Na^+ + Cl^- \rightarrow NaCl$

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

مثال (2)

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

يتفاعل حمض الكبريتيك مع هيدروكسيد الليثيوم فينتج ملح كبريتات الليثيوم والماء

أتحقق ص63: ما الفرق بين تفاعلي التعادل والترسيب؟

تفاعل التعادل هو تفاعل بين محلولي الحمض القوي والقاعدة القوية فينتج ملح وماء

بينما تفاعل الترسيب هو تفاعل بين محاليل مائية أغلبها أملاح فتنتج مادة ذائبة ومادة راسبة [غير ذائبة]

الربطُ بالطبِّ

تُنتِجُ المعدةُ حمض الهيدروكلوريك الذي يساعد على هضم الطعام، ولكن زيادته في المعدة تؤدي إلى شعور الفردِ بالحُرقة (حموضة المعدة)، لذلك يَنصح الطبيبُ بتناول الأقراص المضادّة للحموضة التي تحتوي مركّبًا قاعديًّا مثل هيدروكسيد المغنيسيوم؛ إذ يتفاعلُ مع حمضِ الهيدروكلوريك في المعدة ويؤدّي إلى التعادل، وتختفي حُرقة المعدة ويشعرُ الفرد بالارتياح.

- نميز تفاعلات التعادل: حمض وقاعدة في المتفاعلات والماء والملح في النواتج
- نميز تفاعلات الترسيب: مركب + مركب وفي النواتج مادة صلبة
- نميز تفاعلات يصاحبها انطلاق غاز: مركب + مركب وفي النواتج مادة غازية
- نميز تفاعلات الإحلال الأحادي: عنصر + مركب في المتفاعلات وأيضًا في النواتج مع تبديل الأماكن

م. مريم السرطاوي

ورقة عمل (12): تفاعلات الإحلال

حدد نوع تفاعل الإحلال ثم صنفه كما في المثال الأول والثاني

التفاعل	نوعه	تصنيف النوع
$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow NaCl + BaSO_{4(s)}$	إحلال مزدوج	تفاعل الترسيب
$Mg + HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$	إحلال أحادي	يحل الفلز محل الهيدروجين
$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + H_2O$		
$KCl + AgF \rightarrow KF + AgCl_{(s)}$		
$Ca(OH)_2 + HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$		
$Br_2 + KI \rightarrow KBr + I_2$		
$CuCl_2 + NaOH \rightarrow NaCl + Cu(OH)_{2(s)}$		
$Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$		
$KCN + HCl \rightarrow KCl + HCN_{(g)}$		
$K + H_2O \rightarrow KOH + H_2$		
$NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_{2(g)}$		

تنبأ بنواتج التفاعلات الآتية وتأكد من موازنة المعادلات:

$Zn + NiCl_2 \rightarrow$ ... ...

$Li + H_2O \rightarrow$ ... ...

$HCl + KOH \rightarrow$ ... ...

$NaHCO_3 + HBr \rightarrow$ ... ...

$F_2 + NaCl \rightarrow$ ... ...

$KCl + AgNO_3 \rightarrow$ ... ...

المعادلة الأيونية

استخدم الكيميائيون المعادلة الأيونية لتوضيح التفاعلات التي تحدث في المحاليل المائية

ما المقصود بالمعادلة الأيونية (الكاملة)؟

معادلة كيميائية تظهر فيها الجسيمات المتفاعلة والناتجة جميعها في المحلول المائي

ما الفرق بين المعادلة الأيونية (الكاملة) والمعادلة الكيميائية؟

المعادلة الكيميائية توضح الصيغ الكيميائية للمواد المتفاعلة والناتجة بينما المعادلة الأيونية توضح الجسيمات (الأيونات الموجبة والسالبة) المتفاعلة والناتجة جميعها في محاليل المركبات الأيونية

ما المقصود بالمعادلة الأيونية النهائية (الصافية)؟

هي المعادلة الأيونية الكاملة بعد حذف الأيونات المتفرجة، أي أنها المعادلة الأيونية التي يظهر فيها الجسيمات المتفاعلة فقط

ما المقصود بالأيونات المتفرجة؟

هي الأيونات التي لم تشترك في التفاعل ولم يطرأ عليها أي تغير كيميائي

ونميز تلك الأيونات من المعادلة الأيونية الكاملة حيث تتكرر تلك الأيونات على طرفي المعادلة ونحذفها

(نشطب المتفرجين فنحصل على المعادلة الأيونية النهائية)

قاعدة عامة: نفكك المحاليل المائية aq إلى أيونات موجبة وسالبة، ونترك المواد السائلة والصلبة والغازية كما هي

مثال توضيحي (1): يتفاعل محلول نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$ مع محلول يوديد البوتاسيوم KI فينتج محلول نترات البوتاسيوم KNO_3 ويترسب يوديد الرصاص PbI_2

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

المعادلة الأيونية (الكاملة):

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

الأيونات المتفرجة: K^+ ، NO_3^- نشطبها من طرفي المعادلة

$$Pb^{2+}_{(aq)} + \cancel{2NO_{3\,(aq)}^-} + \cancel{2K^+_{(aq)}} + 2I^-_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + \cancel{2K^+_{(aq)}} + \cancel{2NO_{3\,(aq)}^-}$$

المعادلة الأيونية النهائية (الصافية):

$$Pb^{2+} + 2I^- \rightarrow PbI_{2(s)}$$

يتضح أن أيونات الرصاص تتفاعل مع أيونات اليوديد فينتج يوديد الرصاص على شكل راسب أصفر اللون

الربطُ بالحياةِ

يُستخدَمُ يوديد الرصاص PbI_2 بصفته مادة ملونة في صناعة الدّهانات؛ حيث يكسِبُها اللّونَ الأصفر، ومن أبرز طرائق تحضيرِه: تفاعلُ محلول يوديد البوتاسيوم KI مع محلول نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$ فيترسب يوديد الرصاص PbI_2.

تُحقق المعادلة الأيونية النهائية الموزونة قانون حفظ الكتلة وقانون حفظ الشحنة، حيث نوع وعدد الذرات وأيضًا مجموع الشحنات الكلي على طرفي المعادلة هو نفسه

الجدولُ (1): تحقيقُ قانوني حفظِ الكتلة وحفظ الشحنة في المعادلة الأيونيّة.

	الموادّ المُتفاعِلة	الموادّ الناتجة
الموادّ المُتفاعِلة والناتجة	$Pb^{2+}_{(aq)} + 2I^{-}_{(aq)}$	$PbI_{2(s)}$
موازنةُ الصيغ الكيميائيّة	1Pb , 2I	1Pb , 2I
موازنةُ الشحنات	$(1 \times +2) + (2 \times -1) = 0$	0

مثال ص23: يتفاعل محلول كلوريد النحاس (II) $CuCl_2$ مع محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH ليتكون محلول كلوريد الصوديوم NaCl ويترسب هيدروكسيد النحاس (II) $Cu(OH)_2$

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

المعادلة الأيونية (الكاملة):

$$Cu^{2+} + 2Cl^{-} + 2Na^{+} + 2OH^{-} \rightarrow 2Na^{+} + 2Cl^{-} + Cu(OH)_{2(s)}$$

الأيونات المتفرجة: Na^{+} , Cl^{-} نشطبها من طرفي المعادلة

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

المعادلة الأيونية النهائية (الصافية):

$$Cu^{2+} + 2OH^{-} \rightarrow Cu(OH)_{2(s)}$$

مثال ص24: يتفاعل محلول نترات الفضة $AgNO_3$ مع محلول بروميد الصوديوم NaBr فيتكون محلول نترات الصوديوم $NaNO_3$ ويترسب بروميد الفضة AgBr، أكتب معادلة التفاعل الموزونة، المعادلة الأيونية، المعادلة الأيونية النهائية

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

المعادلة الأيونية (الكاملة):

$$Ag^{+} + NO_3^{-} + Na^{+} + Br^{-} \rightarrow Na^{+} + NO_3^{-} + AgBr_{(s)}$$

الأيونات المتفرجة: Na^{+} , NO_3^{-} نشطبها من طرفي المعادلة

$$Ag^{+}_{(aq)} + NO^{-}_{3\,(aq)} + Na^{+}_{(aq)} + Br^{-}_{(aq)} \rightarrow AgBr_{(s)} + Na^{+}_{(aq)} + NO^{-}_{3\,(aq)}$$

المعادلة الأيونية النهائية (الصافية):

$$Ag^{+} + Br^{-} \rightarrow AgBr_{(s)}$$

مثال ص24: يتفاعل محلول حمض الهيدروكلوريك HCl مع محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH وفق المعادلة الآتية:

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

أكتب المعادلة الأيونية النهائية

المعادلة الأيونية (الكاملة):

$$H^{+} + Cl^{-} + K^{+} + OH^{-} \rightarrow K^{+} + Cl^{-} + H_2O_{(l)}$$

الأيونات المتفرجة: K^{+} , Cl^{-} نشطبها من طرفي المعادلة

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

المعادلة الأيونية النهائية (الصافية):

$$H^{+} + OH^{-} \rightarrow H_2O_{(l)}$$

مثال ص25: اعتماداً على المعادلة الكيميائية الموزونة:

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

أكتب المعادلة الأيونية النهائية

المعادلة الأيونية (الكاملة):

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

الأيونات المتفرجة: Na^+, Cl^- نشطبها من طرفي المعادلة

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

المعادلة الأيونية النهائية (الصافية):

$$2H^+ + S^{2-} \rightarrow H_2S_{(g)}$$

أتحقق ص25: يتفاعل محلول كلوريد الألمنيوم $AlCl_3$ مع محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH فينتج محلول كلوريد الصوديوم NaCl ويترسب هيدروكسيد الألمنيوم $Al(OH)_3$، أكتب المعادلة الأيونية والمعادلة الأيونية النهائية

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

المعادلة الأيونية (الكاملة):

$$Al^{3+} + 3Cl^- + 3Na^+ + 3OH^- \rightarrow 3Na^+ + 3Cl^- + Al(OH)_{3(s)}$$

الأيونات المتفرجة: Na^+, Cl^- نشطبها من طرفي المعادلة

المعادلة الأيونية النهائية (الصافية):

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

ورقة عمل (13): المعادلة الأيونية

اكتب المعادلات الأيونية، والمعادلات الأيونية النهائية وحدد الأيونات المتفرجة للتفاعلات الآتية بعد موازنة كل تفاعل:

$$BaCl_{2(aq)} + Na_2SO_{4(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + BaSO_{4(s)}$$

$$Ca(OH)_{2(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$$

$$KCN_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow KCl_{(aq)} + HCN_{(g)}$$

$$H_2SO_{4(aq)} + Ca(OH)_{2(aq)} \rightarrow CaSO_{4(aq)} + H_2O_{(l)}$$

تحدٍّ: يتفاعل محلول فوسفات البوتاسيوم K_3PO_4 مع محلول نترات الكالسيوم $Ca(NO_3)_2$ فينتج محلول نترات البوتاسيوم KNO_3 ويترسب فوسفات الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$، أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الموزونة ثم اكتب المعادلة الأيونية النهائية

حل مراجعة الدرس الأول

السؤال الأول: أقارن بين أنواع التفاعلات الكيميائية من حيث المواد المتفاعلة والناتجة

التفاعل	المواد المتفاعلة	المواد الناتجة
الاتحاد	مادتان أو أكثر (عناصر، مركبات)	مادة واحدة (مركب)
التحلل	مادة واحدة (مركب)	مادتان أو أكثر (عناصر، مركبات)
الإحلال الأحادي	عنصر أكثر في نشاطه الكيميائي مع محلول لأحد أملاح عنصر أقل نشاطًا	العنصر الأكثر نشاطًا يحل في محلول الملح، والأقل نشاطًا يترسب
الإحلال المزدوج	محاليل مائية لمركبين	يستبدل الأيونان الموجبان أو السالبان موقعهما في المحلولين فينتج: راسب، غاز، سائل

السؤال الثاني: أوضح المقصود بكل من تفاعل الترسيب، المعادلة الأيونية النهائية، الأيونات المتفرجة

الإجابة في المحتوى

السؤال الثالث: يتفاعل محلول فوسفات الصوديوم Na_3PO_4 مع محلول كلوريد الحديد (III) $FeCl_3$ فينتج محلول كلوريد الصوديوم $NaCl$ ويترسب فوسفات الحديد (III) $FePO_4$، أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الموزونة ثم اكتب المعادلة الأيونية، وحدد الأيونات المتفرجة ثم المعادلة الأيونية النهائية

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

المعادلة الأيونية (الكاملة):

$$3Na^+ + PO_4{}^{3-} + Fe^{3+} + 3Cl^- \rightarrow 3Na^+ + 3Cl^- + FePO_{4(s)}$$

الأيونات المتفرجة: Na^+ ، Cl^- نشطبها من طرفي المعادلة

المعادلة الأيونية النهائية (الصافية):

$$PO_4{}^{3-} + Fe^{3+} \rightarrow FePO_{4(s)}$$

السؤال الرابع: أصنف المعادلات الكيميائية الآتية إلى أنواعها الرئيسة: الاتحاد، التحلل، الإحلال الأحادي، الإحلال المزدوج

التفاعل	نوع التفاعل
أ. $HNO_{3(aq)} + LiOH_{(aq)} \rightarrow LiNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$	إحلال مزدوج [تعادل]
ب. $CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow CaCO_{3(s)}$	اتحاد [مركب ومركب]
جـ. $Fe_{(s)} + 2AgNO_{3(aq)} \rightarrow Fe(NO_3)_{2(aq)} + 2Ag_{(s)}$	إحلال أحادي [فلز محل فلز]
د. $NH_4NO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} N_2O_{(g)} + 2H_2O_{(g)}$	تحلل [مركب إلى مركبين]

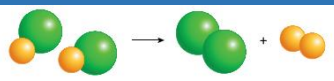
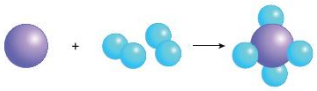
السؤال الخامس: أستنتج نوع تفاعلات الإحلال المزدوج (ترسيب، تعادل، إطلاق غاز) في المعادلات الآتية:

تفاعل الإحلال المزدوج	تصنيف التفاعل
أ. $HBr_{(aq)} + KCN_{(aq)} \rightarrow HCN_{(g)} + KBr_{(aq)}$	إطلاق غاز
ب. $BaCl_{2(aq)} + K_2CO_{3(aq)} \rightarrow 2KCl_{(aq)} + BaCO_{3(s)}$	ترسيب
جـ. $HI_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaI_{(aq)} + H_2O_{(l)}$	تعادل

السؤال السادس: أفسر: يحل عنصر الفلور F_2 محل عنصر اليود I_2 في محلول مائي ليوديد البوتاسيوم KI

الفلور أكثر نشاطًا من اليود في سلسلة النشاط الكيميائي للهالوجينات لذا يحل محله في مركباته

السؤال السابع: أستنتج معادلة كيميائية عامة تمثل كلا من التفاعلين الآتيين:

$2AB \rightarrow A_2 + B_2$	
$A + 2B_2 \rightarrow AB_4$	

الدرس الثاني: التركيز المحاليل

تعريفات الدرس الثاني:

- التركيز: نسبة كمية المادة المذابة في كمية محددة من المذيب أو المحلول
- محلول مركز: محلول يحتوي على كمية كبيرة من المذاب في حجم معين من المذيب
- محلول مخفف: محلول يحتوي على كمية قليلة من المذاب في حجم معين من المذيب
- الكسر المولي: النسبة بين عدد مولات المادة المذابة أو المذيب في المحلول إلى عدد المولات الكلية للمذاب والمذيب
- النسبة المئوية بالكتلة: النسبة المئوية بين كتلة المذاب إلى كتلة المحلول
- النسبة المئوية بالحجم: النسبة المئوية بين حجم المذاب إلى حجم المحلول
- المولارية: عدد مولات المذاب في لتر واحد من المحلول
- المولالية: عدد مولات المذاب في 1 Kg من المذيب
- المحاليل القياسية: محاليل معلومة التركيز بدقة

طرق التعبير عن تركيز المحلول

- في مجال الصناعات الكيميائية سواء في صناعة الأدوية، الأغذية، المنظفات وغيرها فإننا نتعامل مع نسب معينة من المواد وكذلك تركيز معين من المحاليل

التركيز: نسبة كمية المادة المذابة في كمية محددة من المذيب أو المحلول

ما هي طرق التعبير عن تركيز المحلول كمِّيًّا؟

وذلك كنسبة بين كميات المذاب إلى المذيب أو المحلول

[1] الكسر المولي

[2] النسبة المئوية: 1- بالكتلة 2- بالحجم

[3] المولارية

[4] المولالية

ما هي طرق التعبير عن تركيز المحلول وصفيًّا؟

[1] محلول مركز: يحتوي على كمية كبيرة من المذاب في حجم معين من المذيب

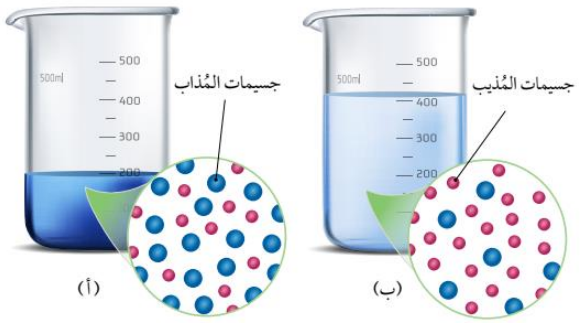
[2] محلول مخفف: يحتوي على كمية قليلة من المذاب في حجم معين من المذيب

- مثال: في وعائين 1 لتر ماء "مذيب" نفس الحجم

يوضع في الأول: 200 g سكر وفي الثاني 20g سكر، الأول مركز والثاني مخفف

في الصورة المقابلة: المذاب تزداد كميته وحجم المذيب ثابت، فيشتد اللون بسبب زيادة التركيز

- مثال: أو نحصل على المحلول المخفف من المحلول المركز
(أ) محلول مركز
- (ب) إضافة المزيد من المذيب "الماء" إلى المحلول المركز فيصبح محلولا مخففا



تمييز بعض المصطلحات للتمكن من قوانين حساب التركيز:

المذاب: solute
المذيب: solvent
المحلول: Solution

الكسر المولي Mole Fraction (X)

الكسر المولي: النسبة بين عدد مولات المادة المذابة أو المذيب في المحلول إلى 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	الكسر المولي للمذيب	n_a	عدد مولات المذيب
X_b	الكسر المولي للمذاب	n_b	عدد مولات المذاب

وقد يُعبر عن الكسر المولي بنسبة مئوية، أيضا مجموع الكسر المولي $X_a + X_b = 1$

مثال ص72: إذا علمت أن غلايكول الإيثيلين $C_2H_6O_2$ (EG) يُستخدم على نطاق واسع في خفض درجة تجمد الماء داخل مشع السيارة وكان عدد مولات الماء 4 mol وعدد مولات غلايكول الإيثيلين 1.25 mol فاحسب الكسر المولي لكل من الماء وغلايكول الإيثيلين

مطلوب الكسر المولي لكل من المذاب X_{EG} والمذيب X_{H_2O}

المعطيات: عدد مولات كل منهما: $n_{EG} = 1.25\ mol$ $n_{H_2O} = 4\ mol$

$$X_{H_2O} = \frac{4}{4 + 1.25} = 0.762$$

$$X_{EG} = \frac{1.25}{4 + 1.25} = 0.238$$

الكسر المولي للمذاب EG = 0.238 ونسبته المئوية 23.8%

الكسر المولي للمذيب H_2O = 0.762 ونسبته المئوية 76.2%

مثال ص73: احسب الكسر المولي للإيثانول C_2H_6O في محلول تكوّن من خلط 300 g منه مع 27.777 mol من الماء. علمًا أن الكتلة المولية Mr= 46 g/mol (C_2H_6O)

مطلوب الكسر المولي للمذاب وهو الإيثانول $X_{Ethanol}$

المعطيات: عدد مولات المذيب $n_{H_2O} = 27.777\ mol$

كتلة الإيثانول = 300 g والكتلة المولية = 46 g/mol

- نحسب مولات الإيثانول باستخدام الكتلة والكتلة المولية:

$$n_{Ethanol} = \frac{m}{Mr} = \frac{300}{46} = 6.522\ mol$$

$$X_{Ethanol} = \frac{6.522}{27.777 + 6.522} = \frac{6.522}{34.299} = 0.19$$

أتحقق ص 73: احسب الكسر المولي لكل من الماء وحمض الهيدروكلوريك HCl في محلول منهما، علمًا أن عدد مولات الماء 2 mol وعدد مولات حمض الهيدروكلوريك 2.5 mol

مطلوب الكسر المولي لكل من المذاب X_{HCl} والمذيب X_{H_2O}

المعطيات: عدد مولات كل منهما: $n_{HCl} = 2.5\ mol$ $n_{H_2O} = 2\ mol$

$$X_{H_2O} = \frac{2}{2 + 2.5} = 0.44$$

$$X_{HCl} = \frac{2.5}{2 + 2.5} = 0.56$$

فائدة: نعتبر الماء هو المذيب ولو كانت نسبته أقل، لأن الماء وسط جيد لإذابة معظم المواد بخلاف غيره

النسبة المئوية بالكتلة Mass Percent (m%)

النسبة المئوية بالكتلة: النسبة المئوية بين كتلة المذاب إلى كتلة المحلول

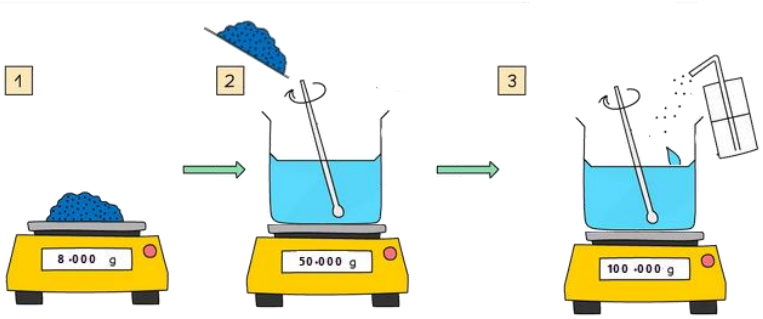
كتلة المحلول = كتلة المذاب + كتلة المذيب

تستعمل النسبة المئوية بالكتلة في التعبير عن التركيز إذا كان المذاب صُلبًا والمذيب سائلاً

ويمكن وصف النسبة المئوية بالكتلة: بعدد غرامات المذاب في 100 g من المحلول

كيف نحضّر محلولاً من مادة صُلبة في الماء بحيث يكون التركيز 8 % بالكتلة؟

- يوزن 8 g من المادة الصُّلبة
- نضع الوعاء على الميزان ونصفّره، ثم نضع فيه القليل من الماء المقطر
- يضاف الملح إلى الوعاء ويحرك حتى يذوب
- تستمر إضافة الماء المقطر إلى الوعاء حتى يصبح الوزن المقروء = 100 g وهذه كتلة المحلول
- كتلة المذيب الفعلية = 100 - 8 أي 92 g



الربط بالصحة

يُستخدَم في المستشفيات محلول ملحي فسيولوجي (Normal Saline) بتركيز 0.9 % بالكتلة؛ حيث يُحَضَّرُ المحلولُ بإذابة 0.9 g من ملح NaCl في كمية قليلة من الماء، ثم إضافة الماء إلى المحلول حتى تصبح كتلته 100 g. ويُستخدَم هذا المحلول في تعويض نقص السوائل في الجسم.

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

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

$m\%$	النسبة المئوية بالكتلة
$m\ of\ solute$	كتلة المذاب
$m\ of\ solution$	كتلة المحلول

مثال ص75: احسب النسبة المئوية بالكتلة للمحلول الناتج من إذابة 40 g من كلوريد الصوديوم في 160 g من الماء المقطر

مطلوب النسبة المئوية بالكتلة $m\%$

المعطيات: كتلة المذاب $m\ of\ solute$ وكتلة المذيب $m\ of\ solvent$

نحسب كتلة المحلول في البداية:

$$m\ of\ solution = 40 + 160 = 200\ g$$

$$m\% = \frac{m\ of\ solute}{m\ of\ solution} \times 100\% = \frac{40}{200} \times 100\% = 20\%$$

مثال ص75: احسب كتلة هيدروكسيد الصوديوم NaOH اللازمة لتحضير محلول كتلته 60 g بتركيز 3% بالكتلة

مطلوب $m\ of\ solute$ كتلة المذاب

المعطيات: كتلة المحلول $m\ of\ solution$ والتركيز $m\%$

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

$$3\% = \frac{m\ of\ solute}{60} \times 100\%$$

$$m\ of\ solute = \frac{3 \times 60}{100} = 1.8\ g$$

أتحقق ص 75: احسب النسبة المئوية بالكتلة للمحلول الناتج من إذابة 70 g من نترات البوتاسيوم في 230 g من الماء المقطر

مطلوب النسبة المئوية بالكتلة $m\%$

المعطيات: كتلة المذاب $m\ of\ solute$ وكتلة المذيب $m\ of\ solvent$

نحسب كتلة المحلول في البداية:

$$m\ of\ solution = 70 + 230 = 300\ g$$

$$m\% = \frac{m\ of\ solute}{m\ of\ solution} \times 100\% = \frac{70}{300} \times 100\% = 23.3\%$$

النسبة المئوية بالحجم Volume Percent (V%)

- النسبة المئوية بالكتلة: النسبة المئوية بين حجم المذاب إلى حجم المحلول
- حجم المحلول = حجم المذاب + حجم المذيب
- تستعمل النسبة المئوية بالحجم في التعبير عن التركيز إذا كان المذاب سائلاً والمذيب سائلاً
- ويمكن وصف النسبة المئوية بالحجم: بحجم المذاب (mL) في 100 mL من المحلول

من الصورة المجاورة بيِّن حجم المذاب والمذيب لمحلول حمض الكبريتيك، تركيزه بالنسبة المئوية بالحجم = 98%

النسبة المئوية بالحجم أي حجم المذاب إلى المحلول = 98%

المذاب = 98 مل المحلول = 100 مل

المذيب "الماء" = المحلول - المذاب = 100 - 98 = 2 مل

النسبة المئوية بالحجم $(V\%) = \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} \times 100\%$

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

$V\%$	النسبة المئوية بالحجم
$V\ of\ solute$	حجم المذاب
$V\ of\ solution$	حجم المحلول

الربط مع الصناعة

الديزل الحيوي

ينتج الديزل الحيوي من موارد متجددة، مثل الزيوت النباتية والدهون الحيوانية، ويستخدم في محركات الديزل مع القليل من التحسينات، وهو قابل للتحلل الحيوي، وغير سام، ولا يحتوي الكبريت أو المركبات الأروماتية (العطرية)، ولا يحتوي النفط كذلك، ولكنّه يمكن مزجه بديزل «النفط» لتكوين الديزل الحيوي الممزوج، الذي يتكون من 20% بالحجم ديزل حيوي و 80% بالحجم ديزل من النفط.

مثال ص76: احسب النسبة المئوية بالحجم V% لمحلول من الإيثانول حضِّر بإذابة 65 mL منه في كمية من الماء المقطر حتى أصبح حجمه 300 mL

مطلوب النسبة المئوية بالحجم $V\%$

المعطيات: حجم المذاب $V\ of\ solute$ وحجم المحلول $V\ of\ solution$

$$V\% = \frac{V\ of\ solute}{V\ of\ solution} \times 100\% = \frac{65}{300} \times 100\% = 21.7\%$$

أتحقق ص 76: احسب النسبة المئوية بالحجم لمحلول من الأسيتون حضِّر بإذابة 28 mL منه في كمية من الماء المقطر حتى أصبح حجم المحلول 150 mL

مطلوب النسبة المئوية بالحجم $V\%$

المعطيات: حجم المذاب $V\ of\ solute$ وحجم المحلول $V\ of\ solution$

$$V\% = \frac{V\ of\ solute}{V\ of\ solution} \times 100\% = \frac{28}{150} \times 100\% = 18.7\%$$

أفكر ص 76: ما الفرق بين النسبة المئوية بالكتلة والنسبة المئوية بالحجم؟

الفرق في عملية الحساب وفي الاستخدام:

- الاستخدام: النسبة المئوية بالكتلة عندما يكون المحلول من نوع صلب في سائل، بينما النسبة المئوية بالحجم عندما يكون نوع المحلول سائل في سائل

- الحساب: النسبة المئوية بالكتلة: نحسب كتلة المذاب إلى كتلة المحلول، بينما في النسبة المئوية بالحجم نحسب حجم المذاب إلى حجم المحلول

Molarity (M) المولارية

- المولارية: عدد مولات المادة المذابة في لتر واحد من المحلول
- المولارية أو التركيز المولاري: من أكثر الوحدات شيوعًا لقياس التركيز، الوحدة M وننطقها أو نكتبها Molar، وأيضًا mol/L

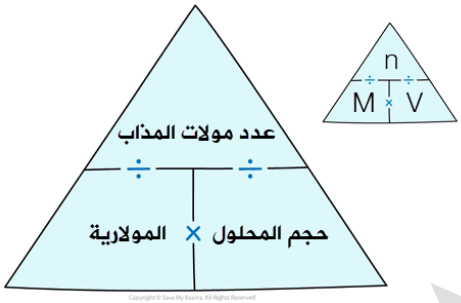
من الصورة المجاورة بيِّن التركيز المولاري لمحلول حمض الكبريتيك، وقاعدة هيدروكسيد الصوديوم

NaOH= 3 M أي تركيزه يساوي 3 mol NaOH/ 1 L solution

H_2SO_4 = 2M أي تركيزه يساوي 2 mol H_2SO_4 / 1 L solution

المولارية (التركيز المولاري) (M) = عدد مولات المذاب / حجم المحلول

$$M = \frac{n\ of\ solute}{V\ of\ solution} = \frac{n}{V}$$



M	المولارية (mol/L)
n of solute	عدد مولات المذاب
V of solution	حجم المحلول (L)

مثال ص77: احسب مولارية محلول من نترات الصوديوم $NaNO_3$ حجمه 0.5 L يحتوي على 0.1 mol من المذاب

مطلوب المولارية M

المعطيات: حجم المحلول V وعدد مولات المذاب n إذًا نطبق على القانون مباشرة

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{0.5} = 0.2\ mol/L = 0.2\ M$$

مثال ص88: احسب مولارية هيدروكسيد البوتاسيوم KOH حضِّر بإذابة 5.6 g في 0.2 L من الماء، علمًا أن الكتلة المولية (KOH) = 56 g/mol

مطلوب المولارية M

المعطيات: كتلة المذاب والكتلة المولية له، أيضًا حجم المذيب L0.2 وهذا خطأ في صيغة السؤال وقد اعتبرها الكتاب حجم المحلول V ولذا نعتبرها حجم المحلول لنقص معطيات السؤال

نستخرج المولات:

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{5.6}{56} = 0.1\ mol$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{0.2} = 0.5\ mol/L = 0.5\ M$$

أتحقق ص 78: احسب كتلة السكر $C_6H_{12}O_6$ اللازمة لعمل محلول حجمه 2 L وتركيزه 0.04 M علمًا أن الكتلة المولية للسكر هي 180 g/mol

مطلوب كتلة السكر m

المعطيات: مولارية M وحجم المحلول V والكتلة المولية للسكر

من خلال المعطيات نحسب المولات أولا باستخدام مثلث المولارية

$$n = \mathrm{M} \times V = 0.04 \times 2 = 0.08\ mol$$

نحسب الكتلة: $m = n \times Mr = 0.08 \times 180 = 14.4\ g$

الربطُ بالمهن

فنيو الصيدلة

يستعين بعض الصيادلة بفنيو الصيدلة على تحضير الأدوية المناسبة للوصفات الطبية؛ إذ يقرأ هؤلاء الفنيون تحاليل المريض وتقاريره والوصفات الطبية؛ من أجل تحضير الجرعة المناسبة بالتركيز المناسب من الأدوية التي ستعطى للمريض.

أتحقق ص 78: احسب حجم محلول من كلوريد الكالسيوم CaCl2 مولاريته 1.11 M علمًا أن كتلة المذاب 1.11g والكتلة المولية له = 111 g/mol

من خلال المعطيات نحسب المولات أولا باستخدام مثلث المولارية

$$n = \frac{\mathrm{m}}{\mathrm{Mr}} = \frac{1.11}{111} = 0.01\ mol$$

نحسب الحجم من قانون المولارية:

$$V = \frac{n}{\mathrm{M}} = \frac{0.01}{1.11} = 0.009\ L$$

المولالية Molality (m)

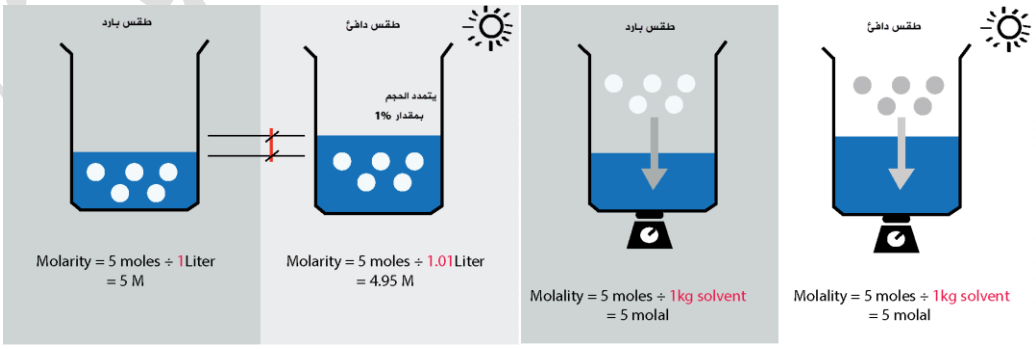
- المولالية: عدد مولات المذاب في 1 Kg من المذيب
- المولالية أو التركيز المولالي: الوحدة m وننطقها أو نكتبها molal، أيضًا mol/Kg

مثال: محلول تركيزه 3 m أي أن فيه 3 mol من المذاب لكل 1 Kg من المذيب

بم يمتاز التركيز المولالي عن التركيز المولاري؟

كما هو واضح من الصورة، يتأثر الحجم بدرجة الحرارة، تغير حجم المحلول سيُغير من قيمة المولارية المحسوبة، بينما قيمة المولالية محسوبة حسب نسبة مولات إلى كتلة، المولات والكتلة لا تتأثر بدرجة الحرارة ولو تغير حجم المحلول بسبب الحرارة، فإن قيمة التركيز المحسوبة تبقى ثابتة

الاستنتاج: المولارية تتأثر بدرجة الحرارة بينما المولالية لا تتأثر بها



قيمة المولارية تتغير بسبب تأثر حجم المحلول بالحرارة حيث يتمدد ويتقلص

قيمة المولالية لا تتغير بتغير درجة الحرارة لأن الكتلة للمذيب لا تتأثر

المولالية (التركيز المولالي) (m) = عدد مولات المذاب / كتلة المذيب

$$m = \frac{n\ of\ solute}{solvent\ mass}$$

M	المولالية (m) أو molal
$n\ of\ solute$	عدد مولات المذاب
$solvent\ mass$	كتلة المذيب (kg)

مثال ص79: سكر الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ هو المصدر الرئيس للطاقة في الجسم وينتقل من الدم إلى جميع خلايا الجسم، احسب مولالية محلول يحتوي 6 mol من السكر مذاب في 8 kg من الماء المقطر

مطلوب المولالية m

المعطيات: عدد مولات المذاب n وكتلة المذيب إذًا نطبق على القانون مباشرة

$$m = \frac{n}{solvent\ mass} = \frac{6}{8} = 0.75\ m = 0.75\ mol/kg$$

مثال ص80: احسب التركيز المولالي لمحلول يحتوي على 25 g من كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 مذابة في 500 g من الماء، علمًا أن الكتلة المولية لكبريتات الصوديوم = 142 g/mol

مطلوب المولالية m

المعطيات: كتلة المذاب والكتلة المولية له، وكتلة المذيب

نحسب قبل ذلك: 1- عدد مولات المذاب 2- نحول كتلة المذيب إلى كغ

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{25}{142} = 0.176\ mol$$

كتلة المذيب:

$$solvent\ mass = \frac{500\ g}{1000\ \frac{g}{Kg}} = 0.5\ Kg$$

$$m = \frac{n}{solvent\ mass} = \frac{0.176}{0.5} = 0.352\ m = 0.352\ mol/kg$$

أتحقق ص 80: احسب مولالية المحلول الذي يحتوي على 8.4 g فلوريد الصوديوم NaF مذابة في 400 g من الماء المقطر، علمًا أن الكتلة المولية لفلوريد الصوديوم = 42 g/mol

المعطيات: كتلة المذاب والكتلة المولية له، وكتلة المذيب

نحسب قبل ذلك: 1- عدد مولات المذاب 2- نحول كتلة المذيب إلى كغ

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{8.4}{42} = 0.2\ mol$$

$$solvent\ mass = \frac{400\ g}{1000\ \frac{g}{Kg}} = 0.4\ Kg$$

$$m = \frac{n}{solvent\ mass} = \frac{0.2}{0.4} = 0.5\ m = 0.5\ mol/kg$$

أفكر ص 80: كيف يمكن حساب الكسر المولي لمكونات محلول مائي بمعرفة مولاليته؟

$$X_{solute} = \frac{n_{solute}}{n_{solute} + n_{solvent}}$$

- وحدة المولالية هي عدد مولات من المذاب لكل 1 Kg مذيب
- المذيب ماء لأنه محلول مائي، ونفترض كتلته هي نفسها مقام المولالية 1 Kg أي 1000 g
- الكتلة المولية للماء = 18 g/mol نحسب مولات الماء "المذيب"

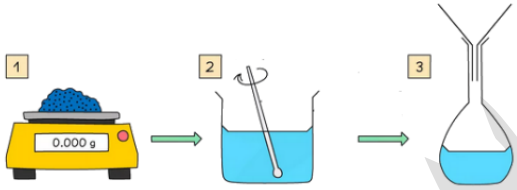
$$n_{solvent} = \frac{1000g}{18\frac{g}{mol}} = 55.6\ mol$$

- كانت المولالية على سبيل المثال للسكر بتركيز 2 أي 2 mol من السكر لكل 1 Kg ماء
إذًا مولات السكر = 2 ونحسب الآن الكسر المولي لأي منهما:

$$X_{solute} = \frac{2}{2 + 55.6} = 0.035$$

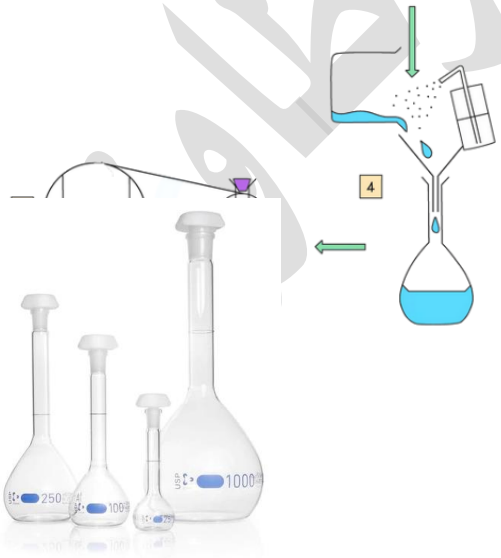
المحاليل القياسية Standard Solutions

- المحاليل القياسية: هي محاليل معلومة التركيز بدقة، تستخدم في مختبرات الكيمياء، بحيث يحتوي 1 L من المحلول القياسي على 1 mol من المذاب



كيف يُحضر المحلول القياسي؟

يتم تحضيره بإذابة كتلة معينة من المذاب في كمية محددة من المذيب النقي، ثم يستخدم الدورق الحجمي



ما فائدة استخدام المحاليل القياسية؟

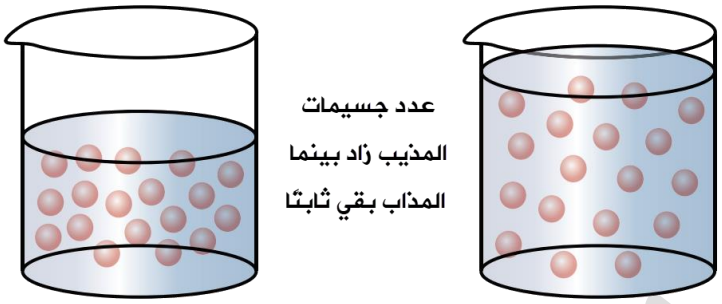
تحتاج التجارب المخبرية إلى استعمال كميات قليلة من المحاليل فالحل هو استخدام المحلول القياسي لأننا نتحكم في حجم المحلول وكتلة المذاب

مثال: محلول تركيزه 0.1 M ممكن تحضيره بإذابة 4 g مذاب في حجم 1 L محلول وممكن تقليل الكمية فتكون 0.4 g مذاب في حجم 100 ml محلول

تخفيف المحاليل

كيف نحصل على المحلول المخفف من محلول مركز؟

بإضافة كمية من المذيب إليه فيزداد الحجم ويزداد عدد جسيمات المذيب مقارنة بالمحلول المركز، وبالتالي يقل تركيز المحلول لكن عدد مولات المذاب يبقى ثابتًا



- نستنبط علاقة رياضية من قانون المولارية وهي "معادلة التخفيف"، مع حذف n مولات المذاب

$$M = \frac{n}{V}$$

$$M \times V = n$$

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

عدد المولات بعد التخفيف = عدد المولات قبل التخفيف

مثال ص83: احسب مولارية محلول حضر بإضافة 380 mL من الماء المقطر إلى 20 mL من محلول تركيزه 0.2 M

M_1= 0.2 M V_1= 20 mL M_2=?? V_2= 380+20= 400 mL

نطبق معادلة التخفيف:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$M_2 = \frac{M_1 \times V_1}{V_2} = \frac{0.2 \times 20}{400} = 0.01\ M$$

أتحقق ص 83: احسب حجم الماء اللازم إضافته إلى 50 mL من محلول KCl الذي تركيزه 4 M ليصبح تركيزه 0.2 M

? =M_1= 4 M V_1= 50 mL M_2=0.2 M V_2

نطبق معادلة التخفيف:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$V_2 = \frac{M_1 \times V_1}{M_2} = \frac{4 \times 50}{0.2} = 1000\ mL$$

حجم الماء المضاف = حجم المحلول النهائي - حجم المحلول قبل التخفيف

1000 - 50 = 950 mL

خريطة قوانين درس تركيز المحاليل:

المذاب: solute

المذيب: solvent

المحلول: solution

الكسر المولي

عدد مولات المذاب أو المذيب إلى عدد المولات الكلي لكليهما

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

النسبة المئوية

بالكتلة: كتلة مذاب إلى كتلة المحلول

بالحجم: حجم المذاب إلى حجم المحلول

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

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

المولارية

عدد مولات المذاب إلى حجم المحلول باللتر والوحدة مولار أو مول/لتر أو M

$$\mathrm{M} = \frac{n\ of\ solute}{V\ of\ solution} = \frac{n}{V}$$

المولالية

عدد مولات المذاب إلى كتلة المذيب بالكغ والوحدة مولال أو مول/كغ أو m

$$\mathrm{m} = \frac{n\ of\ solute}{solvent\ mass}$$

معادلة التخفيف

التركيز المولاري قبل في الحجم قبل = التركيز المولاري بعد في الحجم بعد

$$\mathrm{M}_1 \times V_1 = \mathrm{M}_2 \times V_2$$

تدريبات خارجية + كيماشيك

احسب النسبة المئوية بالكتلة لحمض الفورميك HCOOH في محلوله المائي الذي تركيزه 1.1 M وحجمه 1 L علمًا بأن كثافة المحلول 1.01 g/mL والكتلة المولية له = 46 g/mol

مطلوب النسبة المئوية بالكتلة:

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

نحتاج إلى كتلة المذاب وكتلة المحلول

$$\mathrm{M} = \frac{n\ of\ solute}{V\ of\ solution} = \frac{n}{V}$$

نعوض في قانون المولارية: التركيز وحجم المحلول لنحسب مولات المذاب

$$n = \mathrm{M} \times V = 1.1 \times 1 = 1.1\ mol$$

نحسب كتلة المذاب باستخدام المولات والكتلة المولية:

$$m_{solute} = n \times Mr = 1.1 \times 46 = 50.6\ g$$

نحسب كتلة المحلول باستخدام الكثافة والحجم:

$$m_{solution} = d \times V = \frac{1.01g}{mL} \times 1000\ mL = 1010\ g$$

$$m\% = \frac{m\ of\ solute}{m\ of\ solution} \times 100\% = \frac{50.6}{1010} \times 100\% = 5\%$$

إذا كانت المولالية لمحلول KCl يساوي 0.2 mol/Kg فاحسب المولارية لهذا المحلول إذا علمت أن كثافة المحلول 1.1 g/mL والكتلة المولية لـ KCl = 74.5 g/mol

مطلوب المولارية M وهو عدد مولات المذاب إلى حجم المحلول باللتر

من قيمة المولالية: عدد مولات المذاب = 0.2 mol كتلة المذيب = 1 Kg = 1000 g

حجم المحلول = كثافة المحلول × كتلة المحلول

كتلة المحلول = كتلة المذاب + كتلة المذيب

كتلة المذاب نحسبها من المولات والكتلة المولية:

$$m_{solute} = n \times Mr = 0.2 \times 74.5 = 14.9\ g$$

كتلة المحلول:

$$m_{solution} = 1000 + 14.9 = 1014.9\ g \approx 1015\ g$$

حجم المحلول:

$$V = \frac{m\ of\ solution}{d\ of\ solution} = \frac{1015\ g}{1.1\ \frac{g}{mL}} = 923\ mL = 0.923\ L$$

$$\mathrm{M} = \frac{n\ of\ solute}{V\ of\ solution} = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{0.923} = 0.22\ \mathrm{M}$$

محلول مائي يحوي 0.9 M من $Pb(NO_3)_2$ احسب التركيز المولالي لهذا المحلول، علمًا بأن كثافته 1.25 g/mL والكتلة المولية لنترات الرصاص = 331 g/mol

مطلوب المولالية: عدد مولات المذاب إلى كتلة المذيب بالـ كغ

المولارية = 0.9 mol من المذاب في 1 L من المحلول .... أيضًا يتوفر كثافة المحلول

حجم المحلول= 1 لتر (1000 mL) عدد مولات المذاب = 0.9 mol

نستخرج كتلة المحلول باستخدام الكثافة والحجم، نطرح منها كتلة المذاب فنحصل على كتلة المذيب

$$m_{solution} = d \times V = 1.25 \frac{g}{mL} \times 1000\ mL = 1250\ g$$

$$m_{solute} = n \times Mr = 0.9 \times 331 \approx 298\ g$$

كتلة المذيب ويجب تحويلها في النهاية إلى كغ:

$$m_{solvent} = 1250 - 298 = 952\ g = \ 0.952\ Kg$$

$$\text{m} = \frac{n\ of\ solute}{solvent\ mass} = \frac{0.9}{0.952} = 0.945\ molal = 0.945\ \text{mol/kg}$$

كم غرامًا من حمض الكبريتيك مذاب في محلول حجمه 0.2 L وتركيزه بالكتلة 40% إذا علمت أن كثافة المحلول 1.25 g/mL

مطلوب كتلة المذاب

من المعطيات النسبة المئوية بالكتلة وهي كتلة المذاب إلى كتلة المحلول، حجم وكثافة المحلول

نستخرج كتلة المحلول من الحجم والكثافة ثم نعوضها في قانون النسبة بالكتلة

$$m_{solution} = d \times V = 1.25 \frac{g}{mL} \times 200\ mL = 250\ g$$

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

$$40\% = \frac{m\ of\ solute}{250} \times 100\%$$

$$m\ of\ solute = \frac{40 \times 250}{100} = 100\ g$$

محلول مائي كتلته 100 g يتكون من 20.22 g من غاز HCl ذائب فيه، إذا علمت أن كثافة المحلول هي 1.10 g/mL والكتلة المولية HCl = 36.5 g/mol بينما الكتلة المولية للماء 18 g/mol .. احسب ما يلي:

1- المولارية للمحلول

2- الكسر المولي للمذاب

[1] لحساب المولارية: نحتاج عدد مولات المذاب إلى حجم المحلول باللتر

من المعطيات كتلة المذاب وكتلته المولية لذا نحسب منها المولات

ومن المعطيات كتلة المحلول وكثافته لذا نحسب منه حجم المحلول باللتر

$$V = \frac{m_{solution}}{d} = \frac{100\ g}{1.1\ g/mL} = 90.9\ mL \approx \ 0.091\ L$$

$$n = \frac{m_{solute}}{Mr} = \frac{20.22}{36.5} = 0.554\ mol$$

$$\text{M} = \frac{n}{V} = \frac{0.554}{0.091} = 6.1\ \text{M}$$

[2] لحساب الكسر المولي للمذاب: يلزمنا مولات المذاب إلى مجموع مولات المذاب + مولات المذيب

نستخرج مولات المذيب، نحسب كتلة المذيب بطرح كتلة المذاب من المحلول، ثم نحولها إلى مولات

$$m_{solvent} = m_{solution} - m_{solute} = 100 - 20.22 = 79.8\ g$$

$$n = \frac{m_{solvent}}{Mr} = \frac{79.8}{18} = 4.43\ mol$$

$$X_{solute} = \frac{n_{solute}}{n_{solvent} + n_{solute}} = \frac{0.554}{4.43 + 0.554} = 0.111$$

احسب كتلة الماء اللازمة لتحضير محلول من السكر عدد مولات المحلول 20 mol والكسر المولي للسكر المذاب فيه هو 0.2 إذا علمت أن الكتلة المولية للماء = 18 g/mol

مطلوب كتلة المذيب، يلزمنا استخراج مولات المذيب

من الكسر المولي نحسب مولات السكر بضرب الكسر المولي بكل مولات المحلول

$$n_{solute} = X_{solute} \times n_{solution} = 0.2 \times 20 = 4\ mol$$

مولات الماء "المذيب" = مولات المحلول - مولات السكر المذاب

$$n_{solvent} = 20 - 4 = 16\ mol$$

كتلة الماء نحسبها باستخدام المولات والكتلة المولية:

$$m = n \times Mr = 16 \times 18 = 288\ g$$

أضيف 150 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.2 M إلى 150 mL من الماء المقطر فإن تركيز المحلول الناتج يساوي

M_1= 0.2 M V_1= 150 mL M_2=?? V_2= 150+150= 300 mL

نطبق معادلة التخفيف:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$M_2 = \frac{M_1 \times V_1}{V_2} = \frac{0.2 \times 150}{300} = 0.1\ M$$

ورقة عمل(14): تركيز المحاليل

ما التركيز المولالي لمحلول الجلوكوز الذي يحوي 5 g من الجلوكوز المذاب في 25 g من الماء؟ علمًا بأن الكتلة المولية للجلوكوز = 180 g/mol

---

احسب عدد مولات المذيب "الماء" في محلول ذاب فيه الإيثانول وكان الكسر المولي للمذاب 0.4 وعدد مولات المحلول يساوي 16 mol

---

ما حجم الماء اللازم إضافته إلى 100 mL من محلول حمض الكبريتيك الذي تركيزه 0.4 M للحصول على محلول تركيزه 0.2 M؟

م. مريم السرطاوي

احسب التركيز المولالي لمحلول ذاب فيه 13.8 g من كربونات البوتاسيوم K_2CO_3 إذا علمت أن كتلة المذيب "الماء" هي 500 g والكتلة المولية لكربونات البوتاسيوم = 138 g/mol

عند إذابة 46 g من الإيثانول في 72 g من الماء فما هو الكسر المولي للمذيب؟ إذا علمت أن الكتلة المولية للإيثانول تساوي 46 g/mol والكتلة المولية للماء هي 18 g/mol

حدد الإجابة الصحيحة من الخاطئة فيما يلي:

- عندما يكون الكسر المولي للمذاب يساوي 0.5 فإن عدد مولات المذاب يساوي عدد مولات المذيب ( )
- محلولان متساويان في الحجم فإن المحلول المركز فيهما هو الذي يحتوي على عدد مولات مذاب أكبر( )
- عند زيادة حجم المحلول بالماء المقطر إلى ضعف ما كان عليه يقل عدد مولات المذاب إلى النصف ( )
- مجموع الكسر المولي لكل من المذاب والمذيب يساوي 1 ( )
- يمكن التعبير عن تركيز محلول صلب في سائل بالنسبة المئوية بالحجم ( )
- يمكن التعبير عن تركيز محلول سائل في سائل بالنسبة المئوية بالحجم ( )
- المولالية تتأثر بدرجة الحرارة بخلاف المولارية ( )
- المحاليل القياسية هي محاليل معلومة التركيز بدقة ( )
- يزداد عدد جزيئات المذيب في عملية التخفيف ويقل عدد جزيئات المذاب ولذا يقل التركيز ( )
- نصف تراكيز المحاليل بطريقة كمية ووصفية، قولنا محلول مركز ومخفف هي طريقة تعبير كمية ( )

حل مراجعة الدرس الثاني

السؤال الأول: أوضح الفرق بين طرائق حساب تركيز المحلول

تركيز المحلول هو النسبة بين كمية المذاب إلى كمية المذيب أو المحلول، والفرق بين الطرائق هو كيفية التعبير الحسابي عن هذه الكميات:

1- الكسر المولي: عبارة عن مولات المذاب على مولات المحلول، أو مولات المذيب على مولات المحلول

2- النسبة المئوية بالكتلة: عبارة عن نسبة بين كتلة المذاب إلى كتلة المحلول

3- النسبة المئوية بالحجم: عبارة عن نسبة بين حجم المذاب إلى حجم المحلول

4- المولارية: عبارة عن مولات المذاب على حجم المحلول باللتر

5- المولالية: عبارة عن مولات المذاب على كتلة المذيب بالكغ

السؤال الثاني: أوضح المقصود بكل من: الكسر المولي، النسبة المئوية بالكتلة، المولارية، المولالية

مذكورة في المحتوى

السؤال الثالث: احسب الكسر المولي لكل من الماء ونترات البوتاسيوم KNO_3 في محلول منهما. علمًا أن عدد مولات الماء 5 mol وعدد مولات نترات البوتاسيوم 3 mol

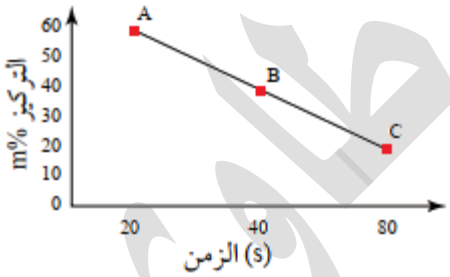
المذيب "الماء" رمزه a والمذاب "نترات البوتاسيوم" b

$X_a = ??$ $X_b = ??$ $n_a = 5$ $n_b = 3$

$$X_a = \frac{n_a}{n_a + n_b} = \frac{5}{5+3} = \frac{5}{8} = 0.625$$

$$X_b = \frac{3}{5+3} = \frac{3}{8} = 0.375$$

السؤال الرابع: يبين الشكل المجاور العلاقة بين تركيز محلول مع الزمن اللازم لتفاعله، عند درجة حرارة وضغط محددين:



- استنتج العلاقة البيانية من الشكل

علاقة عكسية بين الزمن وتركيز المادة المتفاعلة، كلما ازداد تفاعل المحلول بمرور الزمن قل تركيزه، لأنه مادة متفاعلة تستهلك بمرور الزمن

- أضبط المتغيرات، وأحدد متغيرين يمكن ضبطهما في التجربة

درجة الحرارة ممكن تغييرها، حيث كلما ازدادت درجة الحرارة ازدادت سرعة التفاعل فيقل التركيز بشكل أسرع

- أقدر الوقت اللازم للمحلول حتى يصبح تركيزه 10% (80s ، أكبر من 80s، أقل من 80s) أبرر إجابتي

أكبر من 80 s لأن التركيز تقريبا 20% عند زمن 80 s لذا حتى نصل إلى أقل من ذلك يعني 10% فلا بد من زمن أكبر من 80 s

---

السؤال الخامس: احسب النسبة المئوية بالحجم لمحلول من HBr تكوّن بإذابة 40 mL منه في كمية من الماء المقطر حتى أصبح حجم المحلول 300 mL

حجم المذاب = 40 mL حجم المحلول = 300 mL النسبة المئوية بالحجم = ؟

$$V\% = \frac{V\ of\ solute}{V\ of\ solution} \times 100\% = \frac{40}{300} \times 100\% = 13.3\%$$

السؤال السادس: احسب مولارية محلول يحتوي على 5 g من كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 مذابة في 100 mL من الماء. علمًا أن الكتلة المولية لكبريتات البوتاسيوم 174 g/mol

كتلة المذاب = 5 g كتلته المولية = 174 حجم المذيب = 100 mL المولارية = ؟؟

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{5}{174} = 0.03\ mol$$

السؤال فيه نقص بالمعطيات، كما في المثال السابق في محتوى الدرس، وسنجاري السؤال ونعتبره حجم المحلول رغم أن ذلك خطأ... والجواب الناتج سيكون نفسه الوارد في أجوبة الوزارة

$$\mathrm{M} = \frac{n}{V} = \frac{0.03}{0.1} = 0.3\ mol/L = 0.3\ \mathrm{M}$$

السؤال السابع: احسب حجم محلول من سكر الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ تركيزه 0.5 M علمًا أن كتلة المذاب 15 g والكتلة المولية للجلوكوز 180 g/mol

حجم المحلول = ؟ تركيزه المولاري = 0.5 M كتلة المذاب = 15 g والكتلة المولية 180

نستخدم قانون المولارية ونحسب قبل ذلك مولات المذاب:

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{15}{180} = 0.083\ mol$$

$$\mathrm{V} = \frac{n}{\mathrm{M}} = \frac{0.083}{0.5} = 0.166\ L$$

السؤال الثامن: احسب مولالية محلول يحتوي على 30 g من بروميد الليثيوم LiBr مذابة في 300 g من الماء. علمًا أن الكتلة المولية LiBr هي 87 g/mol

المولالية = ؟ كتلة المذاب = 30 g وكتلته المولية 87 كتلة المذيب = 300 g

نستخدم قانون المولالية ونحسب قبل ذلك مولات المذاب ونحول كتلة المذيب إلى Kg:

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{30}{87} = 0.34\ mol$$

كتلة المذيب = 0.3 Kg

$$\mathrm{m} = \frac{n}{mass\ of\ solvent\ Kg} = \frac{0.34}{0.3} = 1.1\ molal$$

السؤال التاسع: الأنسولين هرمون ينظم السكر في الدم، احسب عدد مولات الأنسولين اللازمة لتحضير 28 mL من محلول منه تركيزه 0.0048 M

المولات = ؟ الحجم = 28mL ويساوي باللتر= 0.028 التركيز = 0.0048 M

نحسب باستخدام قانون المولارية

$$\mathrm{M} = \frac{n}{V}$$

$$n = \mathrm{M} \times V = 0.0048 \times 0.028 = 0.000134\ mol = 1.34 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol}$$

احسب حجم الماء اللازم إضافته إلى 5mL من محلول NaOH ذي التركيز 0.1 M ليصبح تركيزه 0.001 M

M_1= 0.1 M V_1= 5 mL M_2=0.001 M V_2 = ؟

نطبق معادلة التخفيف:

$$\mathrm{M}_1 \times V_1 = \mathrm{M}_2 \times V_2$$

$$V_2 = \frac{\mathrm{M}_1 \times V_1}{\mathrm{M}_2} = \frac{0.1 \times 5}{0.001} = 500\ mL$$

حجم الماء اللازم إضافته = حجم المحلول النهائي - حجم المحلول قبل التخفيف

500 -5 =495 mL

الدرس الثالث: الحسابات الكيميائية

تعريفات الدرس الثالث:

- المادة المحددة: المادة التي تستهلك كليًّا في التفاعل وتحدد كمية الناتج المتكون
- المادة الفائضة: المادة التي لم تستهلك كاملة في أثناء التفاعل
- اقتصاد الذرة: مقياس لكفاءة التفاعل الكيميائي، حيث يشير إلى استخدام الذرات المتفاعلة جميعها بشكل فاعل لتكوين النواتج المرغوب فيها وتقليل كمية النواتج المرغوب عنها

تهيئة سريعة

- لنحضر بسكويتًا بالراحة، نحتاج قطعتين بسكويت وقطعة راحة لنحصل على قطعة كاملة
- لنتخيل ذلك كمعادلة كيميائية ونغير الكميات اللازمة لإنتاج قطع بسكويت بالراحة

$$2A + B \rightarrow A_2B$$

1 قطعة (بسكويت بالراحة)	1 قطعة راحة	2 قطعة بسكويت
5 قطع بسكويت بالراحة ولا يتبقى أي من البسكويت أو الراحة	5 قطع راحة	10 قطع بسكويت
5 قطع بسكويت بالراحة، ينتهي البسكويت ويتبقى 5 قطع من الراحة الفائضة	10 قطع راحة	10 قطع بسكويت
5 قطع بسكويت بالراحة، تنتهي الراحة، ويتبقى 2 قطع بسكويت فائضة	5 قطع راحة	12 قطع بسكويت

نتعلم من هذا المثال أن الكميات اللازمة من البسكويت والراحة إذا كانت نفس نسبة كمياتها في المعادلة الكيميائية سواء قلت أو تضاعفت فإنها تنتهي تمامًا لإنتاج البسكويت بالراحة، بينما لو كانت نسب كمياتها مختلفة فإن أحد المواد سينتهي والآخر سيكون فائضًا عن الحاجة

المادة المحددة للتفاعل والمادة الفائضة

ما المقصود بالمادة المحددة والمادة الفائضة؟

- المادة المحددة: المادة التي تستهلك كليًّا في التفاعل وتحدد كمية الناتج المتكون
- المادة الفائضة: المادة التي لم تستهلك كاملة في أثناء التفاعل

تُجرى التفاعلات الكيميائية في المختبرات والمصانع بناء على حساب كميات المواد وفق نسبها المولية في المعادلة الموزونة

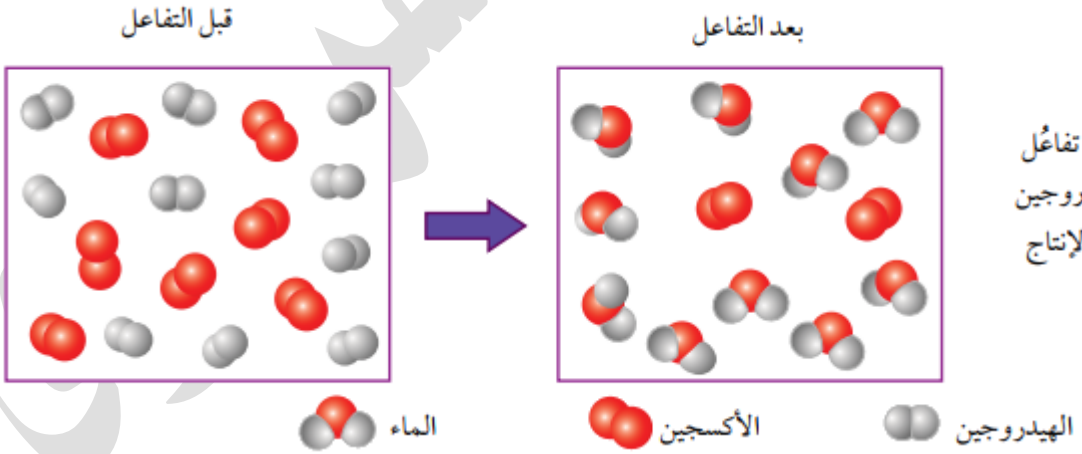
مثال توضيحي:

- يتفاعل 2 مول من H_2 مع 1 مول من O_2 فيستهلكان كليًّا ويتوقف التفاعل وكلاهما محددتان للتفاعل حيث النسبة المولية النظرية بينهما هي 2:1 من خلال هذه المعادلة الموزونة

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

- فلو ضاعفنا كمية المولات وكانت 4:2 فإن النسبة المولية بينهما ثابتة كالسابق 2:1 كما في المعادلة الكيميائية الموزونة، لذا النتيجة نفسها، يتوقف التفاعل عند استهلاك كل من الهيدروجين والأكسجين بشكل كامل
- أما إذا خلطنا المواد المتفاعلة بنسبة مولية مختلفة عن التي في المعادلة الموزونة فمن النادر أن تستهلك جميع المتفاعلات, بل يتوقف التفاعل باستهلاك كلي لمادة ما و تصبح هي المحددة للتفاعل, و تبقى الأخرى بدون استهلاك كلي فتكون هي الفائضة أو الزائدة.

مثال توضيحي: يتفاعل 10 مول O_2 و هذه نسبة مولية مختلفة عن 2:1 بحيث 10 مول من H_2 يلزمه نظريا 5 مول O_2 لإنهاء التفاعل و إنتاج 10 مول ماء, و يبقى فائض من O_2 مقداره 2 مول, في هذه الحالة H_2 استهلكت كليا وهي المحددة للتفاعل و O_2 هي الفائضة.



الشكل (16): تفاعُل جزيئات الهيدروجين والأكسجين لإنتاج الماء .

ما أهمية المادة المحددة في التفاعل؟

1) تتحدد كمية المادة الناتجة و الفائضة.
2) تحدد سير التفاعل وعوامل التحكم فيه.

الحسابات المبنية على المادة المحددة

- نعرف المادة المحددة بحساب المولات الفعلية اللازمة للتفاعل ونقارنها بالنسبة المولية في المعادلة الموزونة.
- بمعرفة كتلة المادة المحددة للتفاعل نحسب كتل المواد الفعلية المتفاعلة والناتجة.
- نستطيع تحديد المادة المحددة بعدة طرق منها:
  - النسبة و التناسب مع مولات المعادلة (طريقة الكتاب)
  - حساب مولات النواتج الفعلية باستخدام مولات كل مادة متفاعلة، أقل كمية من الناتج معناه تلك المادة المتفاعلة هي المحددة
  - الطريقة الأسرع: قسمة المولات الفعلية على مولات المعادلة، فالأقل نسبة تكون للمادة المحددة

أسرع وأبسط طريقة لمعرفة المادة المحددة والفائضة هي بقسمة المولات الفعلية على مولاتها في المعادلة الموزونة، الأقل هي المادة المحددة

مثال ص87: أضيف 8 mol من البوتاسيوم K إلى 5 mol من غاز الكلور Cl_2 للتفاعل وفق المعادلة الموزونة الآتية:

$$2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$$

أ- أستنتج المادة المحددة للتفاعل

ب- أحسب عدد مولات المادة الناتجة

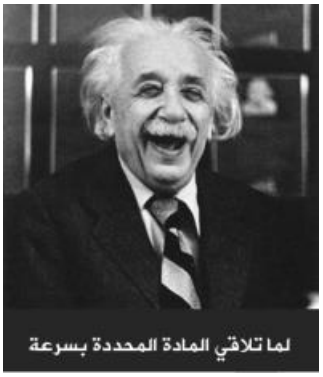
النسبة المولية بين البوتاسيوم والكلور 2: 1

لنستخدم الكمية الأقل مولات ونحسب منها المادة الثانية بالنسبة والتناسب والضرب التبادلي، إذا استخدمنا 5 mol من الكلور، ستكون كمية البوتاسيوم تساوي

$$\begin{matrix} 2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl \\ 2 \quad 1 \\ n\,K \quad 5 \end{matrix}$$

$$n\,K = \frac{5 \times 2}{1} = 10\ mol$$

هذه الكمية *10 mol* أكثر من الكمية المتوفرة في الواقع وهي *8 mol* وهذا يعني أن الكلور فيه فائض حيث يحتاج كمية أكبر من البوتاسيوم، والكمية المتوفرة أقل، وبالتالي نقول البوتاسيوم هو المادة المحددة للتفاعل



الطريقة الأسرع من هذا التحليل: نقسم المولات الفعلية على مولات المادة في المعادلة الموزونة

$$\frac{n\ K_{\text{الفعلي}}}{n\ K_{\text{المعادلة}}} = \frac{8}{2} = 4 \qquad \frac{n\ Cl_2{}_{\text{الفعلي}}}{n\ Cl_2{}_{\text{المعادلة}}} = \frac{5}{1} = 5$$

الأقل نسبة هو البوتاسيوم فهي المادة المحددة للتفاعل ونستخدمها لحساب كمية المادة الناتجة

$$\begin{matrix} 2K + Cl_2 \rightarrow & 2KCl \\ 2 & 2 \\ 8 & n\ KCl \end{matrix}$$

$$n\ KCl = \frac{8 \times 2}{2} = 8\ mol$$

مثال ص88: يحترق غاز الإيثين بوجود الأكسجين احتراقًا تامًا وفق المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

$$C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$$

فإذا أضيف 18.7 g من غاز الإيثين إلى 7.4 g من غاز الأكسجين

أستنتج المادة المحددة للتفاعل، علمًا أن الكتل المولية بوحدة g/mol هي: $C_2H_4 = 28,\ O_2 = 32$

الطريقة الأسرع: نقسم المولات الفعلية على مولات المادة في المعادلة الموزونة

قبل ذلك لا بد من حساب المولات باستخدام العلاقة $\frac{m}{Mr}$

$$n\ C_2H_4{}_{\text{الفعلي}} = \frac{18.7}{28} = 0.67\ mol \qquad n\ O_2{}_{\text{الفعلي}} = \frac{7.4}{32} = 0.23\ mol$$

$$\frac{n\ K_{\text{الفعلي}}}{n\ K_{\text{المعادلة}}} = \frac{0.67}{1} = 0.67 \qquad \frac{n\ O_2{}_{\text{الفعلي}}}{n\ O_2{}_{\text{المعادلة}}} = \frac{0.23}{3} = 0.077$$

الأقل نسبة هو الأكسجين فهو المادة المحددة

مثال ص89: أضيف 50 g من الفسفور الأبيض P_4 إلى 100 g من غاز الأكسجين O_2 لإنتاج الأكسيد P_4O_{10} وفق المعادلة الكيميائية الموزونة:

$$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$$

فإذا علمت أن الكتل المولية بوحدة g/mol هي: $P_4 = 124,\ O_2 = 32\ ,\ P_4O_{10} = 284$

أ- احسب كتلة المادة الناتجة

ب- احسب كتلة المادة الفائضة

ج- احسب المردود المئوي للتفاعل علمًا أن المردود الفعلي له 84.6 g

الطريقة الأسرع: نقسم المولات الفعلية على مولات المادة في المعادلة الموزونة

قبل ذلك لا بد من حساب المولات باستخدام العلاقة $\frac{m}{Mr}$

$$n\ P_4{}_{\text{الفعلي}} = \frac{50}{124} = 0.40\ mol \qquad n\ O_2{}_{\text{الفعلي}} = \frac{100}{32} = 3.13\ mol$$

$$\frac{n\ P_4{}_{\text{الفعلي}}}{n\ P_4{}_{\text{المعادلة}}} = \frac{0.40}{1} = 0.40 \qquad \frac{n\ O_2{}_{\text{الفعلي}}}{n\ O_2{}_{\text{المعادلة}}} = \frac{3.13}{5} = 0.63$$

الأقل نسبة هو الفسفور فهو المادة المحددة، لذا نستخدم مولاته الفعلية لحساب كمية المادة الناتجة

أ- كتلة المادة الناتجة P_4O_{10}

نحسب مولاتها بالنسبة والتناسب مع المادة المحددة

$$\begin{matrix} P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10} \\ 1 \quad\quad 1 \\ 0.40 \quad n\ P_4O_{10} \end{matrix}$$

$$n\ P_4O_{10} = 0.40\ mol$$
$$m\ P_4O_{10} = n \times Mr = 0.4 \times 284 = 113.6\ g$$

ب- كتلة المادة الفائضة

الأكسجين هو المادة الفائضة، نحسب الكمية المستهلكة منها عند تفاعلها مع الفسفور بالنسبة والتناسب

$$\begin{matrix} P_4 \quad + \quad 5O_2 \rightarrow P_4O_{10} \\ 1 \quad\quad 5 \\ 0.40 \quad n\ O_2 \end{matrix}$$

$$n\ O_2 = 0.40 \times 5 = 2\ mol$$
$$m\ O_2 = n \times Mr = 2 \times 32 = 64\ g$$

المادة الفائضة = المادة الفعلية المتوافرة [كل المادة] - المادة الفعلية المستهلكة [المتفاعلة]

$$m\ O_{2\ \text{الفائضة}} = 100 - 64 = 36\ g$$

ج- احسب المردود المئوي للتفاعل علمًا أن المردود الفعلي له 84.6 g

ضو اللمبة: تذكر من الصف العاشر أن المردود المئوي هو المردود الفعلي Ay [المعطى من التجربة] مقسومًا على المردود النظري Py [المحسوب]، والمردود خاص بكتلة المادة الناتجة

$$Y\ \% = \frac{Ay}{Py} \times 100 = \frac{84.6}{113.6} \times 100 = 74.5\%$$

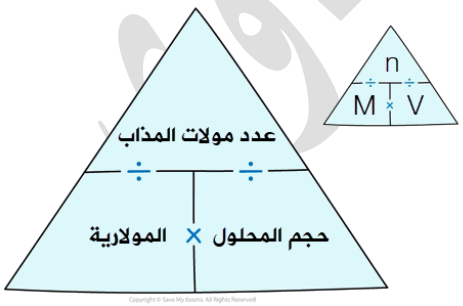
مثال ص91: أستنتج المادة المحددة للتفاعل عند إضافة 50 g من النيكل Ni إلى 500mL من محلول حمض HCl تركيزه 0.01 M علمًا أن الكتلة المولية للنيكل Mr= 58.7 g/mol كما هو موضح في المعادلة الآتية

$$Ni + 2HCl \rightarrow NiCl_2 + H_2$$

الطريقة الأسرع: نقسم المولات الفعلية على مولات المادة في المعادلة الموزونة

قبل ذلك لا بد من حساب المولات باستخدام العلاقة $\frac{m}{Mr}$ للمادة الصلبة وباستخدام $M \times V$ للمحلول

ولا ننس تحويل الحجم إلى لتر



$$n\ Ni_{\text{الفعلي}} = \frac{50}{58.7} = 0.85\ mol \qquad n\ HCl_{\text{الفعلي}} = 0.01 \times 0.5 = 0.005\ mol$$

$$\frac{n\ Ni_{\text{الفعلي}}}{n\ Ni_{\text{المعادلة}}} = \frac{0.85}{1} = 0.85 \qquad \frac{n\ HCl_{\text{الفعلي}}}{n\ HCl_{\text{المعادلة}}} = \frac{0.005}{2} = 0.0025$$

الأقل نسبة هو محلول الحمض فهو المادة المحددة

مثال ص92: أحسب كتلة كلوريد الفضة AgCl الناتجة عند إضافة 100mL من محلول نترات الفضة $AgNO_3$ تركيزه 0.1M إلى 100 mL من محلول كلوريد الصوديوم NaCl تركيزه 0.05 M لإنتاج راسب كلوريد الفضة AgCl ومحلول $NaNO_3$ وفق المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$$

علمًا أن الكتلة المولية بوحدة g/mol: $AgCl = 143.5$

الطريقة الأسرع: نقسم المولات الفعلية على مولات المادة في المعادلة الموزونة

قبل ذلك لا بد من حساب المولات باستخدام $M \times V$ للمحلول الأول والثاني، ولا ننس تحويل الحجم إلى لتر

$$n\ AgNO_3{}_{\text{الفعلي}} = 0.1 \times 0.1 = 0.01\ mol \qquad n\ NaCl{}_{\text{الفعلي}} = 0.05 \times 0.1 = 0.005\ mol$$

$$\frac{n\ AgNO_3{}_{\text{الفعلي}}}{n\ AgNO_3{}_{\text{المعادلة}}} = \frac{0.01}{1} = 0.01 \qquad \frac{n\ NaCl{}_{\text{الفعلي}}}{n\ NaCl{}_{\text{المعادلة}}} = \frac{0.005}{1} = 0.005$$

الأقل نسبة هو NaCl فهو المادة المحددة، لذا نستخدم مولاته الفعلية لحساب كمية المادة الناتجة AgCl

نحسب مولاتها بالنسبة والتناسب مع المادة المحددة

$$\underset{0.005}{AgNO_3} + \underset{1}{NaCl} \rightarrow \underset{n\ AgCl}{AgCl} + \underset{1}{NaNO_3}$$

$$n\ AgCl = 0.005\ mol$$

$$m\ AgCl = n \times Mr = 0.005 \times 143.5 = 0.72\ g$$

اقتصاد الذرة

فيم يستخدم اقتصاد الذرة؟

يُستخدم كمقياس لكفاءة التفاعل الكيميائي فيشير إلى استخدام جميع الذرات المتفاعلة بشكل فاعل لتكوين النواتج المرغوبة وتقليل غير المرغوبة

كيف يستخدم المختصون طريقة اقتصاد الذرة؟

1- اختيار تفاعل كيميائي يؤدي إلى تكوين الناتج المستهدف دون نواتج ثانوية ما أمكن، فيكون اقتصاد الذرة للتفاعل 100%

2- إجراء الحسابات الكيميائية

3- تحديد العوامل المؤثرة في التفاعل التي تهدف إلى الحصول على كمية أكبر منه في وقت أقل

مثال توضيحي:

يحضر غاز كلوريد الهيدروجين HCl بعدة طرق:

1) تفاعل حمض الكبريتيك H2SO4 المركز مع كلوريد الصوديوم NaCl حسب المعادلة الآتية:

$$H_2SO_4 + 2NaCl \rightarrow 2HCl + Na_2SO_4$$

المردود المئوي لهذا التفاعل 100% بينما اقتصاد الذرة 34% لوجود ناتج ثانوي

2) تفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الكلور حسب المعادلة الآتية:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

المردود المئوي لهذا التفاعل 100% واقتصاد الذرة 100% لأن ذرات الكلور والهيدروجين تفاعلت جميعها لتكوين HCl دون نواتج ثانوية غير مرغوبة

أتحقق ص93: ما المقصود باقتصاد الذرة؟

هو المقياس لكفاءة التفاعل الكيميائي، حيث يتم استخدام الذرات المتفاعلة جميعها لتكوين الناتج المرغوب

أتحقق ص93: أضيف 40 g من الصوديوم Na إلى 40 g أكسيد الحديد Fe_2O_3 لإنتاج الحديد Fe وأكسيد الصوديوم Na_2O وفق المعادلة الموزونة الآتية:

$$6Na + Fe_2O_3 \rightarrow 3Na_2O + 2Fe$$

علمًا أن الكتلة المولية بوحدة g/mol: $Fe_2O_3 = 160$ $Na = 23$ $Fe = 56$

أ- أستنتج المادة المحددة للتفاعل

الطريقة الأسرع: نقسم المولات الفعلية على مولات المادة في المعادلة الموزونة

قبل ذلك لا بد من حساب المولات باستخدام العلاقة $\frac{m}{Mr}$

$$n\ Na_{\text{الفعلي}} = \frac{40}{23} = 1.74\ mol \qquad n\ Fe_2O_{3\ \text{الفعلي}} = \frac{40}{160} = 0.25\ mol$$

$$\frac{n\ Na_{\text{الفعلي}}}{n\ Na_{\text{المعادلة}}} = \frac{1.74}{6} = 0.29 \qquad \frac{n\ Fe_2O_{3\ \text{الفعلي}}}{n\ Fe_2O_{3\ \text{المعادلة}}} = \frac{0.25}{1} = 0.25$$

الأقل نسبة هو Fe_2O_3 فهو المادة المحددة

ب- أحسب كتلة الحديد Fe الناتجة

نستخدم مولات المادة المحددة (الفعلية) لحساب مولات المادة الناتجة ثم كتلتها

$$6Na + \underset{0.25}{Fe_2O_3} \rightarrow 3Na_2O + \underset{n\ Fe}{2Fe}$$

$$\underset{1}{\qquad} \qquad \underset{1}{\qquad}$$

$$n\ Fe = 0.25\ mol$$

$$m\ Fe = n \times Mr = 0.25 \times 56 = 28\ g$$

ورقة عمل(15): الحسابات الكيميائية المبنية على المادة المحددة

ينتج فعليا في المختبر 27.9 g من كربيد السيليكون عند تسخين 50 g من ثاني أكسيد السيليكون مع كمية زائدة من الكربون وفقًا للمعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

$$3C + SiO_2 \rightarrow SiC + 2CO$$

فاحسب المردود المئوي إذا علمت أن الكتل المولية بوحدة g/mol: $SiO_2 = 60$ $SiC = 40$

عينة من النحاس Cu مقدارها 0.656 mol أضيفت إلى 136 mL من محلول حمض النيتريك HNO_3 تركيزه 6M وفق المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

$$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO$$

مع افتراض أن التفاعل يكون بهذا الشكل فقط، فهل سيستهلك النحاس كليًّا؟

يتفاعل 2.5 g من الهيدروجين مع 1.34 mol من أول أكسيد الكربون، وفق المعادلة الموزونة الآتية،

$$CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$$

علمًا أن الكتل المولية بوحدة g/mol هي: $CO = 28$ $H_2 = 2$ $CH_3OH = 32$

أ- ما هي المادة المحددة للتفاعل؟

ب- ما كتلة المادة الناتجة؟

ج- كم تبقى من المادة الفائضة بعد انتهاء التفاعل؟

حل مراجعة الدرس الثالث

السؤال الأول: أستنتج أهمية المادة المحددة في التفاعل الكيميائي

تحدد المادة المحددة سير التفاعل وعوامل التحكم فيه وضبطه وتحديد كمية مادة فائضة أو مادة ناتجة

السؤال الثاني: أوضح المقصود بالمادة المحددة للتفاعل، والمادة الفائضة عن التفاعل

مذكورة في المحتوى

السؤال الثالث: يتفاعل 35.8 g من S_8 مع 84.2 g من غاز الميثان CH_4 لإنتاج ثاني كبريتيد الكربون CS_2 وفق المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

$$2CH_4 + S_8 \rightarrow 2CS_2 + 4H_2S$$

أ- أستنتج المادة المحددة للتفاعل

نحسب المولات باستخدام العلاقة $\frac{m}{Mr}$، ونحسب الكتل المولية لها لكل المواد المتفاعلة

$$CH_4 = 16 \quad S_8 = 256$$

$$n\ CH_{4\ \text{الفعلي}} = \frac{84.2}{16} = 5.26\ mol \qquad n\ S_{8\ \text{الفعلي}} = \frac{35.8}{256} = 0.14\ mol$$

$$\frac{n\ CH_{4\ \text{الفعلي}}}{n\ CH_{4\ \text{المعادلة}}} = \frac{5.26}{2} = 2.63 \qquad \frac{n\ S_{8\ \text{الفعلي}}}{n\ S_{8\ \text{المعادلة}}} = \frac{0.14}{1} = 0.14$$

الأقل نسبة هو الكبريت فهو المادة المحددة، لذا نستخدم مولاته الفعلية لحساب كمية المادة الناتجة وكمية الفائضة

ب- أحسب كتلة المادة الفائضة المتبقية بعد انتهاء التفاعل

الميثان هو المادة الفائضة، نحسب الكمية المستهلكة منه عند تفاعلها مع الكبريت بالنسبة والتناسب

$$\begin{matrix} 2CH_4 + & S_8 \\ 2 & 1 \\ n\ CH_4 & 0.14 \end{matrix}$$

$$n\ CH_4 = \frac{2 \times 0.14}{1} = 0.28 mol$$

$$m\ CH_4 = n \times Mr = 0.28 \times 16 = 4.48\ g$$

المادة الفائضة = المادة الفعلية المتوافرة [كل المادة] - المادة الفعلية المستهلكة [المتفاعلة]

$$m\ CH_{4\ \text{الفائضة}} = 84.2 - 4.48 = 79.72\ g$$

ج- أحسب كتلة CS_2 الناتجة

نحسب مولاتها بالنسبة والتناسب مع المادة المحددة، الكتلة المولية لها 76

$$\begin{matrix} 2CH_4 + & S_8 & \rightarrow & 2CS_2 + 4H_2S \\ & 1 & & 2 \\ & 0.14 & & n\ CS_2 \end{matrix}$$

$$n\ CS_2 = 0.28\ mol$$

$$m\ CS_2 = n \times Mr = 0.28 \times 76 = 21.28\ g$$

هذا المردود النظري لذلك الناتج

د- أحسب المردود المئوي للمركب CS_2 علمًا انه حُصِّل فعليًّا 12 g منه

$$Y\ \% = \frac{Ay}{Py} \times 100 = \frac{12}{21.28} \times 100 = 56.4\%$$

السؤال الرابع: أستنتج المادة المحددة في التفاعل الآتي:

$$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$$

علمًا أنه تفاعل 6 mol من الماء مع 6 من كربيد الكالسيوم CaC_2

نحسب النسبة بين المولات والأقل نسبة هو المادة المحددة للتفاعل

$$\frac{n\ CaC_2\ \text{الفعلي}}{n\ CaC_2\ \text{المعادلة}} = \frac{6}{1} = 6 \qquad \frac{n\ H_2O\ \text{الفعلي}}{n\ H_2O\ \text{المعادلة}} = \frac{6}{2} = 3$$

الأقل نسبة هو الماء فهو المادة المحددة للتفاعل

السؤال الخامس: أستنتج المادة المحددة للتفاعل عند إضافة 40 g من الخارصين Zn إلى 150 mL من محلول حمض النيتريك HNO_3 تركيزه 0.2 M وفقا للمعادلة الآتية:

$$Zn + 2HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2$$

الطريقة الأسرع: نقسم المولات الفعلية على مولات المادة في المعادلة الموزونة

قبل ذلك لا بد من حساب المولات باستخدام العلاقة $\frac{m}{Mr}$ للمادة الصلبة وباستخدام $M \times V$ للمحلول

ولا ننس تحويل الحجم إلى لتر، الكتلة المولية للخارصين = 65 g/mol

$$n\ Zn_{\text{الفعلي}} = \frac{40}{65} = 0.62\ mol \qquad n\ HNO_3{}_{\text{الفعلي}} = 0.2 \times 0.15 = 0.03\ mol$$

$$\frac{n\ Zn\ \text{الفعلي}}{n\ Zn\ \text{المعادلة}} = \frac{0.62}{1} = 0.62 \qquad \frac{n\ HNO_3\ \text{الفعلي}}{n\ HNO_3\ \text{المعادلة}} = \frac{0.03}{2} = 0.015$$

الأقل نسبة هو محلول الحمض فهو المادة المحددة

السؤال السادس: أضيف 250 mL من محلول حمض HI تركيزه 0.04 M إلى 250 mL من محلول KOH تركيزه 0.02 M

أ- أكتب معادلة التفاعل الموزونة

$$HI + KOH \rightarrow KI + H_2O$$

ب- أستنتج المادة المحددة للتفاعل

الطريقة الأسرع: نقسم المولات الفعلية على مولات المادة في المعادلة الموزونة

قبل ذلك لا بد من حساب المولات باستخدام $M \times V$ للمحلول الأول والثاني، ولا ننس تحويل الحجم إلى لتر

$$n\ HI_{\text{الفعلي}} = 0.04 \times 0.25 = 0.01\ mol \qquad n\ KOH_{\text{الفعلي}} = 0.02 \times 0.25 = 0.005\ mol$$

$$\frac{n\ HI\ \text{الفعلي}}{n\ HI\ \text{المعادلة}} = \frac{0.01}{1} = 0.01 \qquad \frac{n\ KOH\ \text{الفعلي}}{n\ KOH\ \text{المعادلة}} = \frac{0.005}{1} = 0.005$$

الأقل نسبة هو KOH فهو المادة المحددة

السؤال السابع: أجرى مجموعة من الطلبة تجربة لمعرفة علاقة كمية المادة الناتجة بالمادة المحددة للتفاعل حيث خلطوا 4 mol من الصوديوم مع 6 من غاز الكلور للتفاعل وفقًا للمعادلة الموزونة الآتية:

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

أ- أصوغ فرضية تربط بين كمية المادة المحددة للتفاعل مع كمية المادة الناتجة

كمية المادة المحددة للتفاعل تحدد كمية المادة الناتجة

نحسب النسبة بين المولات والأقل نسبة هو المادة المحددة للتفاعل

$$\frac{\text{n Na}_{\text{الفعلي}}}{\text{n Na}_{\text{المعادلة}}} = \frac{4}{2} = 2 \qquad \frac{\text{n Cl}_2{}_{\text{الفعلي}}}{\text{n Cl}_2{}_{\text{المعادلة}}} = \frac{6}{1} = 6$$

الأقل نسبة هو الصوديوم فهو المادة المحددة للتفاعل

نحسب مولات المادة الناتجة، بما أن النسبة بين الصوديوم والناتج نفسها 2:2 فكمية المولات الناتجة نفس مولات المحددة

$$\text{n NaCl} = 4 \text{ mol}$$

ب- ما المتغير المستقل؟ ما المتغير التابع؟

المتغير المستقل هو كمية المادة المحددة للتفاعل، حيث بإمكاننا تغييرها في التجربة الفعلية

المتغير التابع هو كمية المادة الناتجة، حيث تتأثر وتتبع كمية المادة المحددة وتتغير تبعًا لها

ج- أحسب كتلة المادة الفائضة المتبقية بعد انتهاء التفاعل

غاز الكلور هو المادة الفائضة، نحسب الكمية المستهلكة منه عند تفاعلها مع الصوديوم بالنسبة والتناسب

$$\begin{array}{ll} 2Na + & Cl_2 \\ 2 & 1 \\ 4 & n\ Cl_2 \end{array}$$

$$\text{n Cl}_2 = \frac{4 \times 1}{2} = 2\ mol$$

عدد المولات الفائضة = 6-2=4

الكتلة المولية للكلور = 71

كتلة غاز الكلور الفائضة تساوي

$$\text{m Cl}_2 = n \times Mr = 4 \times 71 = 284\ g$$

حل مراجعة الوحدة الثانية

السؤال الأول: أوضح المقصود بالمفاهيم الآتية: المولارية، المولالية، الإحلال المزدوج، المعادلة الأيونية

مذكورة في المحتوى

السؤال الثاني: يتفاعل 200 g من Na مع 200 g من الأكسجين وفقًا للمعادلة الموزونة الآتية:

$$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$$

أ- أحدد النسبة المولية للصوديوم Na

$$Na: O_2 = 4:1 \quad Na: Na_2O = 4:2$$

ب- أستنتج المادة المحددة للتفاعل

الكتل المولية بوحدة g/mol هي: $Na = 23 \quad O_2 = 32 \quad Na_2O = 62$

$$n\ Na_{\text{الفعلي}} = \frac{200}{23} = 8.7\ mol \quad n\ O_{2\ \text{الفعلي}} = \frac{200}{32} = 6.25\ mol$$

$$\frac{n\ Na_{\text{الفعلي}}}{n\ Na_{\text{المعادلة}}} = \frac{8.7}{4} = 2.18 \qquad \frac{n\ O_{2\ \text{الفعلي}}}{n\ O_{2\ \text{المعادلة}}} = \frac{6.25}{1} = 6.25$$

الأقل نسبة هو الصوديوم فهو المادة المحددة للتفاعل، والأكسجين هو الفائضة

ج- أحسب كتلة Na_2O الناتجة

$$\begin{matrix} 4Na + & O_2 & \rightarrow & 2Na_2O \\ 4 & & & 2 \\ 8.7 & & & n\ Na_2O \end{matrix}$$

$$n\ Na_2O = 4.35\ mol$$
$$m\ Na_2O = n \times Mr = 4.35 \times 62 = 269.7\ g$$

د- أحسب كتلة المادة الفائضة

$$\begin{matrix} 4Na + & O_2 \\ 4 & 1 \\ 8.7 & n\ O_2 \end{matrix}$$

$$n\ O_2 = 2.18\ mol$$

كتلة الأكسجين المتفاعلة تساوي

$$m\ O_2 = n \times Mr = 2.18 \times 32 = 69.76\ g \approx 70\ g$$

كتلة الأكسجين الفائضة [المتبقية] تساوي

$$m\ O_{2\ \text{الفائضة}} = 200 - 70 = 130\ g$$

السؤال الثالث: يتفاعل محلول كلوريد النحاس II $CuCl_2$ مع محلول فوسفات البوتاسيوم K_3PO_4 فينتج محلول كلوريد البوتاسيوم KCl وراسب صلب من فوسفات النحاس $Cu_3(PO_4)_2$، أجيب عن الأسئلة الآتية:

أ- أكتب المعادلة الكيميائية الموزونة

كلها محاليل إلا المادة الراسبة فهي صلبة

$$3CuCl_2 + 2K_3PO_4 \rightarrow 6KCl + Cu_3(PO_4)_{2(s)}$$

ب- أكتب المعادلة الأيونية

نفكك المحاليل إلى أيونات وتبقى المادة الراسبة كما هي

$$3Cu^{2+} + 6Cl^- + 6K^+ + 2PO_4{}^{3-} \rightarrow 6K^+ + 6Cl^- + Cu_3(PO_4)_{2(s)}$$

ج- أستنتج المعادلة الأيونية النهائية

بعد حذف الأيونات المتفرجة:

$$3Cu^{2+} + 2PO_4{}^{3-} \rightarrow Cu_3(PO_4)_{2(s)}$$

السؤال الرابع: أحسب كتلة حمض HCl الموجودة في حجم من المحلول مقداره 150 mL وتركيزه 0.15 M

نحسب الكتلة المولية للحمض

$$Mr = 1 + 35.5 = 36.5\ g/mol$$

نحول الحجم إلى لتر = 0.15

$$n = M \times V = 0.15 \times 0.15 = 0.0225\ mol$$

نحسب الكتلة

$$m = n \times Mr = 0.0225 \times 36.5 = 0.82\ g$$

السؤال الخامس: يملأ نظام التبريد في السيارة (الراديتر) بمحلول يتكون من الماء وجلايكول الإيثيلين $C_2H_6O_2$ لمنع تجمد الماء خلال فصل الشتاء، أحسب التركيز المولالي لمحلول من جلايكول الإيثيلين تكون بإذابة 300 g منه في 450 g من الماء المقطر

الكتلة المولية لجلايكول الإيثيلين:

$$Mr = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 2 \times 16 = 62\ g/mol$$

نحسب المولات:

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{300}{62} = 4.84\ mol$$

نحسب التركيز المولالي، وكتلة المذيب بوحدة كغ = 0.45

$$m = \frac{n\ solute}{m\ solvent} = \frac{4.84}{0.45} = 10.76\ mol/kg$$

السؤال السادس: أستنتج الخطوات العملية لتحضير محلول من فلوريد البوتاسيوم KF تركيزه 0.25 mol/kg باستخدام 500 g من الماء المقطر

1- أخذ كتلة دقيقة من المادة باستخدام ميزان حساس (7.25 g)
2- وضع الكتلة في كأس زجاجية، وإضافة كمية قليلة من الماء المقطر لها، وتحريكها إلى أن تذوب تمامًا
3- سكب المحلول الناتج في دورق حجمي مناسب
4- تكرار العملية مرات عدة بإضافة كمية قليلة من الماء المقطر إلى الكأس الزجاجية وتحريك المحلول ثم سكبه في الدورق الحجمي إلى أن يقترب مستواه من العلامة على عنق الزجاجة مع مراعاة أن كتلة الماء 500 g
5- إضافة الماء المقطر باستخدام قطارة حتى يصل المحلول إلى مستوى العلامة على عنق الدورق ثم رج المحلول إلى أن يتجانس

(a) يوزن المذاب (b) يضاف المذاب إلى قليل من المذيب (c) يحرك جيدًا حتى يذوب (d) يُكمل الحجم إلى العلامة في الدورق مع مراعاة استخدام كل كمية الماء الموزونة

السؤال السابع: احسب حجم الماء الذي تلزم إضافته إلى 50mL من محلول NaCl ذي التركيز 0.01 M ليصبح تركيزه 0.001 M

M_1= 0.01 M V_1= 50 mL M_2=0.001 M V_2= ?

نطبق معادلة التخفيف:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$V_2 = \frac{M_1 \times V_1}{M_2} = \frac{0.01 \times 50}{0.001} = 500\ mL$$

حجم الماء اللازم إضافته = حجم المحلول النهائي - حجم المحلول قبل التخفيف

= 500 - 50 = 450 mL

السؤال الثامن: احسب عدد مولات NO الناتجة من تفاعل O_2 25 mol مع NH_3 6 mol في المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

$$2NH_3 + 5O_2 \rightarrow 6H_2O + 4NO$$

نحدد المادة المحددة أولاً حتى نحسب الناتج من خلالها

$$\frac{n\ NH_3\ \text{الفعلي}}{n\ NH_3\ \text{المعادلة}} = \frac{6}{4} = 1.5 \qquad \frac{n\ O_2\ \text{الفعلي}}{n\ O_2\ \text{المعادلة}} = \frac{25}{5} = 5$$

الأقل نسبة هو الأمونيا، وبالتالي هي المادة المحددة

نحسب المادة الناتجة بالنسبة والتناسب مع الأمونيا

$$\begin{matrix} 4NH_3 + & 5O_2 \rightarrow 6H_2O + & 4NO \\ 4 & & 4 \\ 6 & & n\ NO \end{matrix}$$

$$n\ NO = 6\ mol$$

السؤال التاسع: أضيف 0.4 g ثاني أكسيد المنغنيز إلى 50 mL من محلول حمض الهيدروبروميك HBr تركيزه 0.02 M لإنتاج البروم وبروميد المنغنيز والماء وفقًا لمعادلة التفاعل الموزونة الآتية:

$$MnO_2 + 4HBr \rightarrow MnBr_2 + Br_2 + 2H_2O$$

أ- أستنتج المادة المحددة للتفاعل

نحسب النسبة بين المولات والأقل نسبة هو المادة المحددة للتفاعل، وقبل ذلك نحسب مولات المادة الصلبة والمحلول، الكتلة المولية لـ $MnO_2 = 55 + 2 \times 16 = 87\ g/mol$

$$n\ MnO_2\ \text{الفعلي} = \frac{0.4}{87} = 0.005\ mol \qquad n\ HBr\ \text{الفعلي} = 0.02 \times 0.05 = 0.001\ mol$$

$$\frac{n\ MnO_2\ \text{الفعلي}}{n\ MnO_2\ \text{المعادلة}} = \frac{0.005}{1} = 0.005 \qquad \frac{n\ HBr\ \text{الفعلي}}{n\ HBr\ \text{المعادلة}} = \frac{0.001}{4} = 0.00025$$

الأقل نسبة هو محلول الحمض فهو المادة المحددة للتفاعل

ب- أحسب كتلة المادة الفائضة

$$\begin{matrix} MnO_2 + & 4HBr \\ 1 & 4 \\ n\ MnO_2 & 0.001 \end{matrix}$$

$$n\ MnO_2 = 0.00025\ mol$$

كتلة المادة المتفاعلة:

$$m\ MnO_2 = 0.00025 \times 87 = 0.022\ g$$

كتلة الفائض [المتبقية]

$$m\ MnO_2\ \text{الفائضة} = 0.4 - 0.022 = 0.378\ g$$

السؤال العاشر: يتفاعل 80 g من النحاس مع 25 g كبريت بإنتاج كبريتيد النحاس I وفقا للمعادلة الموزونة:

$$2Cu + S \rightarrow Cu_2S$$

أ- أستنتج المادة المحددة للتفاعل

الكتلة المولية للمواد هي: $Cu = 64 \quad S = 32 \quad Cu_2S = 160$

$$n\ Cu_{\text{الفعلي}} = \frac{80}{64} = 1.25\ mol \qquad n\ S_{\text{الفعلي}} = \frac{25}{32} = 0.78\ mol$$

$$\frac{n\ Cu_{\text{الفعلي}}}{n\ Cu_{\text{المعادلة}}} = \frac{1.25}{2} = 0.63 \qquad \frac{n\ S_{\text{الفعلي}}}{n\ S_{\text{المعادلة}}} = \frac{0.78}{1} = 0.78$$

الأقل نسبة هو النحاس فهو المادة المحددة

ب- أحسب المردود المئوي للتفاعل إذا كان الناتج الفعلي من التفاعل 14.8 g

نحسب كمية المادة الناتجة بالنسبة والتناسب مع المادة المحددة

$$\begin{matrix} 2Cu + & S \rightarrow & Cu_2S \\ 2 & & 1 \\ 1.25 & & n\ Cu_2S \end{matrix}$$

$$n\ Cu_2S = 0.625\ mol$$
$$m\ Cu_2S = n \times Mr = 0.625 \times 160 = 100\ g$$

نحسب المردود المئوي:

$$Y\ \% = \frac{Ay}{Py} \times 100 = \frac{14.8}{100} \times 100 = 14.8\%$$

السؤال الحادي عشر: أحسب كتلة كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ الناتجة عند إضافة 25 g من كربونات الصوديوم Na_2CO_3 إلى 20 g كلوريد الكالسيوم $CaCl_2$ وفقا للمعادلة الآتية:

$$Na_2CO_3 + CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 + 2NaCl$$

الكتلة المولية للمواد هي: $Na_2CO_3 = 106 \quad CaCl_2 = 111 \quad CaCO_3 = 100$

$$n\ Na_2CO_3{}_{\text{الفعلي}} = \frac{25}{106} = 0.24\ mol \qquad n\ CaCl_2{}_{\text{الفعلي}} = \frac{20}{111} = 0.18\ mol$$

$$\frac{n\ Na_2CO_3{}_{\text{الفعلي}}}{n\ Na_2CO_3{}_{\text{المعادلة}}} = \frac{0.24}{1} = 0.24 \qquad \frac{n\ CaCl_2{}_{\text{الفعلي}}}{n\ CaCl_2{}_{\text{المعادلة}}} = \frac{0.18}{1} = 0.18$$

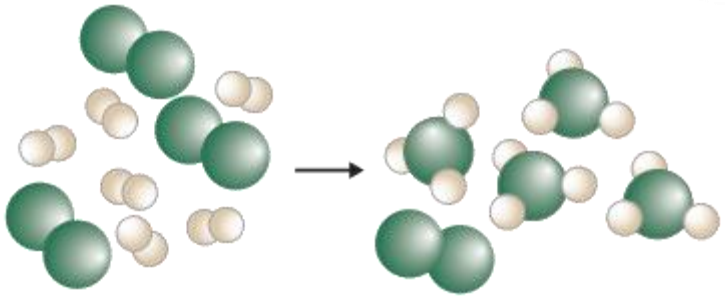
الأقل نسبة هو كلوريد الكالسيوم فهو المادة المحددة

نحسب كمية المادة الناتجة بالنسبة والتناسب مع المادة المحددة

$$\begin{matrix} Na_2CO_3 + & CaCl_2 \rightarrow & CaCO_3 + 2NaCl \\ 1 & & 1 \\ 0.18 & & n\ CaCO_3 \end{matrix}$$

$$n\ CaCO_3 = 0.18\ mol$$
$$m\ CaCO_3 = n \times Mr = 0.18 \times 100 = 18\ g$$

السؤال الثاني عشر: لماذا تعد المادة المشار إليها بالكرات البيضاء في المواد المتفاعلة هي المحددة للتفاعل؟



لأن الكرات الخضراء تبقى منها فائض في الناتج، لذا الكرات البيضاء هي المادة المحددة التي تفاعلت واستهلكت بالكلية

السؤال الثالث عشر: أضيف 25mL من حمض HCl تركيزه 0.1 M إلى 10 mL من NaOH تركيزه 0.5M:

أ- أكتب معادلة التفاعل الموزونة

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

ب- أكتب المعادلة الأيونية النهائية

$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O_{(l)}$$
$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O_{(l)}$$

ج- أستنتج المادة المحددة للتفاعل

$$n\ HCl_{\text{الفعلي}} = 0.1 \times 0.025 = 0.0025\ mol \qquad n\ NaOH_{\text{الفعلي}} = 0.5 \times 0.01 = 0.005\ mol$$

$$\frac{n\ HCl_{\text{الفعلي}}}{n\ HCl_{\text{المعادلة}}} = \frac{0.0025}{1} = 0.0025 \qquad \frac{n\ NaOH_{\text{الفعلي}}}{n\ NaOH_{\text{المعادلة}}} = \frac{0.005}{1} = 0.005$$

الأقل نسبة هو محلول الحمض HCl فهو المادة المحددة

د- أستنتج المواد الموجودة في وعاء التفاعل بعد اكتمال التفاعل

المادة الفائضة وهي القاعدة **NaOH** والمواد المتفاعلة المتكونة **NaCl** والماء

السؤال الرابع عشر: أصنف التفاعلات الآتية إلى أنواعها الرئيسة: الاتحاد والإحلال الأحادي والإحلال المزدوج والتحلل:

التفاعل	نوع التفاعل
$2HNO_{3(aq)} + Ca(OH)_{2(aq)} \rightarrow Ca(NO_3)_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$	إحلال مزدوج
$2KClO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$	تحلل
$Sn_{(s)} + 2AgNO_{3(aq)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Sn(NO_3)_{2(aq)}$	إحلال أحادي
$Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$	إحلال أحادي
$2Na_{(s)} + Br_{2(l)} \rightarrow 2NaBr_{(s)}$	اتحاد

السؤال الخامس عشر: أكتب المعادلة الأيونية النهائية لكل من المعادلتين الآتيتين:

$$CuI_{2(aq)} + 2KOH_{(aq)} \rightarrow Cu(OH)_{2(s)} + 2KI_{(aq)}$$

المعادلة الأيونية النهائية

$$Cu^{2+} + 2I^- + 2K^+ + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_{2(s)} + 2K^+ + 2I^-$$
$$Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_{2(s)}$$

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

المعادلة الأيونية النهائية

$$Zn + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow Zn^{2+} + 2Cl^- + H_{2(g)}$$
$$Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_{2(g)}$$

السؤال السادس عشر: أختار رمز الإجابة الصحيحة في الفقرات الآتية:

1) الأيونات المتفرجة في المعادلة الكيميائية الآتية هي:

$$AgNO_{3\,aq} + NaCl_{aq} \rightarrow AgCl_s + NaNO_{3\,aq}$$

(أ) Ag^+ , Cl^-
(ب) Cl^- , NO_3^-
(ج) Ag^+ , Na^+
(د) Na^+ , NO_3^-

الإجابة الصحيحة: د

2) الأيونات المتفاعلة في المعادلة الأيونية الآتية هي:

$$H^+ + Cl^- + Li^+ + OH^- \rightarrow H_2O + Li^+ + Cl^-$$

(أ) OH^- , Cl^-
(ب) Li^+ , Cl^-
(ج) H^+ , OH^-
(د) H^+ , Cl^-

الإجابة الصحيحة: ج

3) عدد مولات LiOH الموجودة في 2L من محلول تركيزه 0.04 M:

(أ) 0.08
(ب) 0.06
(ج) 0.04
(د) 0.02

الإجابة الصحيحة: أ

4) الكسر المولي للمركب X عند إذابة 6 mol منه في 72 g من الماء (Mr=18 g/mol) هو:

(أ) 1.0
(ب) 0.6
(ج) 1.5
(د) 0.08

الإجابة الصحيحة: ب

5) المعادلة الأيونية النهائية الصحيحة في ما يأتي هي:

(أ) $Ni_{(s)} + Cu^{2+}{}_{(aq)} + SO_4{}^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow NiSO_{4(aq)} + Cu_{(s)}$

(ب) $Ni_{(s)} + Cu^{2+}{}_{(aq)} + SO_4{}^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow Ni^{2+}{}_{(aq)} + SO_4{}^{2-}{}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

(ج) $Ni_{(s)} + Cu^{2+}{}_{(aq)} \rightarrow Ni^{2+}{}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

(د) $NiSO_{4(aq)} + Cu_{(s)} \rightarrow Ni_{(s)} + CuSO_{4(aq)}$

الإجابة الصحيحة: ج

6) تفاعل مادتين أو أكثر لإنتاج مادة واحدة، تشير هذه العبارة إلى مفهوم تفاعل:

(أ) الترسيب

(ب) التحلل

(ج) الاتحاد

(د) الإحلال المزدوج

الإجابة الصحيحة: ج

7) عند خلط 3.8 mol A مع 4.5 mol B وفقًا للمعادلة الافتراضية الموزونة الآتية:

$3A + 2B \rightarrow 5D$

فإن المادة المحددة للتفاعل هي:

(أ) A

(ب) B

(ج) D

(د) AB

الإجابة الصحيحة: أ

8) محلول تركيزه 4% بالكتلة يعني هذا أنه يتكون من:

(أ) 4 g من المذاب في 96 g من المذيب

(ب) 4 g من المذاب في 100 g من المذيب

(ج) 0.4 g من المذاب في 96 g من المذيب

(د) 0.4 g من المذاب في 100 g من المذيب

الإجابة الصحيحة: أ

مع حبي لطلابي: م. مريم السرطاوي