



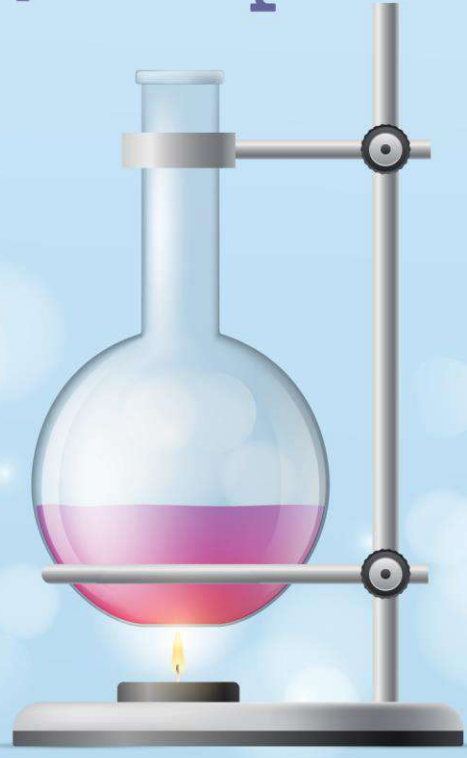
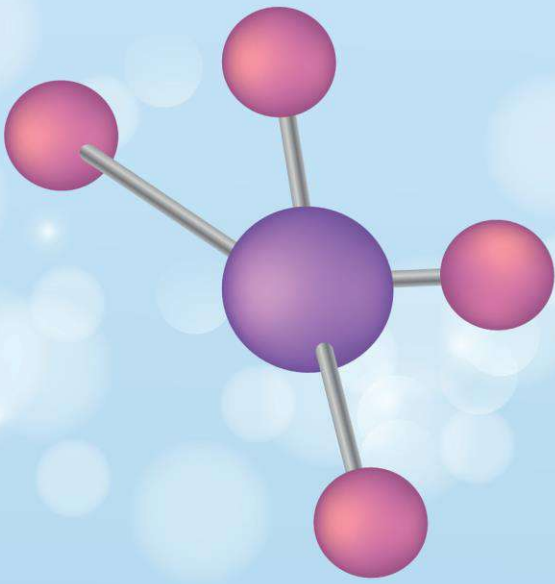
سناكات الكيمياء وتلاخيص منهاج أردني تقدمان



كورس أكسجين الكيمياء الأول ثانوي أكاديمي

الفصل الدراسي الأول

إعداد: م. مريم السرطاوي



2024-2025

لا يهم كم مرة تقع!



ما دمت تقف مجدداً في كل مرة.

talala

تهيئة قبل دراسة الوحدة الأولى

تهيئة بمراجعة معلومات سابقة مهمة من الصف العاشر

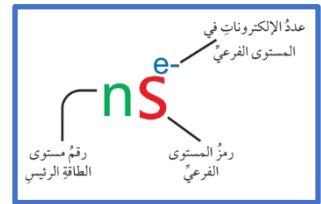
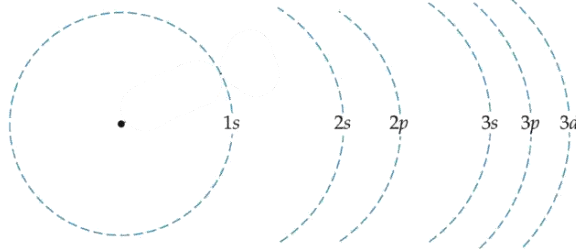
العناصر الانتقالية الرئيسية

- المجموعات العمودية في الجدول الدوري 18 منها 8 ممثلة، و10 انتقالية، يرمز للممثلة برمz A والانتقالية برمz 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 إلكترونياً ((وفق العدد الذري فقط)) وذلك على مبدأ أوفباو، الأقل طاقة أولاً وفق مستويات

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

الطاقة الفرعية s p d f

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

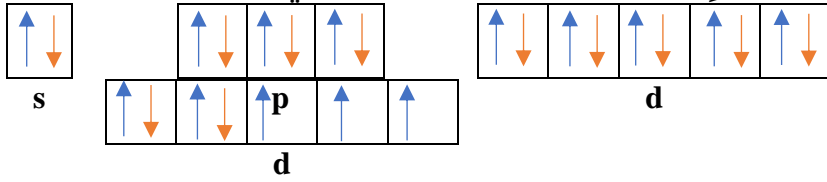


؟ ما التوزيع الإلكتروني للبوتاسيوم K₁₉؟

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

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

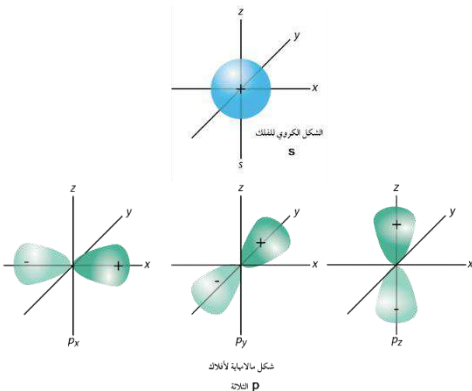
كل مستوى فرعي فيه أفلاك، كل فلك يحمل كحد أقصى إلكترونين يتحركان باتجاه معاكس لبعضهما، وتتوزع الإلكترونات في الأفلاك على قاعدة هوند، تنزل الإلكترونات منفردة داخل الأفلاك في اتجاه غزل واحد ثم تعود الأزواج باتجاه الغزل المعاكس



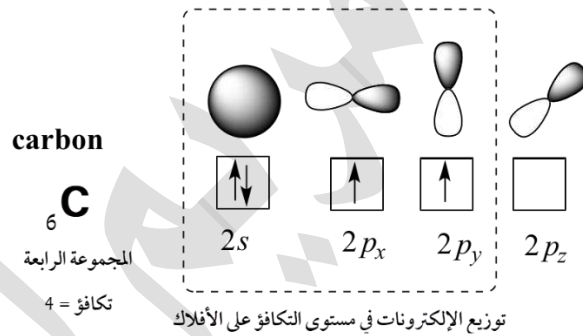
ما التوزيع الإلكتروني لسبع ؟

إلكترونات في المستوى الفرعي d؟ d^7

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



كيف تتوزع الإلكترونات التكافؤ في أفلاك مستوى التكافؤ للكربون؟



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

المجموعة والتكافؤ	اسمها	العناصر	تصنيف العناصر
1A التكافؤ = 1	الفلزات القلوية	ليثيوم Li، صوديوم Na، بوتاسيوم K	فلزات، والهيدروجين تكافؤه = 1 لكنه لافلز
2A التكافؤ = 2	الفلزات القلوية الأرضية	بريليوم Be، مغنيسيوم Mg، كالسيوم Ca، باريوم Ba	فلزات
3A التكافؤ = 3	مجموعة البورون	بورون B، ألومنيوم Al	بورون: شبه فلز ألومنيوم: فلز
4A التكافؤ = 4	مجموعة الكربون	كربون C، سيليكون Si، جيرمانيوم Ge	كربون: لا فلز سيليكون: شبه فلز جيرمانيوم: شبه فلز
5A التكافؤ = 5	مجموعة النيتروجين	نيتروجين N، فسفور P	نيتروجين، فسفور: لا فلز
6A التكافؤ = 6	مجموعة الأكسجين	أكسجين O، كبريت S، سيلينيوم Se	لا فلزات
7A التكافؤ = 7	مجموعة الهالوجينات	فلور F، كلور Cl، بروم Br، يودا I	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 دائماً +1، والخصائص Zn والكاديوم Cd دائماً +2

○ اللافلزات المتفاعلة: إما أن تكسب الإلكترونات فتحمل شحنة سالبة أو تتشارك مع غيرها فتتكون الرابطة التساهمية



○ يمكن حفظ اللافلزات من خلال الجملة الذهنية: "كفك فيه" كَأْسُ بُنِّ" بالإضافة إلى العناصر النبيلة: الهيليوم He، النيون Ne، الأرجون Ar، الكريبتون 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

1	2	13	14	15	16	17	18
1	H.						He.
2	Li.	Be.	B.	C.	N.	O.	F.
3	Na.	Mg.	Al.	Si.	P.	S.	Cl.
4	K.	Ca.	Ga.	Ge.	As.	Se.	Br.
5	Rb.	Sr.	In.	Sn.	Sb.	Te.	I.
6	Cs.	Ba.	Tl.	Pb.	Bi.	Po.	Rn.

○ البريليوم فلز لكن لطبيعة حجم الذرة وخصائصها فإنه لا يكون 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 للفلزات (مهم):

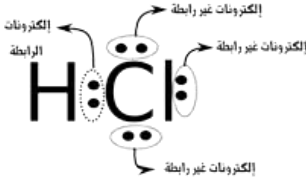
رقم مجموعة العنصر	عدد نقاط لويس [إلكترونات التكافؤ]	عدد الروابط الشائع بالنظر إلى النقاط المنفردة	مثال
1A	1	1	H •
4A	4	4	• C •
5A	5	3	• N •
6A	6	2	• O •
7A	7	1	• F •

الوحدة الأولى: أشكال الجزيئات وقوى التجاذب في ما بينها

الدرس الأول: نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ

تعريفات الدرس الأول:

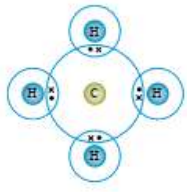
- **مستوى التكافؤ:** مستوى الطاقة الخارجي للذرة
- **إلكترونات التكافؤ:** هي الإلكترونات الموجودة في المستوى الخارجي للذرة وتحدد نوع الروابط التي تكونها الذرة
- **الرابطة التساهمية:** هي قوة التجاذب الناشئة بين ذرتين نتيجة تشاركتها بزوج واحد أو أكثر من الإلكترونات
- **الرابطة التناسقية:** إحدى أنواع الروابط 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 عدداً في الجزيء وتكون 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 أقل 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 الروابط 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 دائماً يكونون رابطة واحدة لذا هو طرفي في الجزيء، والكربون ذرة مركزية لأنها تكون دائماً 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 تكون 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 عدد أزواج الإلكترونات المشاركة في الرابطة بين الذرتين ونسميها الإلكترونات الرابطة وتكون حول كل ذرة



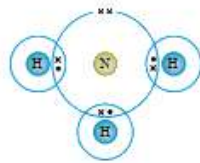


- عدد أزواج الإلكترونات الرابطة حول الكربون = 4 أزواج
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة حول الكربون = صفر
- عدد أزواج الإلكترونات (الكلية) حول الكربون = 4 أي ثمانية إلكترونات (فهو يستقر على قاعدة الثمانية)
- عدد أزواج الإلكترونات حول الهيدروجين = 2 (مستثنى من القاعدة بسبب عدده الذري القليل)



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 إلكترونات 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

تركيب لويس	الصيغة الجزيئية	اسم الجزيء	تركيب لويس	الصيغة الجزيئية	اسم الجزيء
$\text{O}::\text{C}::\text{O}:$	CO_2	ثاني أكسيد الكربون	$:\ddot{\text{Cl}}::\ddot{\text{Cl}}:$	Cl_2	الكلور
$\begin{array}{c} \text{H} : \text{C} : \text{C} : \text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C_2H_4	الإيثين	$\text{H} : \ddot{\text{Cl}} :$	HCl	كلوريد الهيدروجين
$\text{O}::\text{O}:$	O_2	الأكسجين	$\text{H} : \ddot{\text{O}} : \text{H}$	H_2O	الماء
$:\text{N}::\text{N}:$	N_2	النيتروجين	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H} : \text{C} : \text{C} : \text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C_2H_6	الإيثان
$\text{H} : \text{C} : \text{C} : \text{H}$	C_2H_2	الإستيلين			

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 لتركيب لويس وتحديد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة بعد رسم المركب بشكله النهائي

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

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 تكوّن 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 دائماً 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 نحول زوج أو أكثر من

الذرات الطرفية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية بينها وبين الذرة المركزية

مثال ص 12: اكتب تركيب لويس لجزيء NF₃ وحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة

المركزية (العدد الذري لذرة N يساوي 7 ولذرة 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	$1s^2 2s^2 2p^5$
7N	5A	5	$1s^2 2s^2 2p^3$

[2] مجموع إلكترونات الجزيء Total (v. e) بالنظر إلى صيغته NF₃ ← ثلاث ذرات فلور وذرة نيتروجين

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

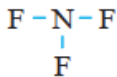
[3] عدد أزواج الإلكترونات في الجزيء

$$(v. e. p) = \frac{26}{2} = 13 v. e. p$$

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

[5] نرسم ثلاثة روابط أحادية بين النيتروجين والفلور،

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



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

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

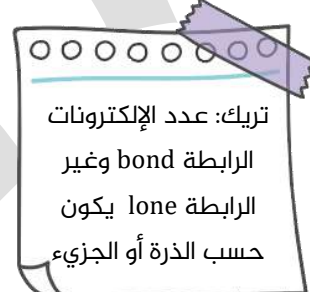
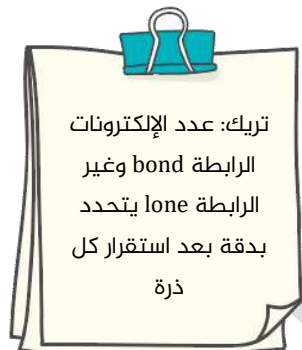
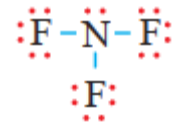
$$(l.e.p) = 13 - 3 = 10$$

[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 الـ 10 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 لجزء 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

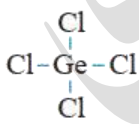
وعدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة في كل الجزيء يساوي 10

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

مثال ص 13: 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



$$Total(v.e) = 4 \times 1 + 7 \times 4 = 32 v.e$$

$$(v.e.p) = \frac{32}{2} = 16 v.e.p$$

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 يتبقى 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: ص 14: اكتب تركيب لويس وحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في

أيون $AlCl_4^-$

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

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

$$sum(v.e) = 3 \times 1 + 7 \times 4 + 1e = 32 v.e$$

$$(v.e.p) = \frac{32}{2} = 16 v.e.p$$

الذرة المركزية: Al الألمنيوم وحوله 4 روابط مع الكلور

$$4 = (b.e.p)$$

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

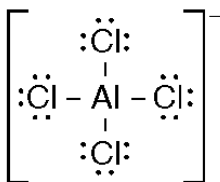
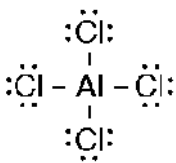
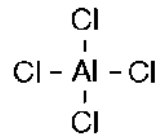
$$(l.e.p) = 16 - 4 = 12$$

كل ذرة كلور تستقر بثمانية، حولها زوج ويتبقى لها 3 أزواج، نضع 3 أزواج على كل منها،

المجموع = 12 ولم يتبقى أي من الإلكترونات لنضعها على الألمنيوم

نتأكد من استقرار الذرة المركزية بقاعدة الثمانية، ثم نضيف الشحنة بأقواس مربعة

محيطة بالجزء 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

$$Total(v.e) = 4 \times 1 + 6 \times 2 = 16 v.e$$

$$(v.e.p) = \frac{16}{2} = 8 v.e.p$$



الذرة المركزية: C، وحولها رابطتين مع O

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

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

كل ذرة أكسجين تستقر بثمانية، حولها زوج ويتبقى لها 3 أزواج، نضع 3 أزواج على كل ذرة O، المجموع = 6

ولم يتبقى 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	إلكترونات الرابطة	إلكترونات غير الرابطة	تركيب لويس
C	8	0	$:\ddot{O} = C = \ddot{O}:$
الجزء	أزواج الإلكترونات غير الرابطة		
CO_2	4		

تدريب خارجي: ارسم تركيب لويس وحدد 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

$$Total(v.e) = 1 \times 1 + 4 \times 1 + 5 \times 1 = 10 v.e$$

$$(v.e.p) = \frac{10}{2} = 5 v.e.p$$

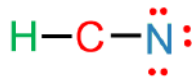
الذرة المركزية: C، [قاعدة الكربون دائماً مركزية] حول المركزية رابطتان مع H و N $2 = (b.e.p)$

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

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



نظر 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

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 مستقرًا بـ 4 أزواج

الذرة المطلوبة	زوج الإلكترونات الرابطة	زوج الإلكترونات غير الرابطة	تركيب لويس
N	3	1	$H-C \equiv N:$

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

الجزيء

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

$$Total(v.e) = 4 \times 1 + 1 \times 2 + 7 \times 2 = 20 v.e$$

$$(v.e.p) = \frac{20}{2} = 10 v.e.p$$

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

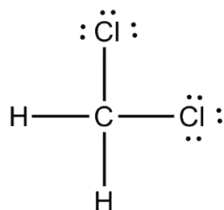
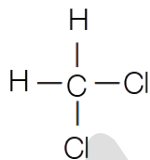
$$(l.e.p) = (v.e.p) - (b.e.p)$$

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

نظر 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

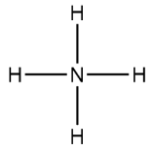
والكربون مستقر عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة في الجزيء = 6



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

اسم العنصر	إلكترونات التكافؤ	التأكد من استقرار المركزية	تركيب لويس الافتراضي	الإلكترونات غير الرابطة للذرة المركزية	الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية	الجزيء
نيتروجين	5	نعم	$\begin{array}{c} \text{H} - \overset{\times\times}{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	2	3	XH_3
كربون	4	نعم	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{Y} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	0	4	YH_4

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

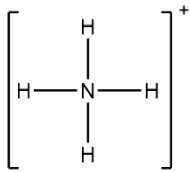
$$Total(v.e) = 5 \times 1 + 1 \times 4 - 1e = 8 v.e$$

$$(v.e.p) = \frac{8}{2} = 4 v.e.p$$

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 ص 17: [1] أرسم تركيب لويس للجزيء OF_2 وأحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة في ذرتها

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

$$Total(v.e) = 6 \times 1 + 7 \times 2 = 20 v.e$$

$$(v.e.p) = \frac{20}{2} = 10 v.e.p$$



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	$\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \rightarrow \text{:}\ddot{\text{F}}\text{-}\ddot{\text{O}}\text{-}\ddot{\text{F}}\text{:}$

تدريب خارجي: ارسم تركيب لويس للجزيء C_2H_4 والشكل البنائي له

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

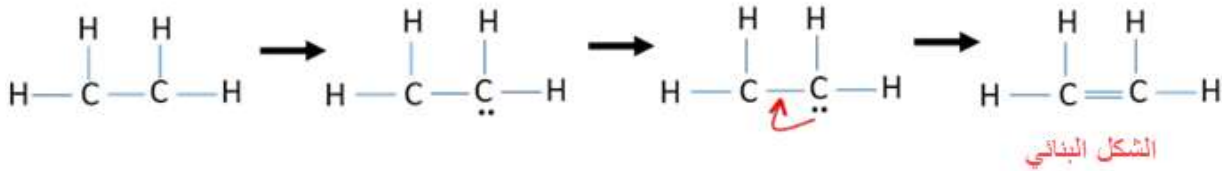
$$Total(v.e) = 4 \times 2 + 1 \times 4 = 12 v.e$$

$$(v.e.p) = 12/2 = 6 v.e.p$$

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



Saba Odeh

أصدقائي وزملائي الطلبة
إن مشوار الألف ميل يبدأ بخطوة فارسموا الطريق السوي لمشواركم ولا تدعوا
المغريات تجذبكم فتعيدوا عن هدفكم، ولا تصدأ همتمكم ولا تلبين، ابدؤوا من هذه
اللحظة بمعاهدة أنفسكم أولاً والعالم ثانياً أنكم لن تكونوا نسخة مكررة لآلاف النسخ
من حولكم، وأن تكونوا منفردين مميزين كنجم الشمال، واحملوا لواء المجد نبشاً
يزين صدوركم، واجعلوا النجاح وساماً يرافقكم إلى الأبد، واكبوا تطورات العالم من
حولكم وخذوا ما يساعدكم على التطور، ولا تسيروا في قطيع المعلوماتية المشتتة بلا
هدف ولا غاية، أنتم أمل المستقبل وبناء الغد وقادة الدول، أنتم الأطباء والعلماء
والقضاة، أنتم الانسان من قبل ومن بعد، فتحضروا وأعدوا لذلك اليوم ما استطعتم
من عدة.
والسلام ختام.
_صبا (الوُجْد)

17

5:30 PM

11

2:30 PM

السلامة
السلامة

ورقة عمل (1): استراتيحية 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

حدّد 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 سابقاً أن الفلز مع اللافلز يكونان 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 يعيننا دراسته في هذه المرحلة
- **لافلزات الدورة الثانية:** فلور، F، أكسجين، O، نيتروجين، N، كربون، C، تطبق قاعدة الثمانية بشكل عام [FONC] وهناك استثناءات لأكاسيد النيتروجين مثل NO و NO₂ بسبب الإلكترونات الفردية
- **عناصر الدورة الثالثة** وما بعد ذلك **تشذ أحياناً عن قاعدة الثمانية حسب نوع التفاعل مع الذرة الأخرى، مثلاً** الكلور يتعدى الثمانية مع الفلور ويكون ثلاثي فلوريد الكلور ClF₃
- تذكر أن حديثنا كله عن **الذرة المركزية** وقد تكون مخالفة لقاعدة الثمانية، فتستقر بأقل أو أكثر مثل:
 - البريليوم Be وهو فلز، ويستقر بأربع إلكترونات [2 زوج] ويكون روابط تساهمية مع بعض اللافلزات
 - البورون B وهو شبه فلز، ويستقر بست إلكترونات [3 أزواج] ودائماً يكون روابط تساهمية
 - الفسفور P يستقر **في بعض المركبات** بعشر إلكترونات [5 أزواج] حسب التفاعل الكيميائي الحاصل
 - الكبريت S يستقر **في بعض المركبات** باثنا عشر إلكترونات [6 أزواج] حسب التفاعل الكيميائي الحاصل
- العنصران B و Be ليس لديهما القدرة لعمل روابط تساهمية ثنائية أو ثلاثية، فقط روابط أحادية

عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية	تركيب لويس	الشكل البنائي للجزيء	الصيغة الجزيئية للمركب
2	$\text{:Cl} \times \text{Be} \times \text{Cl} \text{:}$	Cl—Be—Cl	BeCl ₂
3	$\begin{array}{c} \text{:Cl} \times \text{B} \times \text{Cl} \text{:} \\ \times \\ \text{:Cl} \text{:} \end{array}$		BCl ₃
5	$\begin{array}{c} \text{Cl} \times \text{P} \times \text{Cl} \\ \times \quad \times \\ \text{Cl} \times \text{P} \times \text{Cl} \\ \times \\ \text{Cl} \text{:} \end{array}$		PCl ₅
6	$\begin{array}{c} \text{F} \times \text{S} \times \text{F} \\ \times \quad \times \\ \text{F} \times \text{S} \times \text{F} \\ \times \quad \times \\ \text{F} \times \text{S} \times \text{F} \end{array}$		SF 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 لجزء BCl_3 وحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة للذرة المركزية

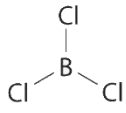
العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ ($v.e$)
B	3A	3
Cl	7A	7

$$Total(v.e) = 3 \times 1 + 7 \times 3 = 24 v.e$$

$$(v.e.p) = 24/2 = 12 v.e.p$$

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

$$(l.e.p) = 12 - 3 = 9$$



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 لجزء SF_6 وحدد 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 $6 = (b.e.p)$

$$(l.e.p) = 24 - 6 = 18$$

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 ($b.e.p$)	أزواج الإلكترونات غير الرابطة ($l.e.p$)	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 مكوناً خماسي كلوريد الفسفور PCl_5 .
وضّح أي من هذه المركبات يتبع قاعدة الثمانية؟
يلزمنا كتابة كل صيغة لنستطيع رسم تركيب لويس لها

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

PCl_3 [1]

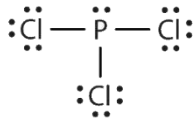
العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ ($v.e$)
P	5A	5
Cl	7A	7

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

$$(v.e.p) = 26/2 = 13 v.e.p$$

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، وتتأكد من استقرارها، P مستقر بأربع أزواج من الإلكترونات [يطبق قاعدة الثمانية]

Cl_2 [2]

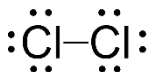
العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ ($v.e$)
Cl	7A	7

$$Total(v.e) = 7 \times 2 = 14 v.e$$

$$(v.e.p) = 14/2 = 7 v.e.p$$

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]

PCl_5 [3]

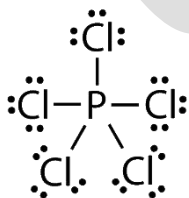
العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ ($v.e$)
P	5A	5
Cl	7A	7

$$Total(v.e) = 5 \times 1 + 7 \times 5 = 40 v.e$$

$$(v.e.p) = 40/2 = 20 v.e.p$$

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 وحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة للذرة المركزية

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

$$Total(v. e) = 2 \times 1 + 1 \times 2 = 4 v. e$$

$$(v. e. p) = \frac{4}{2} = 2 v. e. p$$

الذرة المركزية: Be، وحولها رابطتان مع H

$$2 = (b. e. p) \quad H$$

$$(l. e. p) = 2 - 2 = 0$$

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	$\text{H} : \text{Be} : \text{H}$ $\text{H} - \text{Be} - \text{H}$

مريم السرطاوي

ورقة عمل (2): استثناءات قاعدة الثمانية

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

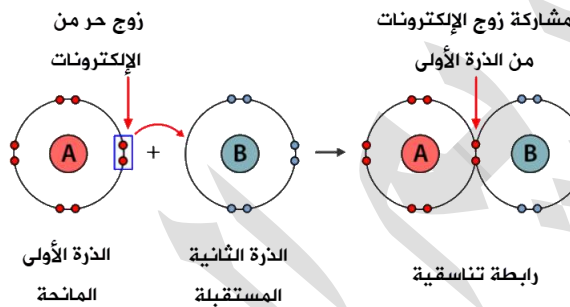
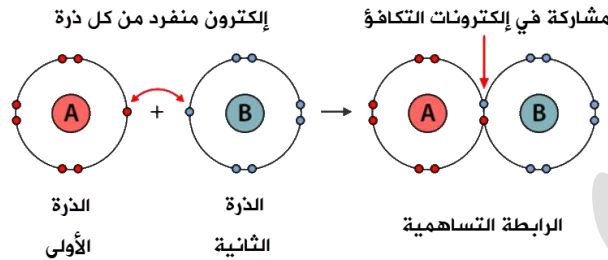
ارسم تركيب لويس للجزيء PF_5 وبيّن إن كانت الذرة المركزية تحقق قاعدة الثمانية أم لا؟ علماً أن الفسفور من المجموعة 5A والفلور من المجموعة 7A

تحّدّد عدد الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية في جزيء ClF_3

تحّدّد عدد الإلكترونات غير الرابطة في الجزيء BeF_2

الرابطة التناسقية Coordinate Bond

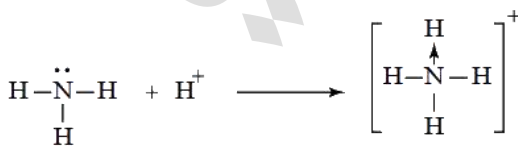
- نفرق بين الرابطة التساهمية والتناسقية: أن التساهمية فيها مشاركة زوج الإلكترونات من الذرتين، بينما في التناسقية ذرة واحدة تمنح زوج الإلكترونات غير رابطة لذرة أخرى لا تملك أي إلكترونات غير رابطة ولديها فلك فارغ من الإلكترونات
- الرابطة التناسقية نوع من التساهمية وتختلف عنها فقط بطريقة مشاركة الإلكترونات،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



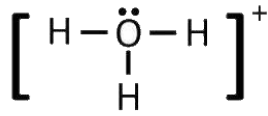
- الذرة التي تعطي زوج الإلكترونات غير الرابطة سواء على ذرتها المركزية أو شحنة سالبة فهي تمنح الزوج للرابطة، بينما الذرة التي يكون فيها فلك فارغ (سواء أيون موجب أو فيها ذرة تستقر بأقل من قاعدة الثمانية مثل البورون) فإن الفلك الفارغ يستقبل الإلكترون وبالتالي تتكون الرابطة التساهمية والتي نسميها تناسقية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

💡 أشهر المركبات المطلوبة كأمثلة على الرابطة التناسقية:

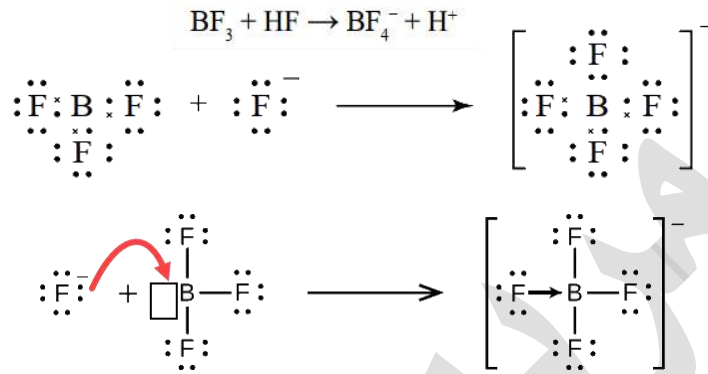
[1] أيون الأمونيوم NH_4^+ ويتكون من تفاعل الأمونيا NH_3 مع حمض مثل HCl ، حيث يتفاعل مع أيون الهيدروجين المتفكك من الحمض H^+ الأمونيا تملك زوج إلكترونات غير رابطة على النيتروجين، وأيون الهيدروجين فيه فلك فارغ فتنشأ الرابطة التناسقية بينهما




[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

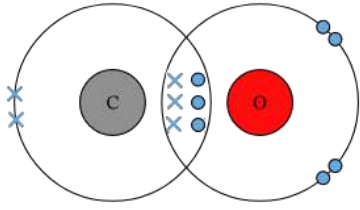


الشحنة النهائية على الأيون هي مجموع الشحنات على المواد المتفاعلة

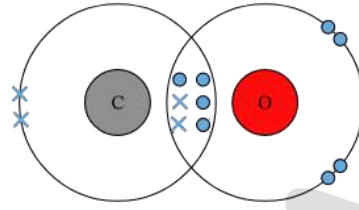
تنبيه: سيتم دراسة هذه الرابطة التناسقية وكيفية تكوّن الرابطة في وحدة الحموض والقواعد في الصف الثاني عشر 

ورقة عمل (3): الرابطة التناسقية

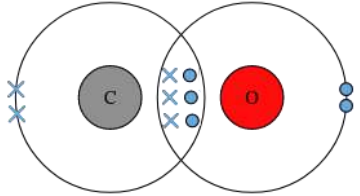
يحتوي أول أكسيد الكربون على رابطة ثلاثية واحدة منها تناسقية، وضح أي من هذه الأشكال هو الرسم الصحيح؟



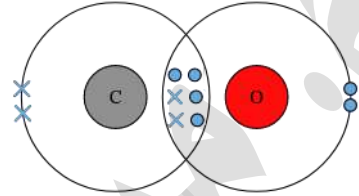
[3]



[1]

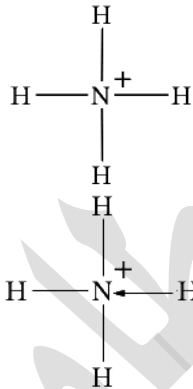


[4]

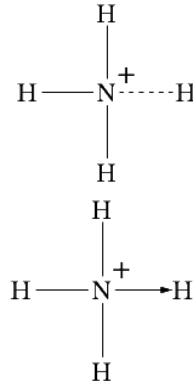


[2]

أي من الأشكال التالية هو الرسم الصحيح لأيون الأمونيوم؟

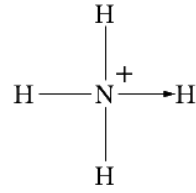


[3]



[1]

[4]



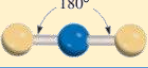
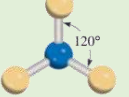
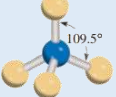


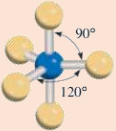
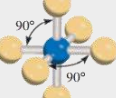
[2]

وضح الفرق بين الرابطة التساهمية والرابطة التناسقية

نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ VSEPR

- إذا قُرِّبت بالونين مشحونين بنفس الشحنة فإنهما يتنافران ويبتعدان، ويحدث مثل ذلك بين روابط الجزيء، فشكل الجزيء يتأثر بقوة 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 أيضاً يصبح الجزيء أكثر استقراراً
- ويسهم الشكل الفراغي للجزيء في تحديد خصائصه الفيزيائية والكيميائية
- نظرية VSEPR (فسير) 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

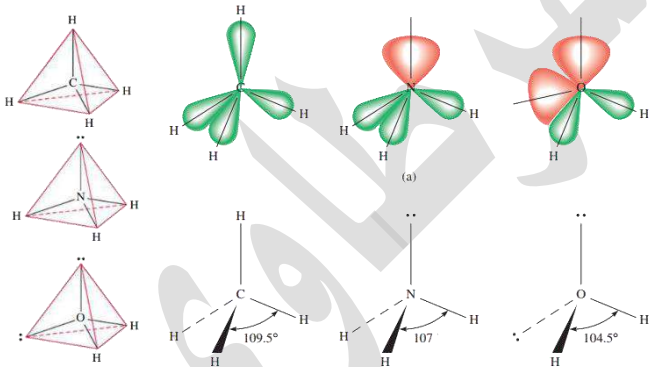
عدد مجموعات الإلكترونات المتفرعة	الرمز المختصر	عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والرسم	الزاوية	مثال
2	AX ₂	0	خطي 	180°	BeF ₂ BeCl ₂ CO ₂ HCN
3	AX ₃	0	مثلث مستو [مثلث مسطح] 	120°	BF ₃ BCl ₃
4	AX ₄	0	رباعي الأوجه منتظم 	109.5°	CH ₄
	AX ₃ E	1	هرم ثلاثي 	107°	NH ₃
	AX ₂ E ₂	2	منحن 	104.5°	H ₂ O
5	AX ₅	0	هرم ثنائي مثلث 	120°, 90°	PCl ₅
6	AX ₆	0	هرم ثماني السطوح 	90°	SF ₆

الجدول (5): الشكل الفراغي ومقدار الزاوية بين الروابط لعدد من الجزيئات.

اسم الجزيء	تركيب لويس	الشكل الفراغي	اسم الشكل
جزيئات لا تمتلك ذرتها المركزية أزواج إلكترونات غير رابطة وتكون روابط ثنائية أو ثلاثية			
ثاني أكسيد الكربون	$\text{:O}::\text{C}::\text{O}:$		خطي
الإيثين	$\text{H}:\text{C}::\text{C}:\text{H}$ $\text{H} \quad \text{H}$		مثلث مستوي حول كل ذرة كربون
سيانيد الهيدروجين	$\text{H}:\text{C}::\text{N}:$		خطي
جزيئات تكون روابط أحادية وتمتلك ذرتها المركزية أزواج إلكترونات غير رابطة			
الأمونيا	$\text{H}:\text{N}:\text{H}$ H		هرم ثلاثي
الماء	$\text{H}:\text{O}:\text{H}$		منحن

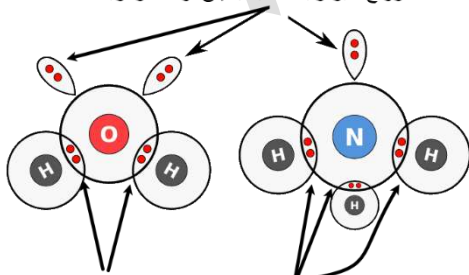
فوائد:

- [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 الرابطة
 - [2] أزواج الإلكترونات غير الرابطة تتنافر بقوة أكبر بينها من تنافر أزواج الإلكترونات الرابطة، فتشغل تلك الأزواج غير الرابطة حيزاً أكبر وبالتالي كلما ازداد عدد الأزواج غير الرابطة زاد التنافر واحتاجت مساحة أكبر، فتقل الزاوية بين الروابط
- وتفسير ذلك:** لأن زوج الإلكترونات غير الرابطة يجذب إلى نواة الذرة المركزية فقط، أما الزوج الرابطة فينجذب لنواتي الذرتين المكونتين للرابطة فيشغل حيزاً أقل

أزواج غير رابطة تنجذب إلى نواة المركزية فقط



أزواج رابطة تنجذب لنواتي الذرتين المكونتين للرابطة

[3] الزاوية بين روابط الميثان $\text{CH}_4 = 109.5^\circ$ ، بينما في الأمونيا NH_3 يوجد زوج غير رباط فتكون الزاوية أقل بين الروابط $= 107^\circ$ ، وفي الماء H_2O يوجد زوجين غير رباط فتقل الزاوية أكثر بين الروابط لتصبح $= 104.5^\circ$



سؤال أستنتج ص 18: 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 ص 21: يحقق الأكسجين في مركباته قاعدة الثمانية، فما الشكل المتوقع لجزيء الأوزون O_3 وكيف تترتب أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية؟

$$\text{Total}(v.e) = 6 \times 3 = 18 v.e$$

$$(v.e.p) = 18/2 = 9 v.e.p$$

الذرة المركزية: أحد الذرات لأنها متشابهة، وحولها رابطتين

$$2 = (b.e.p)$$

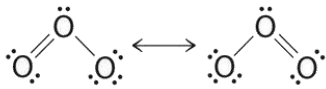
$$n(l.e.p) = 9 - 2 = 7$$

تحتاج كل طرفية إلى 3 أزواج فتستقر ويبقى زوج للمركزية، حتى تستقر المركزية،

يمكن أن أي طرفية مشاركتها بزواج وصنع رابطة ثنائية، التركيب من نوع تركيب رنين،

رابطة ثنائية في جهة وأحادية في جهة، وجود زوج الإلكترونات غير الرابطة على الذرة

المركزية يتنافر مع الروابط وبالتالي يتكوّن شكل منحني



سؤال أتتحقق ص 22: قارن بين الجزيئات الآتية من حيث الشكل الفراغي ومقدار الزاوية بين الروابط: BF_3 - BeH_2 - SiH_4

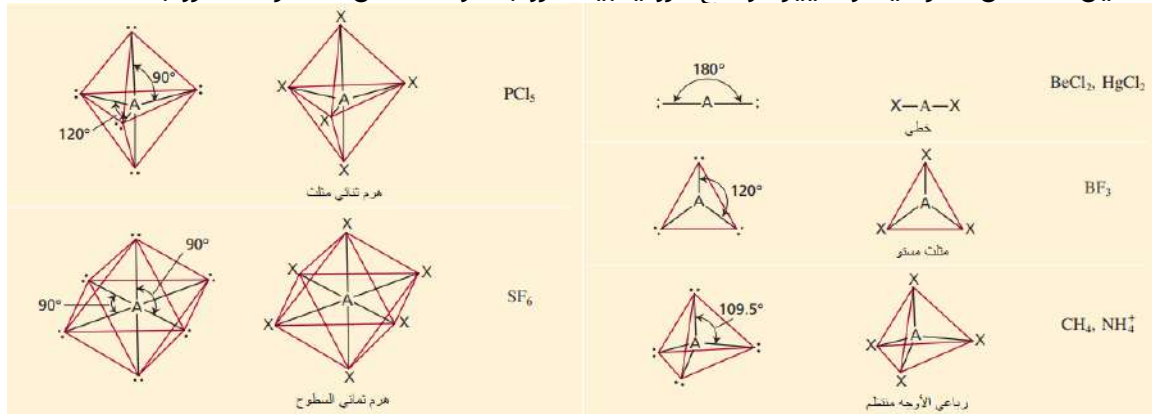
• بعد رسم تركيب لويس لكل مركب نحدد الرمز المختصر حول الذرة المركزية ثم الشكل الفراغي والزاوية

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 مستو بزاوية 120°
SiH_4	AX_4	4	0	رباعي الأوجه منتظم بزاوية 109.5°

جدول مختصر لحفظ الرمز مع شكله الفراغي والزاوية

الزاوية	الشكل	الرمز المختصر	الزاوية	الشكل	الرمز المختصر
90°	هرم ثماني السطوح	AX_6	180°	خطي	AX_2
107°	هرم ثلاثي	AX_3E	120°	مثلث مستو	AX_3
104.5°	منحن	AX_2E_2	109.5°	رباعي الأوجه منتظم	AX_4
			$120^\circ, 90^\circ$	هرم ثنائي مثلث	AX_5

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 NO₂؟

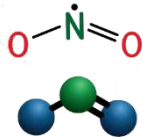
$$Total(v.e) = 5 \times 1 + 6 \times 2 = 17 v.e$$

$$(v.e.p) = 17/2 = 8.5 v.e.p$$

الذرة المركزية: النيتروجين N، وحوله رابطتان مع O

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

كل ذرة أكسجين يلزمها 3 أزواج، المجموع 6 ويتبقى الإلكترون الفردي على النيتروجين تتأكد من استقرار النيتروجين، تعطيه أي ذرة من ذرتي الأكسجين زوجاً 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 ₂ E	3	إلكترون فردي	منحن

تدريب خارجي: تنبأ بالشكل الفراغي والزوايا بين الروابط لجزيء SO₃؟

$$Total(v.e) = 6 \times 1 + 6 \times 3 = 24 v.e$$

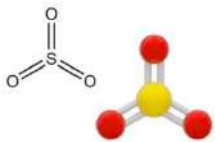
$$(v.e.p) = 24/2 = 12 v.e.p$$

الذرة المركزية: الكبريت مع ثلاث روابط O

$$(l.e.p) = 12 - 3 = 9$$

كل ذرة أكسجين يلزمها 3 أزواج، المجموع 9 ولا يتبقى للكبريت أي زوج، تتأكد من استقرار الكبريت وهذه حالة

استثنائية، وبما أن الكبريت ذرة قد تتعدى قاعدة الثمانية وتصل إلى 6 أزواج من الإلكترونات بحيث قد يستخدم الكبريت كل إلكتروناته الست في مستوى التكافؤ، فالأفضل



والأكثر استقراراً كما في الشكل المجاور بوجود روابط ثنائية بين كل ذرتين

المركب	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والزوايا
SO ₃	AX ₃	3	0	مثلث مستو بزوايا 120°



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

$$Total(v.e) = 5 \times 1 + 6 \times 4 + 3 = 32 v.e$$

$$(v.e.p) = 32/2 = 16 v.e.p$$

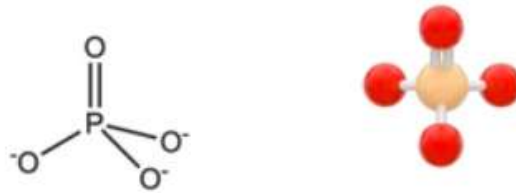
الذرة المركزية: الفسفور مع أربع روابط $(b.e.p) = 4$

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

كل ذرة أكسجين يلزمها 3 أزواج، المجموع 12 ولا يتبقى للفسفور أي زوج والفسفور يستقر أحياناً بأكثر من ثمانية، والشكل الأكثر استقراراً 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 تتركها

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



سؤال تريك: لماذا الزاوية بين روابط HCN تساوي 180° وشكله خطي بينما يكون 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 دائماً مركزية] حول المركزية رابطتان مع H و N $2 = (b.e.p)$

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

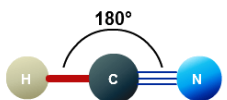
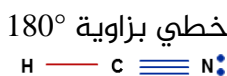


يأخذ النيتروجين 3 أزواج ولا يتبق أي زوج للذرة المركزية C

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 مستقراً بـ 4 أزواج

حول الذرة المركزية فقط مجموعتين من الإلكترونات

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



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

مريم السرطاوي

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

حدد الشكل الفراغي والزاوية لكل من الجزيئات الآتية:

CO₂ [1]

NF₃ [2]

C₂H₄ [3]

OF₂ [4]



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

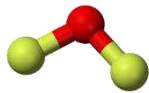
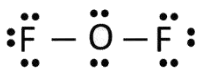
$$Total(v.e) = 6 \times 1 + 7 \times 2 = 20 v.e$$

$$(v.e.p) = 20/2 = 10 v.e.p$$

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 مستقراً



اسم الشكل والزاوية

زوج الإلكترونات

مجموعات الإلكترونات

الرمز المختصر

المركب

غير الرابطة

منحن بزواوية 104.5°

2

4

AX_2E_2

OF_2

b. رباعي كلوروميثان CCl_4

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ (v.e)
--------	----------	-------------------------

C 4A 4

Cl 7A 7

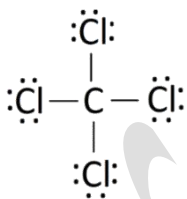
$$Total(v.e) = 4 \times 1 + 7 \times 4 = 32 v.e$$

$$(v.e.p) = 32/2 = 16 v.e.p$$

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 مستقراً



اسم الشكل والزاوية

زوج الإلكترونات غير الرابطة

مجموعات

الرمز المختصر

المركب

الإلكترونات

رباعي الأوجه منتظم

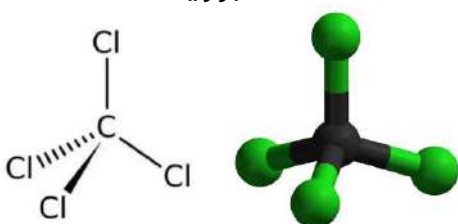
0

4

AX_4

CCl_4

بزواوية 109.5°



c. أيون الهيدرونيوم H_3O^+

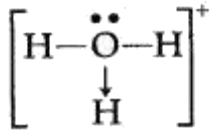
العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ ($v.e$)
H	1A	1
O	6A	6

$$Total (v.e) = 1 \times 3 + 6 \times 1 - 1 = 8 v.e$$

$$(v.e.p) = \frac{8}{2} = 4 v.e.p$$

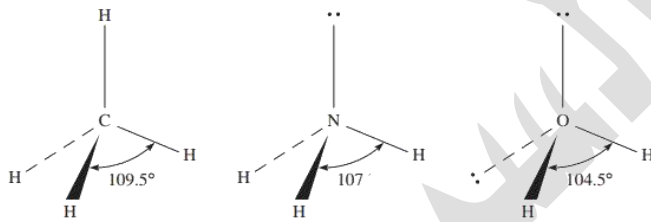
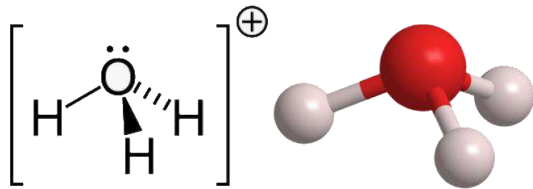
الذرة المركزية: O وحولها ثلاث روابط مع H $(b.e.p) = 3$

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



الهيدروجين لا يحتاج لأي زوج إلكترونات، يتبقى الزوج على المركزية O، وهي مستقرة بذلك نتذكر أن في أيون الهيدرونيوم رابطة تناسقية يمكن رسمها 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

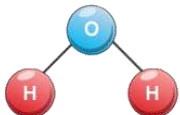
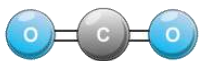
من أن الذرة المركزية في كل منها تُحاط

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 رابطة 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 تلقائياً 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 رابطة فيكون شكله الفراغي خطي، بينما الماء عليه زوجين غير رابطين فيحدث تنافر بينهما مما يؤثر على الروابط، فيتخذ الجزيء شكلاً فراغياً منحن



السؤال الخامس: عنصران ($7Y-5X$)، يرتبط كل منهما مع الهيدروجين مكوناً الصيغة ($YH_3 - XH_3$) أقرن بين الجزيئين من حيث:

a. تركيب لويس لكل منهما

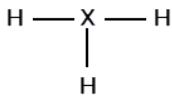
المركب	العنصر	التوزيع الإلكتروني	(v.e)	المركب	العنصر	التوزيع الإلكتروني	(v.e)
YH_3	$7Y$	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	XH_3	$5X$	$1s^2 2s^2 2p^1$	3
	$1H$	$1s^1$	1		$1H$	$1s^1$	1

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 دائماً طرفية، حول المركزية 3 روابط $3 = (b.e.p)$
 $(l.e.p) = 3 - 3 = 0$



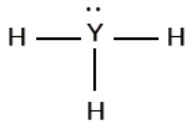
لا يوجد أزواج إلكترونات لتوزيعها ولا مجال لتكوين روابط ثنائية أو ثلاثية أي أن الذرة X تستقر بأقل من قاعدة الثمانية

YH_3

$$Total(v.e) = 5 + 1 \times 3 = 8 v.e$$

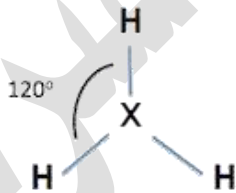
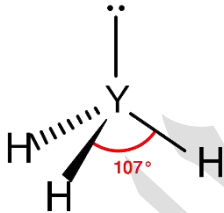
$$(v.e.p) = 8/2 = 4 v.e.p$$

الذرة المركزية: Y لأن الهيدروجين دائماً طرفية، حول المركزية 3 روابط $3 = (b.e.p)$
 $(l.e.p) = 4 - 3 = 1$



لا يحتاج الهيدروجين لأزواج إلكترونات لأنه يستقر بزواج، 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
YH_3	AX_3E	هرم ثلاثي	107°	XH_3	AX_3	مثلث مستو	120°

d. امتلاك أزواج إلكترونات غير رابطة

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

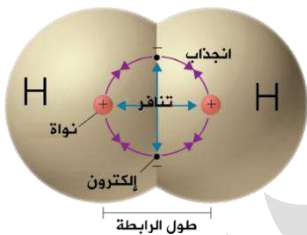
الدرس الثاني: الروابط والأفلاك المتداخلة

تعريفات الدرس الثاني:

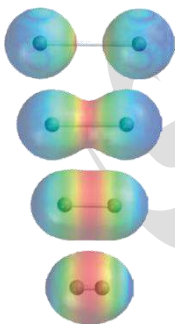
- **نظرية رابطة التكافؤ:** نظرية تبين تداخل أفلاك تكافؤ الذرتين في المنطقة الفراغية المحيطة بكل منهما بحيث تتكوّن الرابطة بينهما
- **الكثافة الإلكترونية:** منطقة بين الذرتين المكوّنتين للرابطة التساهمية، يتركز فيها وجود أزواج إلكترونات الرابطة
- **التهجين:** اندماج أفلاك مستوى التكافؤ في الذرة نفسها 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 متساو بين الذرتين المرتبطتين ببعضهما
- **الرابطة التساهمية النقية:** رابطة غير قطبية حيث تتوزع الإلكترونات بالتساوي تماماً
- **العزم القطبي:** مقياس كمي لمدى توزع الشحنات في الجزيء
- **ديبلي D:** وحدة قياس العزم القطبي

نظرية رابطة التكافؤ وتداخل الأفلاك

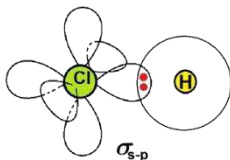
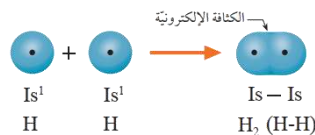
تذكر:



- 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)

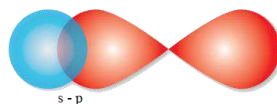


- عند تكون الرابطة، يتحرك الإلكترونان حول الذرتين، يتنافران وفي نفس الوقت يجذبان نحو نواة الذرتين، وهذه المنطقة الفراغية المحيطة بكلتا الذرتين لا تتسع لأكثر من إلكترونين، **مثال توضيحي:** كما في الصورة العلوية لجزيء H₂
- عند تداخل الأفلاك s ذات الشكل الكروي تكون الرابطة التساهمية من نوع سيجما σ

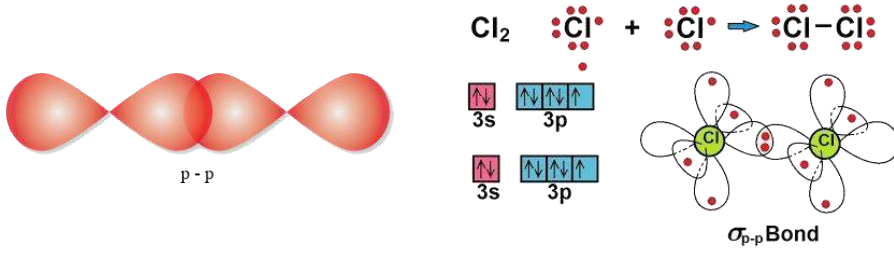


مثال توضيحي: حدد نوع الرابطة وكيفية التداخل في كل مما يأتي

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



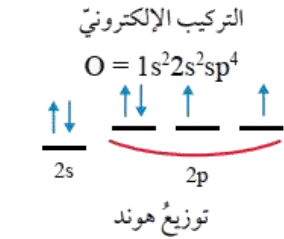
💡 **مثال توضيحي:** في جزيء Cl_2 يتداخل فلكا p والرابطة من نوع سيجمما لأن التداخل أيضاً بالرأس



(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 سيجمما σ

2- ثم يتداخل فلكان آخران من p بشكل جانبي فهما متعامدان جانبياً وتوزع الكثافة الإلكترونية على جانبي

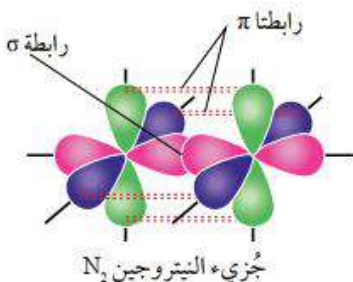
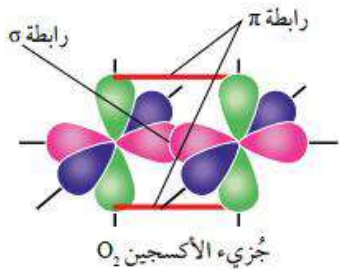
المحور الواصل بين نواتي الذرتين، فتنشأ رابطة تساهمية من النوع باي π

لا تتكون الرابطة باي إلا بعد تكوّن الرابطة سيجمما

💡 **مثال توضيحي:** في جزيء N_2

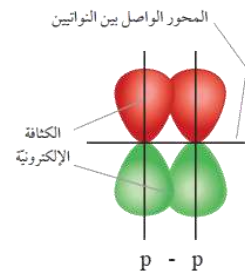
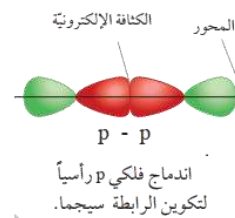
يحدث تداخل ثلاث أفلاك p، تداخل نوع سيجمما [رأسي]، وتداخلان من نوع باي [جانبي]

- الرابطة الأحادية والثنائية والثلاثية فيها 1 سيجمما، الثنائية فيها 1 باي، الثلاثية فيها 2 باي
- الرابطة باي أضعف من الرابطة سيجمما، ولا تتكون الرابطة باي إلا إذا تكوّنت سيجمما قبلها
- التداخل رأساً لرأس [تداخل محوري] = رابطة سيجمما
- التداخل جنباً إلى جنب [تداخل جانبي] = رابطة باي فقط من نوع p



الكثافة الإلكترونية

فرق في



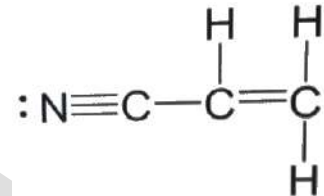
الرابطة سيجمما

الرابطة باي

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

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

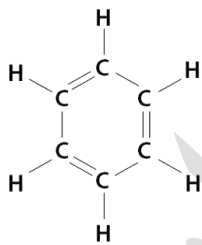


- (أ) $4\sigma, 2\pi$
- (ب) $6\sigma, 3\pi$
- (ج) $7\sigma, 2\pi$
- (د) $9\sigma, 3\pi$

الجواب: (ب)

هناك طريقة سريعة مشهورة لإيجاد عدد روابط سيجما حيث $\sigma =$ عدد الذرات في المركب - 1

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



مركب البنزين C_6H_6

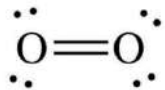
لا ينفع أن نقول سيجما = 11 بل إن عدد روابط سيجما = 12 وعدد روابط باي = 3

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

لذا على الطالب اعتماد الرسم حتى يحقق الجواب الأكيد

سؤال أتتحقق ص 28: 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 الأفلك

حدد عدد روابط سيجما وباي في جزيء CO_2

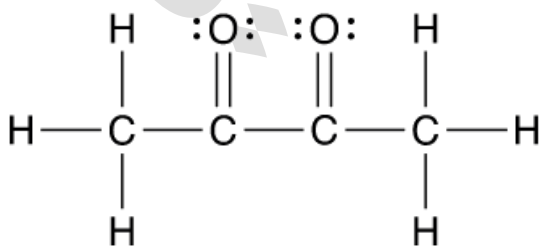
أجب عما يأتي:

- [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؟



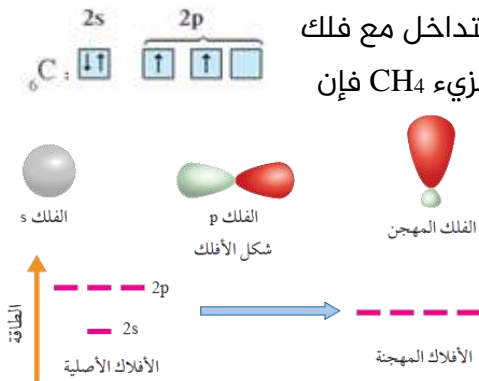
نظرية التهجين والأفلاك المهجنة

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



تبعاً 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 يكون إلا رابطتين عبر فلكي p، بينما في التجارب العملية تبين أنه يكون أربعة روابط، أيضاً 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 تفسر 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
- يشترك 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 المهجن يتكون من فصين أحدهما كبير نسبياً تتركز فيه السحابة الإلكترونية، والآخر صغير وغالباً يُهمل أثناء الرسم

الأفلاك المهجنة لها شكل وطاقة متماثلة تماماً وتختلف عن الأفلاك الذرية التي هي الأفلاك قبل التهجين، وتكون سيجما فقط، بينما الأفلاك غير المهجنة هي التي تكون روابط باي

سندرس ثلاث أنواع من التهجين على ذرة مركزية: sp / sp^2 / sp^3

يعتمد نوع التهجين على:

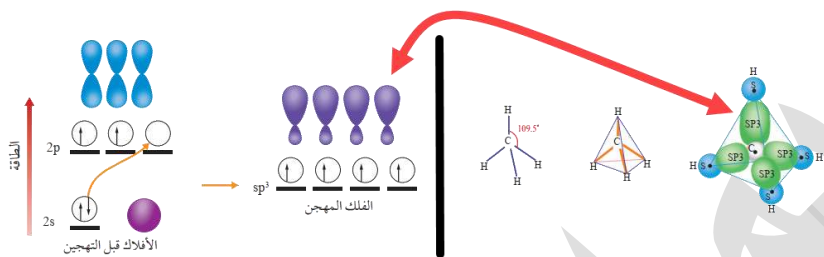
- 1- عدد أزواج الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية
- 2- عدد الأفلاك المهجنة المشاركة في روابط سيجما

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

تهجين sp^3

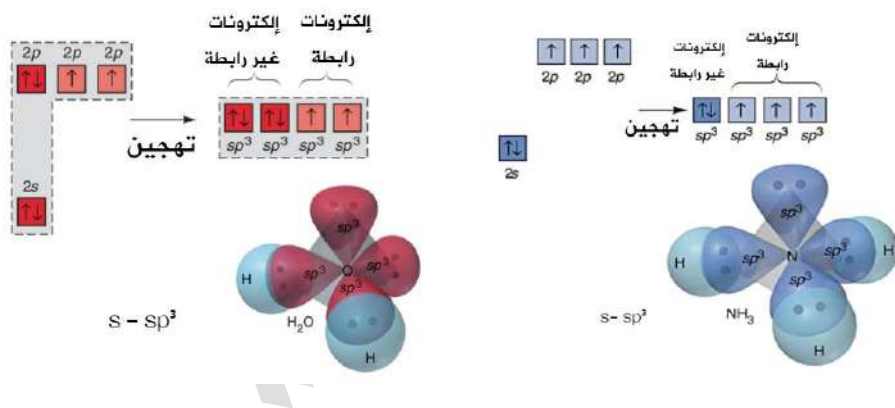
مثال توضيحي: بالنظر إلى جزيء الميثان CH_4 ، ولتكوين أربع روابط، فإننا نحتاج أربعة سيجما، فإن التهجين يحدث كالتالي:

- 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 بزوايا 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 $H-O-H$ و $H-N-H$ سيكون مقدارها 90° بسبب تعامد أفلاك p وهذا لا يوافق التجارب

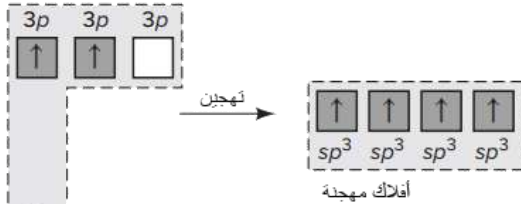


التجربة أثبتت أن الزوايا للماء هي 104.5° وللأمونيا 107° وهي أقرب إلى زاوية شكل رباعي الأوجه المنتظم 109.5° لذا تم اعتماد نوع تهجين sp^3 لهما، حتى تكون الأفلاك متماثلة في الشكل والطاقة فتنشأ زاوية صحيحة

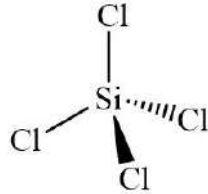
? ما أنواع الأفلاك المكونة للرابطة $O-H$ ؟ الرابطة هي sp^3-s
زوج الإلكترونات غير الرابطة موجود أيضاً في الأفلاك المهجنة sp^3

سؤال أفكر ص 28: ما الأفلاك التي تستخدمها ذرة السيليكون في تكوين الروابط مع ذرة الكلور في الجزيء

SiCl₄ ?



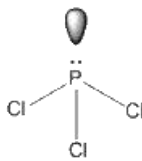
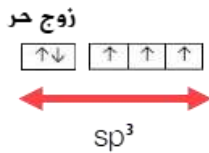
الأفلاك الذرية في مستوى التكافؤ



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 sp³ للتأكد نرسم تركيب لويس، حول الذرة المركزية أربع مجموعات من الإلكترونات، نوع التهجين: sp³

سؤال أفكر ص 29: ما التهجين المتوقع لذرة الفسفور P في الجزيء PCl₃ ?



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 sp³، نعرف ذلك من خلال الرسم، عدد المجموعات حول P = 4، لذا التهجين sp³، ثلاث منها تكون روابط ويبقى زوجا غير رابط

سؤال أتتحقق ص 29: ما نوع التهجين في الذرات المركزية لكل من الجزيئات (OF₂ , NF₃)

ما الشكل الفراغي لكل من هذه الجزيئات؟

OF₂ [1]

التهجين يكون في الذرة المركزية O، حولها رابطتان مع F وزوجين من الإلكترونات غير الرابطة، أي مجموع الإلكترونات = 4، إذاً نوع التهجين sp³ وشكله الفراغي: منحني

NF₃ [2]

التهجين يكون في الذرة المركزية N، حولها ثلاث روابط مع F وزوج غير رابط، المجموع = 4، التهجين هو sp³ 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 سيكون رابطة

واحدة لوجود إلكترون واحد منفرد في أفلاك p لكنه في الواقع يكون ثلاثة

روابط، معنى ذلك أن أفلاكه تخضع للتهجين، نحتاج 3 أفلاك مهجنة وبالتالي،

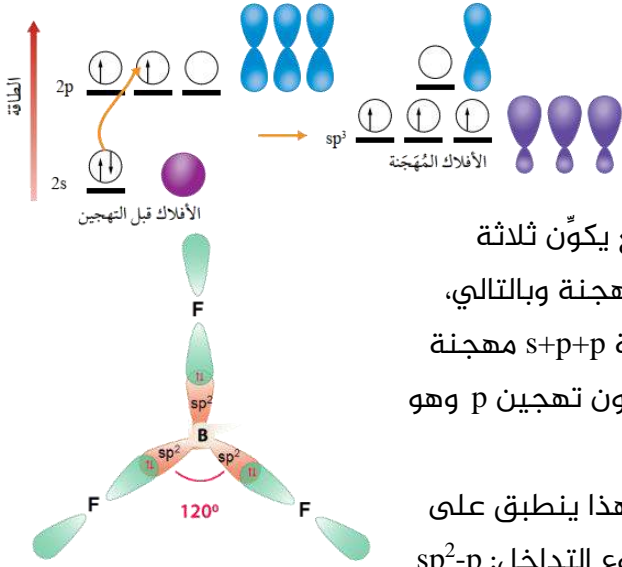
ينتقل إلكترون واحد من 2s ليصبح في p وتصبح الأفلاك الثلاثة $s+p+p$ مهجنة

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 مستو بزاوية مقدارها 120° ، نوع التداخل: sp^2-p



تهجين sp

💡 **مثال توضيحي:** التهجين بسبب فشل نظرية رابطة التكافؤ في

تفسير عدد الروابط

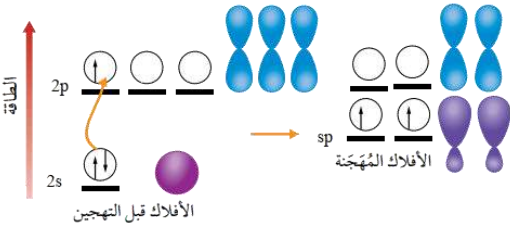
بالنظر إلى جزيء BeH_2 .

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 ص30:** 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

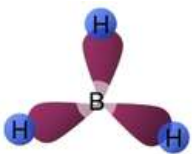
BH_3 [2]

مستوى التكافؤ للبورون هو $2s^2 2p^1$ ، من الرسم يتبين أن البورون يكون ثلاثة روابط،

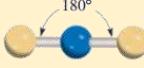
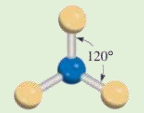
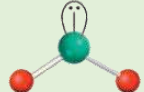
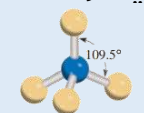
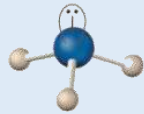

بينما لديه إلكترون منفرد واحد في أفلاك p لا بد من التهجين، حول البورون 3

مجموعات

الإلكترونات، 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

مثال	الزاوية	الشكل الفراغي	نوع التهجين للمركزية	زوج حر	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات
BeF ₂ BeCl ₂ CO ₂ HCN	180°	خطي 	sp	0	AX ₂	2
BF ₃ BCl ₃	120°	مثلث مستو 	sp ²	0	AX ₃	3
SO ₂	أقل من 120°	مُنحن 	sp ²	1	AX ₂ E	
SiCl ₄ CH ₄	109.5°	رباعي الأوجه منتظم 	sp ³	0	AX ₄	4
PH ₃ NH ₃	107°	هرم ثلاثي 	sp ³	1	AX ₃ E	
H ₂ O	104.5°	مُنحن 	sp ³	2	AX ₂ E ₂	

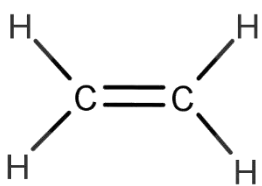
تدريب خارجي: وضح نوع التهجين في الذرة المركزية للمركبات الآتية ثم حدّد اسم الشكل الفراغي ومقدار الزاوية والأفلاك المتداخلة بين الذرات

[1] الإيثين C₂H₄

[2] الإيثان C₂H₆

[3] CH₂Cl₂

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

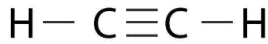


[1] الإيثين C₂H₄

ذرتين مركبتين [الكربون]: حول كل ذرة 3 مجموعات إلكترونات، نوع التهجين: sp²

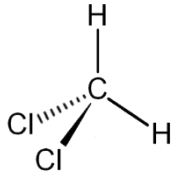
الشكل الفراغي: مثلث مستو بزاوية 120° حول كل ذرة كربون

الأفلاك بين C-C sp²-sp² الأفلاك بين C-H هي sp²-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 $sp-sp$ الأفلاك بين C-H هي $sp-s$

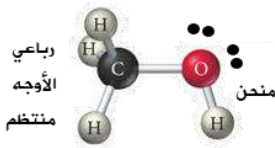
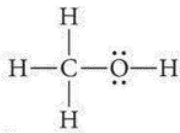


[3] CH_2Cl_2

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

سؤال تحدد: 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 ودائماً 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

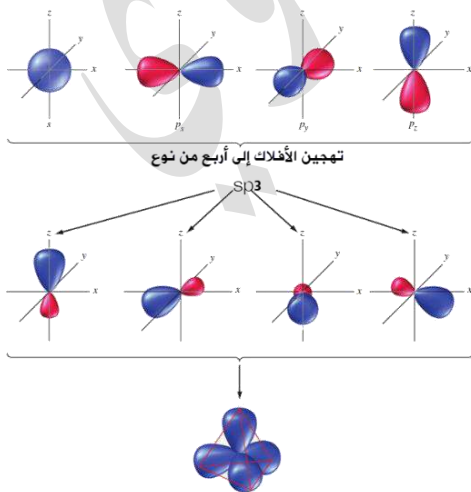
وشكله: رباعي الأوجه منتظم

- 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

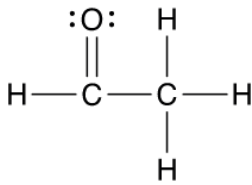
تذكر أنها مجرد نظريات لتوافق ما يخرج من نتائج واقعية في التجارب، والمطلوب من الطالب هو التهجين على الذرة المركزية، أما الذرات الطرفية المتصلة بالذرة المركزية فإننا نترك أفلاكها الذرية كما هي



شكل يوضح شكل الأفلاك قبل وبعد التهجين للذرة المركزية

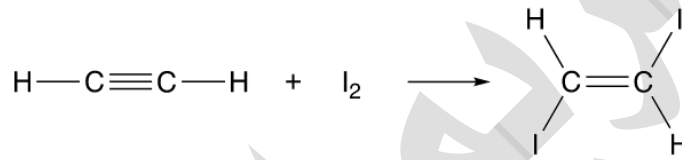
ورقة عمل (6): نظرية التهجين والأفلاك المهجنة

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



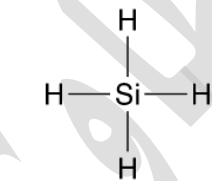
- | | | | |
|-------------|-----|------------------------|-----|
| فلكا sp | [3] | فلك sp وفلك sp^3 | [1] |
| فلكا sp^2 | [4] | فلك sp^2 وفلك sp^3 | [2] |

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

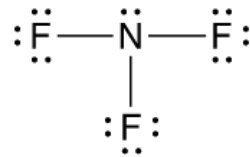


- | | | | |
|----------------------|-----|--------------------|-----|
| من sp^2 إلى sp^3 | [3] | من sp إلى sp^2 | [1] |
| من sp^3 إلى sp^2 | [4] | من sp إلى sp^3 | [2] |

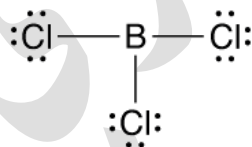
في أي من المركبات الآتية يكون تهجين الذرة المركزية من نوع sp^2 ؟



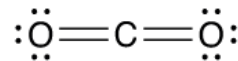
[3]



[1]



[4]



[2]

قطبية الجزيئات Polarity

معلومات مهمة:

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

- 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 سابقاً في الصف العاشر

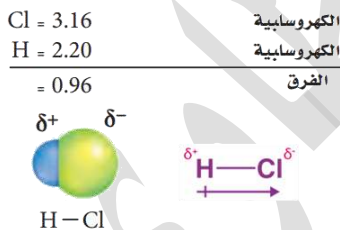
- السالبية الكهربائية: قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها، فهناك ذرة تجذب الإلكترونات بقوة أكبر من الأخرى إليك قواعد بسيطة لتمييز الأقل والأكثر سالبية كهربائية:

- 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 ضعيفة جداً وبالتالي نقول تلك الرابطة غير قطبية [انظر الجدول التالي]
- 5- أشباه الفلزات مثل البورون B والسيليكون Si (أكثرها وروداً في الأمثلة)
- 6- اللافلزات: راجعها وهي 11 عنصر مهم حفظه والأكثر وروداً في الأمثلة

كربون، نيتروجين وفسفور، أكسجين وكبريت وسيليوم، فلور وكلور وبروم ويود، وأخيراً الهيدروجين

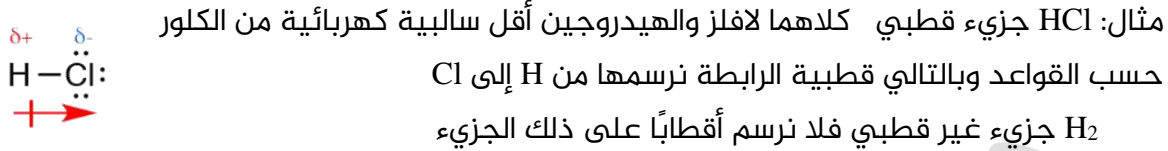
- نرسم أسهم [متجهات قطبية الروابط] من الذرة الأقل كهروسالبية إلى الأعلى
- نستخدم الحرف الإغريقي دلتا δ^+ δ^- للتعبير عن الشحنة الجزئية السالبة والموجبة على أقطاب الرابطة التساهمية
- تزداد قطبية الرابطة بزيادة فرق السالبية الكهربائية [والكثافة الإلكترونية تتركز ناحية الشحنة الجزئية السالبة]



مثال	ΔEN	توزيع إلكترونات الرابطة	نوع الرابطة
H-H	$\Delta EN = 0$	متساو تماماً	تساهمية نقية
C-H	$\Delta EN < 0.4$	غير متساو إلى حد ما	تساهمية غير قطبية لأن القطبية ضعيفة جداً
F-H	$2 > \Delta EN > 0.4$	غير متساو بشكل ملحوظ	تساهمية قطبية
NaCl	$\Delta EN > 2$	فقد وكسب إلكترونات	أيونية

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



2- الجزيئات متعددة الذرات [فيها ذرة مركزية]:

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

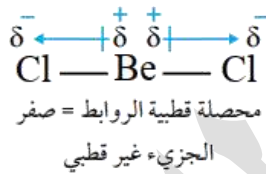
إذا العزم القطبي يساوي صفر فالجزيء غير قطبي

كيف نحدد ذلك؟

بتحديد الشكل الفراغي وتمائل الذرات الطرفية، كالتالي:

- 1- تماثل الشكل الفراغي والأطراف: غير قطبي مثال: CCl_4 BH_3 BeCl_2
- 2- تماثل الشكل الفراغي فقط دون الأطراف: قطبي مثال: CH_3Cl BClF_2 BeFCl
- 3- عدم تماثل الشكل الفراغي: قطبي مثال: PF_3 NH_3 H_2O

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

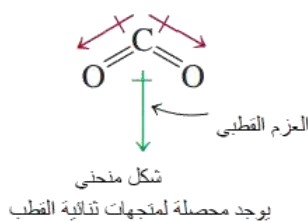
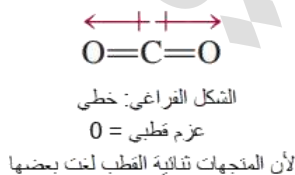


مثال توضيحي: الجزيء المجاور في الجزيء المجاور:

- 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 لجزيء 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 منحني 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 وتمائل

الأطراف

تأثير أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الجزيء في الأشكال الفراغية:

1- منح 2- هرم ثلاثي

يتولد لها عزم قطبي صغير نسبياً يتجه بعيداً عن النواة [أي نرسم من عندها سهم يتجه إلى الخارج بعيداً عن النواة] قد يزيد ذلك السهم أو يقلل 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 الناشئ من الإلكترونات الحرة فيحدث الفرق بينهما

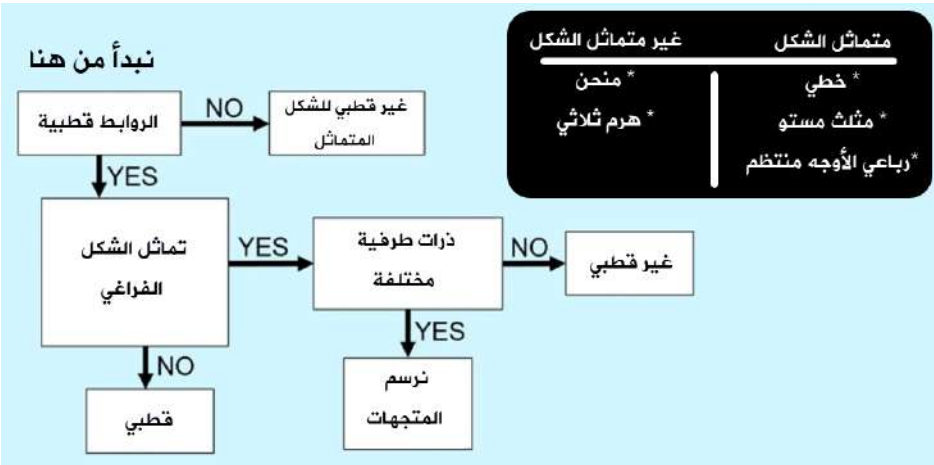
ويقل العزم

وهذا جواب أتتحقق 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 العامة للجزيء	الشكل الفراغي	قطبية الجزيء	شرط التحقق
AX_2	خطي	غير قطبي	متمثل الشكل والطرفيات
AXY	خطي	قطبي	متمثل الشكل مختلف الطرفيات
AX_2	منحن	قطبي	غير متمثل الشكل
AX_3	مثلث مستو	غير قطبي	متمثل الشكل والطرفيات
AX_2Y	مثلث مستو	قطبي	متمثل الشكل مختلف الطرفيات
AX_3	هرم ثلاثي	قطبي	غير متمثل الشكل
AX_4	رباعي الأوجه	غير قطبي	متمثل الشكل والطرفيات
AX_3Y	رباعي الأوجه	قطبي	متمثل الشكل مختلف الطرفيات



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

فكرة خارجية: **جزء فيه روابط غير قطبية لكن الجزء قطبي** ← الأوزون [ارسمه لتحديد شكله الفراغي O₃] وتذكر أن وجود زوج إلكترونات غير رابط على الذرة المركزية معناه تولد عزم قطبي ولو كان صغيراً سيمنج للجزء قطبية

تدريب خارجي: إذا علمت أن ثاني أكسيد الكربون CO₂ وثاني أكسيد الكبريت SO₂ يتشابهان في الصيغة الكيميائية، لكنهما يختلفان في الخصائص القطبية، فالأول جزء 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]

الجزء	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 ألغيت 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: CH_3Cl و CF_4 لهما نفس الشكل الفراغي وهو متماثل، بيّن اتجاه العزم القطبي لهما مع

توضيح الفرق بينهما

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


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

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

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

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

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



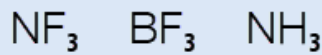
عملية عزل البروتينات وتنقيتها من محلول بالترسيب عن طريق التمليح:

عملية التمليح من أشهر عمليات تنقية وفصل البروتين من المحلول، البروتين يتكون من مجموعات قطبية وأيونية مثل: (CO - OH - NH - NH₂ - 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؟



تلميح: نطبق الخريطة

ورقة عمل (7): قطبية الجزيئات

أي جزي من الجزيئات الآتية عزمه القطبي يساوي صفراً؟

CO ₂	[3]	H ₂ O	[1]
NH ₃	[4]	SO ₂	[2]

أي منها الصحيح في رسم قطبية الروابط؟

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

اختر الشكل الصحيح في رسم المتجهات في جزيء CO₂

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

مثل قطبية الروابط الآتية بسهم وشحنات جزئية

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

أي جزي من الجزيئات الآتية له عزم قطبي؟

OF ₂	[3]	F ₂	[1]
BF ₃	[4]	CF ₄	[2]

حل مراجعة الدرس الثاني

السؤال الأول: أوض 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 نظرياً

السؤال الثاني: تعريفات وهي متوفرة في المحتوى

السؤال الثالث: أقدم دليلاً على استخدام ذرة الأكسجين في جزيء الماء أفلاًكاً 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 $H-O-H$ 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:

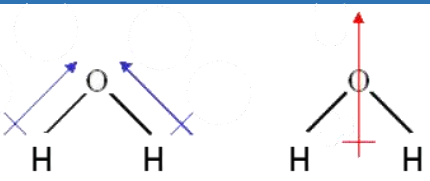
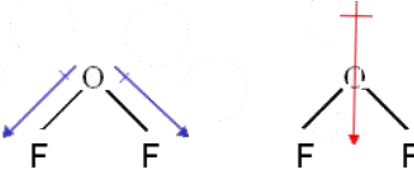
أ- الجزيء NH_3 قطبي بينما الجزيء BF_3 غير قطبي

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 أيضاً

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 علمت أن عنصرين ($8Y-4X$) يرتبط كل منهما مع الهيدروجين مكوناً الصيغة $(YH_2 - XH_2)$ ، فأجب عن الأسئلة الآتية:

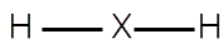
- أكتب تركيب لويس لكل منهما
- أرسم الشكل الفراغي لكل منهما
- أحدد نوع التهجين الذي تستخدمه أفلاك الذرة المركزية في كل منهما
- أفسر استخدام الذرة X للأفلاك المهجنة في تكوين الروابط
- أحدد الجزء الذي له عزم قطبي

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

$$Total(v.e) = 2 + 1 \times 2 = 4 v.e$$

$$(v.e.p) = \frac{4}{2} = 2 v.e.p$$

الذرة المركزية: X لأن الهيدروجين دائماً طرفية، حول المركزية 2 روابط $(b.e.p) = 2$



$$(l.e.p) = 2 - 2 = 0$$

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 $2s2p$

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

YH_2

$$Total(v.e) = 6 + 1 \times 2 = 8 v.e$$

$$(v.e.p) = \frac{8}{2} = 4 v.e.p$$

الذرة المركزية: Y لأن الهيدروجين دائماً طرفية، حول المركزية 2 روابط $(b.e.p) = 2$

$$(l.e.p) = 4 - 2 = 2$$

لا يحتاج الهيدروجين لأزواج إلكترونات لأنه يستقر بزواج، يتبقى الزوجان للذرة المركزية Y وتستقر بذلك حسب



قاعدة الثمانية، ويكون الشكل الفراغي للمركب منح والزاوية 104.5°

نوع التهجين للذرة المركزية Y هو sp^3

والجزء قطبي لأن الشكل غير متماثل

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



أدرس جزيء الأستيلين $CH \equiv CH$ ثم أجب 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. أسمى الأفلاك التي تستخدمها ذرة الكربون في تكوين كل من الروابط الآتية $C - H$ ، $C \equiv C$

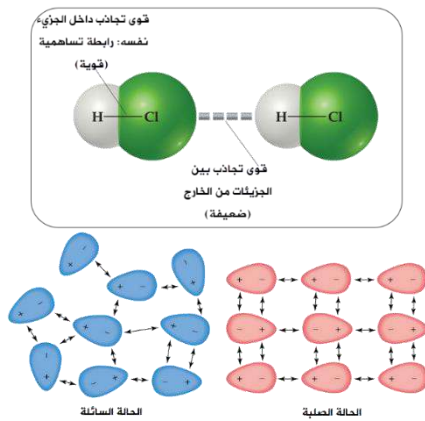
$C \equiv C$ أفلاك $sp - sp$ و $p - p$ ، $C - H$ أفلاك $sp - s$

الدرس الثالث: القوى بين الجزيئات

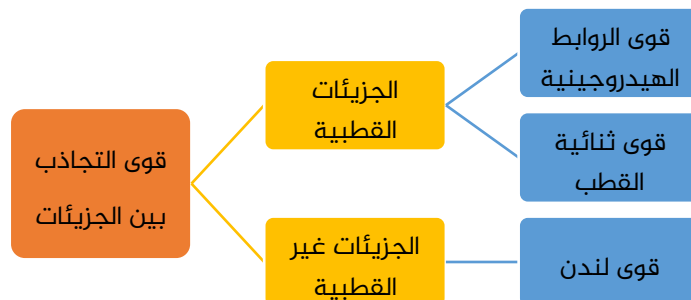
تعريفات الدرس الثالث:

- **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 جزيئات 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 بعضاً، 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 فتتبع 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 فتجذب 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



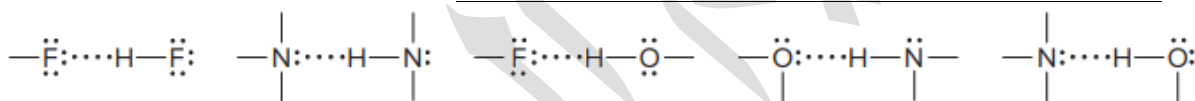
مهم أن تعلم أن قوى لندن موجودة في كل الجزيئات القطبية وغير القطبية لكنها تظهر بشكل خاص في الجزيئات غير القطبية، أيضاً قوى ثنائية القطب موجودة في كل الجزيئات القطبية، أما قوى الروابط الهيدروجينية فهي نوع خاص من القوى يتوفر في نوع معين من الجزيئات القطبية ولها شروط حتى تتكوّن.

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 الرابطة 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

طاقة الرابطة الهيدروجينية في بعض الجزيئات.

طاقة الرابطة (kJ/mole)	الرابطة الهيدروجينية	المادة
155	F - H.....F	فلوريد الهيدروجين (HF)
21	O - H.....O	الماء (H ₂ O)
13	N - H.....N	الأمونيا (NH ₃)

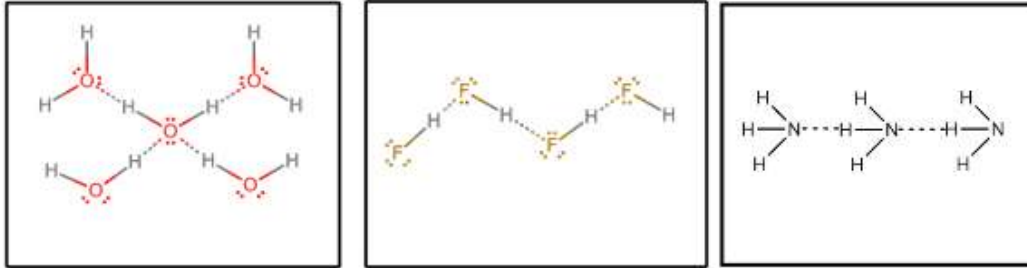
- الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين HF أقوى منها بين جزيئات الماء H₂O أو جزيئات الأمونيا NH₃ لأن قطبية الرابطة F-H أعلى من قطبية الرابطة O-H و N-H فالفلور أعلى كهروسالبية منهما كما يتضح من الجدول، طاقة

الرابطة الهيدروجينية مقياس لقوتها والسبب ازدياد القطبية في الرابطة التساهمية

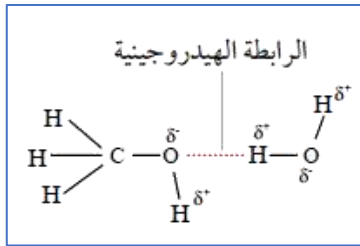
- المركبات ذات الروابط الهيدروجينية تأخذ أشكالاً متعددة كسلسلة مستقيمة أو حلقة أو شبكة مفتوحة، تتخذ جزيئات الماء ترتيباً شبكياً، فعدد الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء أكبر من عدد الروابط الهيدروجينية بين جزيئات HF وجزيئات NH₃
- معلومة خارجية: كل رابطة تساهمية H-F أو H-O أو H-N لا بد أن يقابلها زوج إلكترونات في نفس الجزيء ومن خلال ذلك تتكوّن الروابط الهيدروجينية بين جزيء وآخر بناء على ذلك توضيح:

H₂O 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 و3 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 ص38: 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



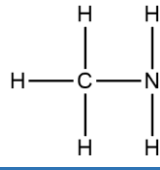
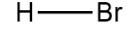
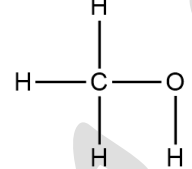
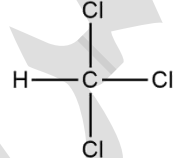
○ تنشأ الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات مختلفة، مثال: ميثانول: CH₃OH + الماء H₂O [تذكر الذائبية في الماء تزيد بوجود الروابط الهيدروجينية وتذكر أن الشبيه يذيب الشبيه فالماء جزيء قطبي وكذلك الميثانول]


استراتيجية الحل

- 1- إذا لم تتوفر في الصيغة الجزيئية أي ذرة من FON فوراً من النظرة الأولى لا يكون 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

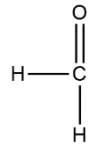
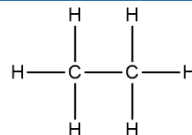
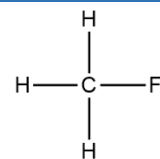
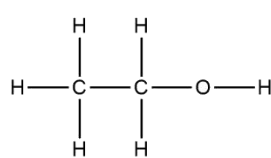
أتحقق ص38: أحدد من بين المواد الآتية المواد التي ترتبط جزيئاتها بروابط هيدروجينية: 



الجزء	رسم الجزيء	شروط الرابطة الهيدروجينية	يكون ترابط هيدروجيني
CH ₃ NH ₂		تتوفر رابطة (N-H) ترتبط H التي معها بالزوج الحر الذي على N في الجزيء الثاني	نعم
HBr		لا يوجد FON	لا
CH ₃ OH		تتوفر رابطة (O-H) ترتبط H التي معها بالزوج الحر الذي على N في الجزيء الثاني	نعم
CHCl ₃		لا يوجد FON	لا

تدريب خارجي: أي المركبات الآتية يكون ترابطاً هيدروجينياً بين جزيئاته؟ 



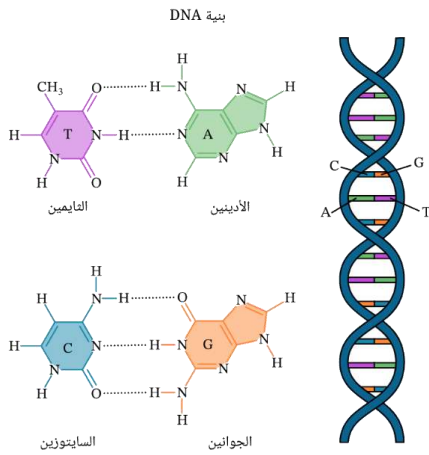
الجزء	الصيغة البنائية	شروط الرابطة الهيدروجينية	يكون ترابط هيدروجيني
CH ₂ O		الأكسجين مرتبط بالكربون لا يتوفر الشرط O-H	لا
CH ₃ CH ₃		لا يتوفر FON	لا
CH ₃ F		الفلور مرتبط بالكربون لا يتوفر الشرط F-H	لا
C ₂ H ₆ O		تتوفر رابطة O-H فترتبط H التي معها بالزوج الحر على O في الجزيء الثاني	نعم

تركيبات بسيطة:

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

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؟

CH ₄	[3]	H ₂ S	[1]
PH ₃	[4]	CH ₃ CH ₂ OH	[2]

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

$\delta^+ \delta^- \delta^+ \delta^-$ F—H ... F—H	[3]	$\delta^- \delta^+ \delta^- \delta^+$ F—H ... F—H	[1]
$\delta^- \delta^+ \delta^+ \delta^+$ F—H ... F—H	[4]	$\delta^- \delta^+$ F—H ⋮ F—H ⋮ $\delta^+ \delta^-$	[2]

أي الجزيئات الآتية لها أعلى درجة غليان؟

H ₂ O	[3]	HCl	[1]
NH ₃	[4]	H ₂ S	[2]

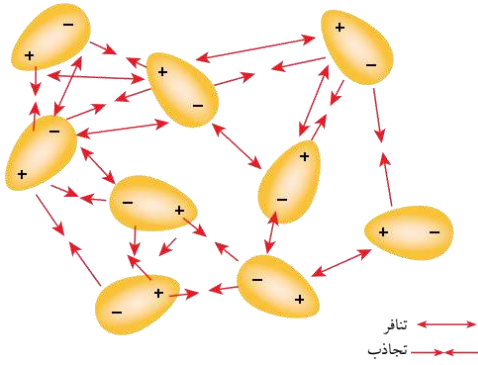
أي من المركبات الآتية يكون روابط هيدروجينية بين جزيئاته؟

H ₃ C—O—CH ₃	[3]	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$	[1]
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	[4]	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	[2]

أي مما يلي يعدّ مقارنة صحيحة بين الرابطة الهيدروجينية والتساهمية؟

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

قوى ثنائية القطب



- كل جزيء قطبي يكون 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
- أيضاً تنشأ قوى تنافر بين الأطراف متماثلة الشحنة إلا أن:
 - 1- ترتيب الجزيئات 2- وقوى التجاذب الناشئة بينها

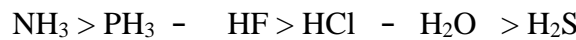
- يتغلب على قوى التنافر، فتبقى الجزيئات متماسكة ومنجذبة نحو بعضها في الحالة الصلبة والسائلة
- يزداد تأثير قوى ثنائية القطب بازياد العزم القطبي للجزيء فتتأثر الخصائص الفيزيائية بشكل أكبر، أمثلة على جزيئات فيها قوى ثنائية القطب: HCl , $CHCl_3$, BF_2Cl
- تأتي قوى ثنائية القطب في المرتبة الثانية بعد قوى الروابط الهيدروجينية
- في الجدول درجة غليان المركبات التي تكون روابط هيدروجينية أعلى من تلك التي تتكوّن فيها قوى ثنائية القطب فقط

الجدول (9): مقارنة الحالة الفيزيائية ودرجة الغليان لبعض المواد

المادة	الصيغة الجزيئية	الحالة الفيزيائية	درجة الغليان (°C)	نوع القوى بين الجزيئات
فلوريد الهيدروجين	HF	سائل	20	هيدروجينية
كلوريد الهيدروجين	HCl	غاز	-85	ثنائية القطب
الماء	H ₂ O	سائل	100	هيدروجينية
كبريتيد الهيدروجين	H ₂ S	غاز	-61	ثنائية القطب
الأمونيا	NH ₃	غاز	-33.4	هيدروجينية
فسفيد الهيدروجين	PH ₃	غاز	-87.8	ثنائية 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)

عموماً الرابطة الهيدروجينية أقوى من قوى ثنائية القطب



الربط مع الأحياء

- تعدّ اللصقات الطبية المستخدمة لتضميد الجروح أو الخافضة لآلام الروماتيزم مثلاً 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 لتثبيت اللصقة الطبية مدة كافية

? **أتحقق ص 40:** أحدد المواد التي يتوقع أن ترتبط جزيئاتها في الحالة السائلة بقوى ثنائية القطب

الجزء	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 تصاعدياً بحسب درجة غليانها



CH₃OH و NH₃ فيهما رابطة هيدروجينية بالإضافة أنهما قطبيان ويكوّنان ثنائية القطب، الرابطة O-H أقوى من N-H فتكون درجة غليان CH₃OH أعلى من NH₃

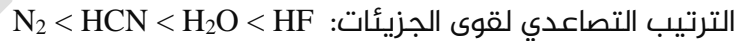
CH₃Cl فيه رابطة ثنائية القطب لأنه جزيء قطبي ولا يكون الروابط الهيدروجينية



? **سؤال تريك:** رتب الجزيئات الآتية تصاعدياً حسب القوى بين الجزيئات H₂O - HF - N₂ - HCN

أقوى الروابط بين الجزيئات هي الهيدروجينية وتتوفر في HF وفي H₂O ، الرابطة القطبية في F-H أقوى منها في O-H ولذا ستكون HF > H₂O


HCN جزيء قطبي فسيكون قوى ثنائية القطب أما N₂ فهو غير قطبي [سنعرف قواه في الدرس القادم] وهو أقل أنواع القوى بين الجزيئات




التريك: القوى الهيدروجينية في HF أقوى من تلك في H₂O لكن عندما نتحدث عن درجة الغليان فإننا سنقول أنها أعلى في H₂O لأنه كوّن عدداً 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

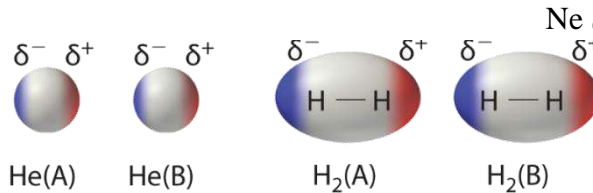
		أي الجزيئات الآتية لا تترايط بقوى ثنائية القطب؟	
H_2S	[3]	$BeCl_2$	[1]
HBr	[4]	CH_3OH	[2]

		أي الجزيئات الآتية يمتلك قوى ثنائية القطب فقط بين جزيئاته	
CH_4	[3]	CH_3Cl	[1]
CH_3NH_2	[4]	CH_3OH	[2]

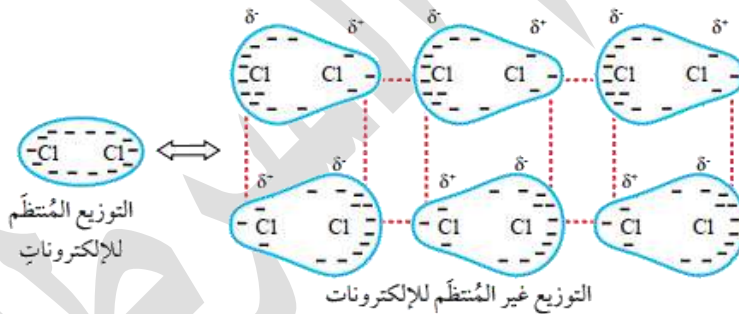
ارسم تجاذباً ثنائياً القطبية بين جزيئين من HBr 

قوى لندن London Forces

- قوى لندن من أضعف القوى ويُطلق عليها أيضاً ثنائياً القطب اللحظية
- اكتشفها العالم فيرتز لندن وسُميت باسمه
- تتكوّن قوى لندن بين جميع الجزيئات والذرات إلا أن تأثيرها يكون أكثر وضوحاً 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:

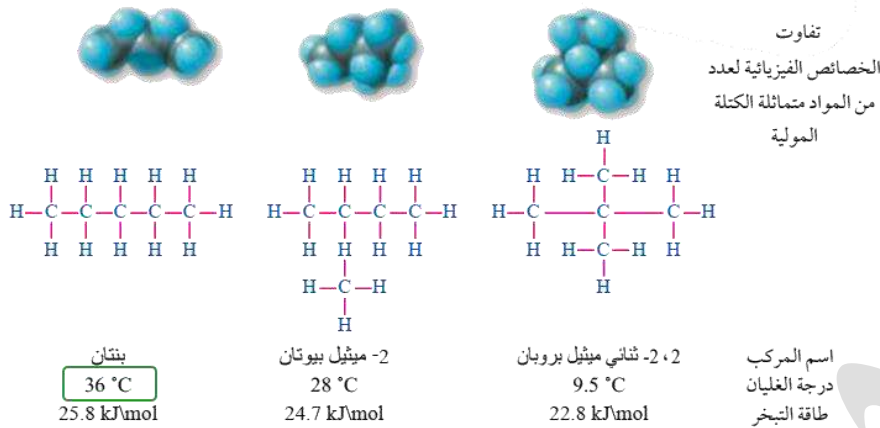
- [1] زيادة الكتلة المولية يعني زيادة عدد الإلكترونات فتزيد فرصة حدوث الاستقطاب اللحظي
- [2] زيادة الكتلة المولية معناها زيادة حجم الذرة أو الجزيء فيقل جذب النواة للإلكترونات فتبتعد أكثر ويسهل عدم التناسق في توزيعها فيحدث الاستقطاب اللحظي

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 وطاقته التبخر كلما كانت السلسلة أطول



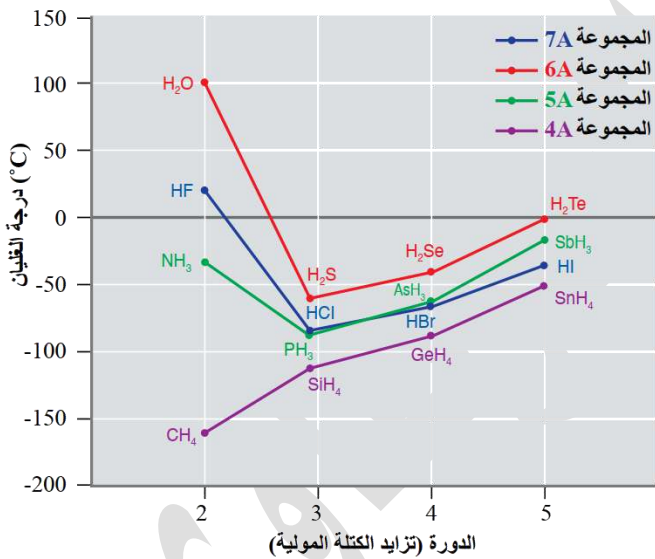
أثر قوى التجاذب بين الجزيئات على الخصائص الفيزيائية

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 الجزيئات في درجة الغليان هي التي تمتلك

روابط هيدروجينية، مثل: H₂O, HF, NH₃

مجموعة الأوكسجين 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 NH₃ أعلى من مجموعته بسبب قواه الهيدروجينية التي تزيد عليهم لكن يتفوق عليه آخر جزيء وهو SbH₃ 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]

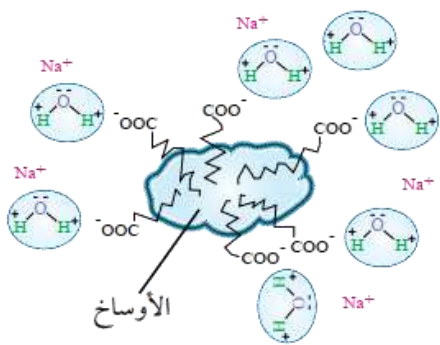
مجموعة الكربون 4A: تلك المجموعة جزيئاتها غير قطبية فهي لا تملك سوى قوى لندن وبالتالي ستكون

الزيادة في القوى بازدياد العدد الذري [الكتلة المولية]، ولذا أقل درجة غليان هو CH₄

أفكر ص 43: 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 إلا 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 يشته الأوساخ عندما ينتشر فيها ويكوّن معها قوى لندن، وطرف أيوني (COO^-Na^+) يجذب إلى أقطاب الماء المشحونة، وفي النهاية عند جريان الماء ينسحب الطرف الأيوني للصابون مع الماء ساحباً معه الطرف R وما معه من أوساخ فتتنظف الملابس

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

أتحقق ص 44:

- 1- أحدد المواد التي ترتبط جسيماتها بشكل رئيس بقوى لندن: C_3H_8 , CH_3CH_2OH , Ne , $SiCl_4$, HBr
 HBr : جزي قطبي [ذرتان مختلفتان] \hookrightarrow قوى ثنائية القطب + قوى لندن
 $SiCl_4$: جزي غير قطبي [شكل متماثل وطرفيات متماثلة] \hookrightarrow قوى لندن فقط
 Ne : غاز النيون غير قطبي \hookrightarrow 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 جزي 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

Halogens

7A

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

والأيود I_2 في الحالة الصلبة، مع كونها من مجموعة واحدة وهي الهالوجينات وتكوّن جزيئات ثنائية الذرة كل الجزيئات غير قطبية، تمتلك قوى لندن فقط، أكبر عامل مؤثر لزيادة 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 وبقايا الجزيئات لضعف قوى لندن ستكون في الحالة الغازية

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 ₂ H ₆ F ₂	C ₂ H 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؟

CH_3CH_2Cl	[3]	$CH_3CH_2CH_2Cl$	[1]
CH_3Cl	[4]	$CH_3CH_2CH_2CH_2Cl$	[2]

أي الجزيئات الآتية يمتلك أعلى طاقة تبخر

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

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

أي الجزيئات الآتية هو الأعلى في خاصية التوتر السطحي

Cl_4	[3]	CF_4	[1]
CCl_4	[4]	CBr_4	[2]

كلا الجزيئين لهما نفس الكتلة المولية فأى منهما الأعلى درجة غليان

$\begin{array}{cccccccc} H & H & H & H & H & H & H & H \\ & & & & & & & \\ H-C & -C & -C & -C & -C & -C & -C & -C-H \\ & & & & & & & \\ H & H & H & H & H & H & H & H \end{array}$	[2]	$\begin{array}{ccccccc} & & H & & & & \\ & & & & & & \\ & & H-C-H & & & & \\ & & & & H & & H \\ H & -C & -C & -C & -C & -C & -H \\ & & & & & & \\ H & & H & & H & & H \\ & & & & & & \\ & & H-C-H & & H-C-H & & \\ & & & & & & \\ & & H & & H & & \end{array}$	[1]
--	-----	--	-----

حل مراجعة الدرس الثالث

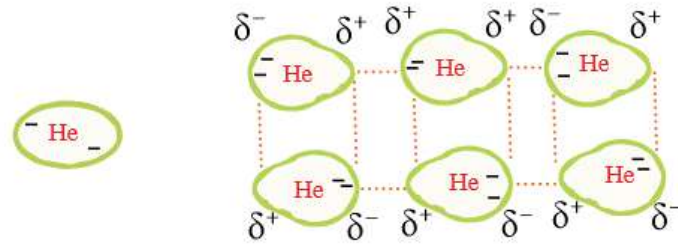
السؤال الأول: أشرح سبب اختلاف المواد في خصائصها الفيزيائية

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

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

الإجابة في المحتوى

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



السؤال الرابع: أفسر:

1- درجة غليان المركب $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ أعلى من درجة غليان المركب $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

كلا المركبين يكونان روابط هيدروجينية لكن الأول يكون 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: $(\text{GeCl}_4 > \text{SiCl}_4 > \text{CCl}_4)$

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: أشرح نوع قوى التجاذب بين جسيمات كل من المواد الآتية في الحالة السائلة

القوى التجاذب	الجزيء
قوى لندن لأنها ذرات غاز نبيل	He
ثنائية القطب	HBr
روابط هيدروجينية لوجود (N-H)	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$
قوى لندن لأنه هيدروكربون فهو غير قطبي	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$

السؤال السادس: أرتب المواد الآتية تصاعدياً بحسب تزايد قوة التجاذب بين جزيئاتها في الحالة السائلة في

الظروف نفسها: CH_3OH , CH_4 , HCl , C_2H_6

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: $\text{CH}_4 < \text{C}_2\text{H}_6 < \text{HCl} < \text{CH}_3\text{OH}$

السؤال السابع: أقدم دليلاً على أثر الكتلة المولية للجزء 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 يترايط 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

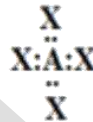
حل مراجعة الوحدة الأولى

السؤال الأول: تعريفات مذكورة في المحتوى

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



هرم ثلاثي



رباعي الأوجه منتظم



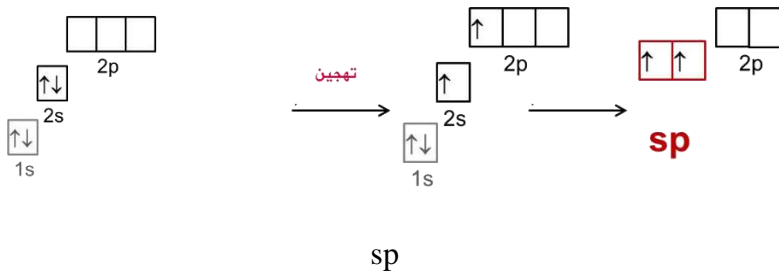
خطي

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

BH_3	NH_3	المقارنة
3	4	عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية
0	1	عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة
sp^2	sp^3	نوع التهجين في الذرة المركزية
مثلث مستو	هرم ثلاثي	الشكل الفراغي
120°	107°	الزاوية بين الروابط
غير قطبي	قطبي	قطبية الجزيئات

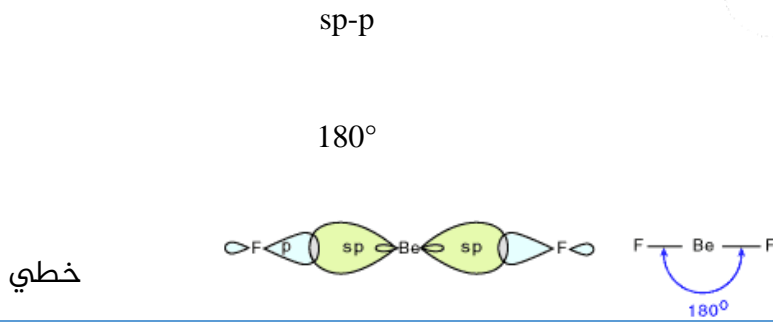
تنويه: بالتأكيد ستحدد العدد الذري لكل عنصر من الجدول الدوري، أو من محفوظك لمجموعة العنصر، تحسب لترسم تركيب لويس وتبدأ المقارنة

السؤال الرابع: أجب عما يأتي في ما يتعلق بالجزء BeF_2 علماً أن العدد الذري للبيريليوم 4:



أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة البيريليوم قبل التهجين وبعده

أحدد نوع التهجين في الذرة المركزية Be



- أحدد نوع الأفلاك المكونة للرابطة Be-F
- أتوقع مقدار الزاوية بين الروابط (الأفلاك المهجنة) في الجزيء BeF₂
- أرسم الشكل البنائي للجزيء وأسميه

السؤال الخامس: عنصران (Y, X) من الدورة الثانية، يكونان مع الفلور الصيغتين (YF₂, XF₂) على التوالي، إذا كان المركب XF₂ يمتلك أزواج إلكترونات غير رابطة فأجب عن الأسئلة الآتية:

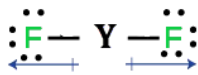
YF₂



Y = 4

2 e حول الذرة و 2 e في 1s

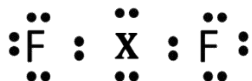
sp



غير قطبي

خطي
180°

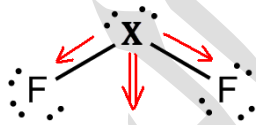
XF₂



X = 8

6 e حول الذرة و 2 e في 1s

sp³



قطبي

منحن
104.5°

○ أكتب تركيب لويس لكل منهما

○ أحدد العدد الذري لكل من Y, X

○ أحدد أنواع الأفلاك التي تستخدمها كل من الذرتين في تكوين الروابط

○ أرسم الشكل الفراغي وأحدد القطبية

○ أتوقع مقدار الزاوية بين الروابط

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

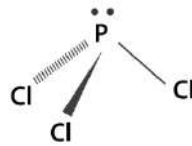
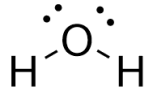
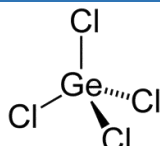
القطبية	شكل الجزيء	الجزيء
خطي متماثل الأطراف [غير قطبي]		BeH ₂
رباعي الأوجه منتظم غير متماثل الطرفيات [قطبي]		CH ₂ Cl ₂
منحن [قطبي]		OCl ₂
مثلث مستو متماثل الطرفيات [غير قطبي]		BCl ₃
هرم ثلاثي [قطبي]		NF ₃

السؤال السابع: أفسر:

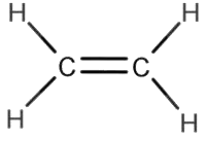
- درجة غليان المركب $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ أعلى منها للمركب CH_3CH_3 المركب الأول قطبي، قوى التجاذب فيه ثنائية القطب وهي أقوى من قوى لندن الموجودة في الثاني
- درجة غليان المركب $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ أعلى منها للمركب $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ المركبان يكونان روابط هيدروجينية لوجود (N-H) لكن الأول يكون 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 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ في الماء في حين الإيثان C_2H_6 لا يذوب الإيثانول قطبي والماء قطبي والشبيه يذيب الشبيه ولأنه يكون روابط هيدروجينية فيذوب في الماء بشكل أسرع، بينما الإيثان غير قطبي فلا يكون مع الماء أي قوى تجاذب وبالتالي لا يذوب

السؤال الثامن: أنظم جدولاً أقرن 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	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	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 أجب عن الأسئلة الآتية:

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A	
J																		A
	L											X	U	M	G	E	R	
															W	D		

مساعدة لطريقة حل العناصر الافتراضية في الجدول الدوري:

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

XE_3		GD_2	
$\cdot \dot{\text{X}} \cdot$	$\cdot \ddot{\text{E}} \cdot$	$\cdot \ddot{\text{G}} \cdot$	$\cdot \ddot{\text{D}} \cdot$
يكون 3 روابط ليستقر [مستثنى من الثمانية]	يكون رابطة فيستقر	يكون رابطتين فيستقر مع بقاء زوجين غير رابط	يكون رابطة فيستقر

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

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

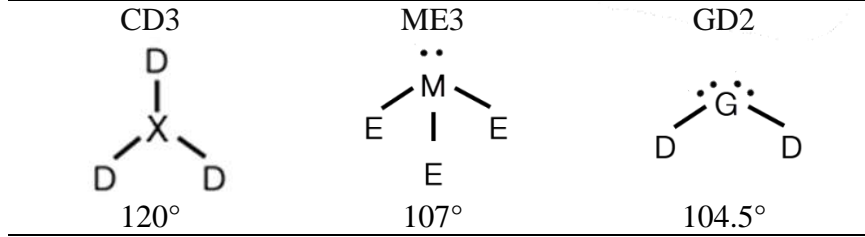
أحدد الجزئي القطبي بين الجزيئات الآتية: GD_2 , XD_3 , UD_4 , LE_2

GD_2	XD_3	UD_4	LE_2
			$\text{E} - \text{L} - \text{E}$
قطبي	غير قطبي	غير قطبي	غير قطبي

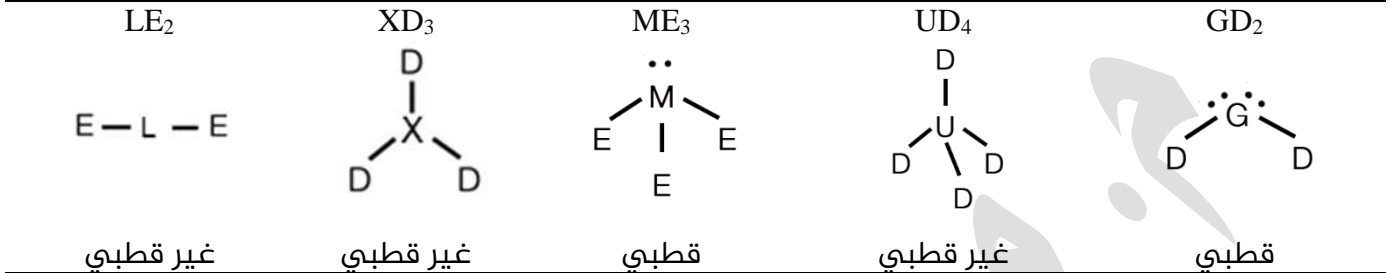
أحدد نوع تهجين الذرة المركزية لكل من الجزيئات: BE_2 , CD_3 , ME_3 , UD_4 , GD_2

LE_2	XD_3	ME_3	UD_4	GD_2
$\text{E} - \text{L} - \text{E}$				
sp	sp^2	sp^3	sp^3	sp^3

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



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



○ أقرن بالرسم قطبية الجزيء: MJ_3 بالجزيء ME_3



يزداد العزم القطبي بسبب

نفس اتجاه عزم الزوج غير الرابط

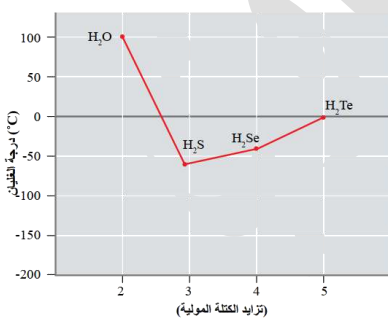
يقل العزم القطبي بسبب

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، أتلها 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 تترايط 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) $\text{CH}_3\text{NH}_2(l) \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_2(g)$
(ب) $\text{H}_2\text{O}(s) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$
(ج) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(g)$
(د) $\text{CO}_2(l) \rightarrow \text{CO}_2(g)$

الإجابة الصحيحة: د

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

- (أ) CHCl_3
(ب) BF_3
(ج) NH_3
(د) PH_3

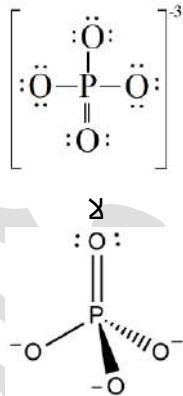
الإجابة الصحيحة: أ [الكتلة المولية مؤثرة بسبب 3 ذرات كلور]

حل أسئلة التفكير من كتاب الأنشطة

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

الجزيئات	CF_4	H_2CO	HCN	المعلومات المطلوبة
تركيب لويس	$\begin{array}{c} :F: \\ :F:C:F: \\ :F: \end{array}$	$\begin{array}{c} :O: \\ : \\ H:C:H \end{array}$	$H:C::N:$	
الشكل الفراغي	رباعي الأوجه منتظم	مثلث مستو	خطي	
نوع التهجين للذرة المركزية	sp^3	sp^2	sp	
الزاوية المتوقعة بين الروابط	109.5	120	180	
الأفلاك المتداخلة لتكوين الروابط	$p-sp^3$	$s-sp^2$ $p-sp^2$	$s-sp$ $p-sp$	

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

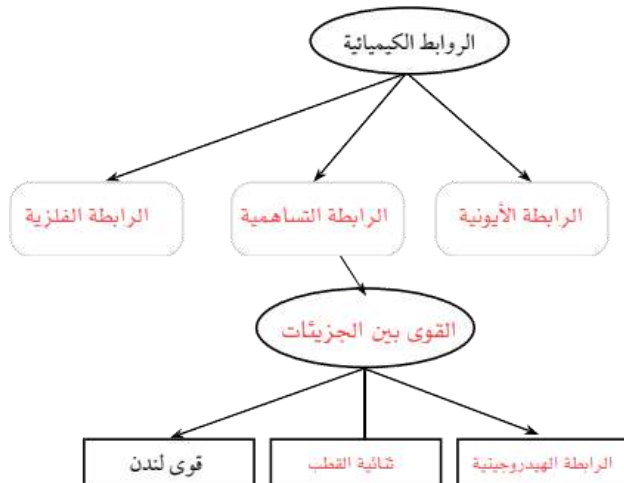


○ اكتب تركيب لويس للأيون PO_4^{3-}

○ 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 عددياً لكن تختلف وحدتها، وهي g/mol
 - هناك علاقة بين المول والكتلة المولية ومن خلالها نحسب الكتلة بالغرام $n = \frac{m}{M_r}$
 - 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

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

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

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:** إحلل الأيون الموجب (أو السالب) من مركب محلّ الأيون الموجب (أو السالب) من مركب آخر
- **تفاعل الترسيب:** تفاعل تظهر فيه مادة راسبة نتيجة خلط محلولين لمليين 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

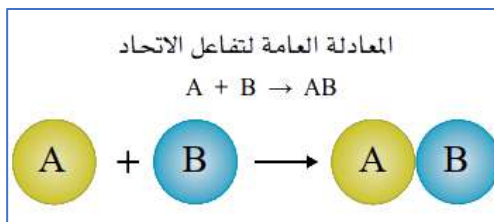
تفاعلات الاتحاد (التكوين/التحضير) Combination Reactions

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

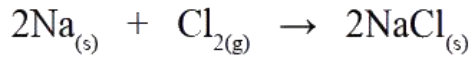


تصنف تفاعلات الاتحاد بناء على أنواع المواد المتفاعلة (عناصر/مركبات) إلى:

- 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)



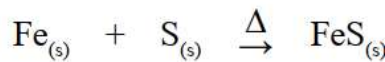
اشتعال الصوديوم مع الكلور.



ملح كلوريد الصوديوم.

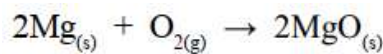
يشتعل فلز الصوديوم بضوء ساطع أصفر اللون عند إمرار غاز الكلور عليه، فينتج مركب كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) ولونه أبيض

مثال (2)



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

مثال (3)

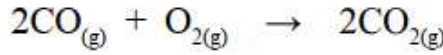


يتفاعل المغنيسيوم مع غاز الأكسجين لتكوين أكسيد المغنيسيوم ونقيس على ذلك وبشكل عام قاعدة: اتحاد العناصر مع الأكسجين ينتج منه أكسيد العناصر مثلاً: اتحاد الكربون مع الأكسجين سينتج أكسيد الكربون سواء ثاني أكسيد أو أول أكسيد، أيضاً اتحاد الكالسيوم مع الأكسجين سينتج أكسيد الكالسيوم

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

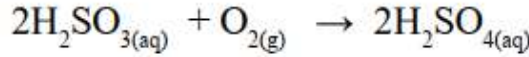
💡 أمثلة على النوع الثاني: اتحاد عنصر مع مركب:

مثال (1)



يتفاعل أول أكسيد الكربون مع الأكسجين لإنتاج ثاني أكسيد الكربون

مثال (2)

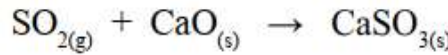


I	II	III	IV	V
1	2	3	4	5
VI	VII	VIII	IX	X
6	7	8	9	10

يتفاعل حمض الكبريت (IV) H_2SO_3 مع الأكسجين لإنتاج حمض الكبريتيك H_2SO_4 (حمض الكبريت (VI))
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

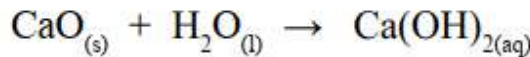
💡 أمثلة على النوع الثالث: اتحاد مركب مع مركب:

مثال (1)



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

مثال (2)



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 جداً 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)؟

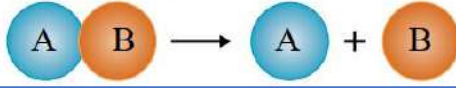
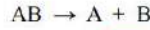
تفاعل يتحلل فيه واحد بوجود طاقة حرارية أو ضوئية أو كهربائية لإنتاج مادتين أو أكثر، وقد تكون المواد الناتجة عناصر أو مركبات

تفاعل التحلل عكس تفاعل الاتحاد

الربط بالحياة

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

المعادلة العامة لتفاعل التحلل



تصنف تفاعلات التحلل بناءً على أنواع المواد الناتجة (عناصر/مركبات)

إلى:

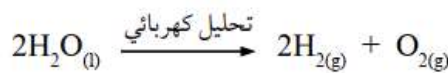
- 1- تحلل مركب لإنتاج عنصرين
- 2- تحلل مركب لإنتاج مركبين أو أكثر
- 3- تحلل مركب لإنتاج عناصر ومركبات

تصنف تفاعلات التحلل بناءً 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)

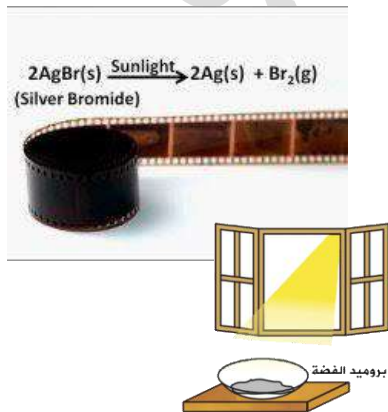
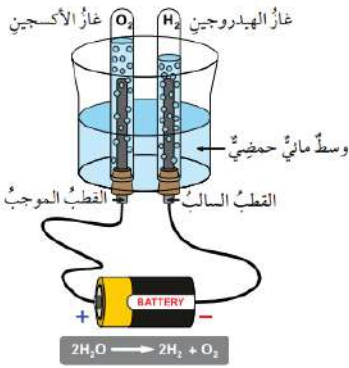


ينتج عنصري الهيدروجين والأكسجين بالتحليل الكهربائي للماء
ما النسبة بين غازي الهيدروجين والأكسجين المتكونين؟
بالنظر إلى المعادلة: الهيدروجين ضعف كمية الأكسجين

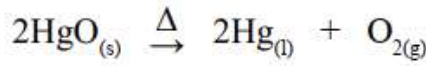
مثال (2)



يتحلل بروميد الفضة بوجود الضوء وينتج عنصري الفضة والبروم
فيم يُستخدم بروميد الفضة؟ يُستخدم في طلاب الأفلام الفوتوغرافية



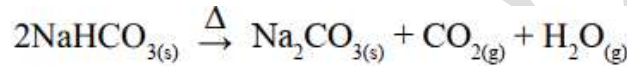
مثال (3)



يتحلل أكسيد الزئبق بالحرارة منتجاً 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

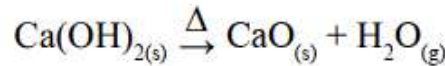
مثال (1)



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

قاعدة: تتحلل هيدروكسيدات الفلزات بالحرارة منتجة أكسيد الفلز وبخار الماء

مثال (2)

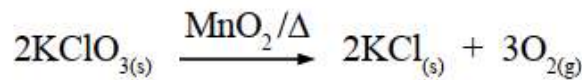


يتحلل هيدروكسيد الكالسيوم بالحرارة منتجاً أكسيد الكالسيوم وبخار الماء

أمثلة على النوع الثالث: تحلل مركب لإنتاج عناصر ومركبات:

قاعدة: تتحلل كلورات الفلزات بالحرارة منتجة كلوريد الفلز وغاز الأكسجين

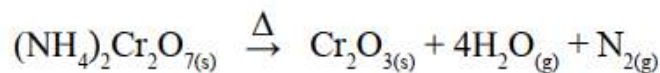
مثال (1)



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)



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
$2\text{KClO}_3 \xrightarrow{\Delta} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$	تحلل	تحلل مركب لإنتاج مركبين
$2\text{HgO} \rightarrow 2\text{Hg} + \text{O}_2$		
$2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$		
$\text{CuCO}_3 \rightarrow \text{CuO} + \text{CO}_2$		
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + 2\text{NO}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2$		
$2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$		
$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$		
$2\text{AgBr} \xrightarrow{\text{.....}} 2\text{Ag} + \text{Br}_2$		
$2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{.....}} 2\text{H}_2 + \text{O}_2$		

تنبأ بنواتج التفاعلات الآتية وتأكد من موازنة المعادلات:



شغل مخك



ضوء اللمبة

ما نوع التفاعل لو عكسنا تفاعلات

التحلل السابقة؟

تفاعلات الإحلال Displacement 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 غالباً في المحاليل المائية وهما نوعان:

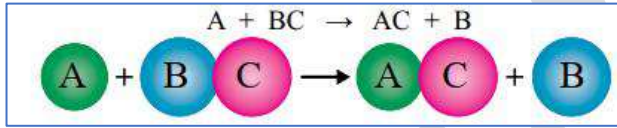
1- الإحلال الأحادي 2- الإحلال المزدوج

الإحلال الأحادي

❓ ما المقصود بتفاعل الإحلال الأحادي؟

هو تفاعل يحل فيه العنصر الأكثر نشاطاً كيميائياً محل الأقل نشاطاً منه والسبب اختلاف العناصر في

نشاطها الكيميائي، ويُسمى أيضاً 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:

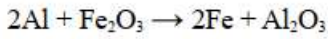
قاعدة عامة: هذه السلسلة فيها أشهر العناصر التي قد ترد في الأمثلة

وتتضمن الهيدروجين بسبب تفاعل الفلزات معه، الأحرف باللون الأخضر زائدة

وتكلمة معنى الجملة الذهبية

الربط بالحياة

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



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

Au Ag Cu H Pb Ni Fe Zn Al Mg Ca Li Na K
بوتاسيوم، صوديوم، ليثيوم، كالسيوم، مغنيسيوم، ألومنيوم، خارصين، حديد، نيكل، رصاص، هيدروجين، نحاس، فضة، ذهب

بصرت لكم أحم حن إلى رهن

الأقل نشاطاً

الأكثر نشاطاً

سلسلة النشاط الكيميائي لبعض العناصر

لا يحل محل الهيدروجين

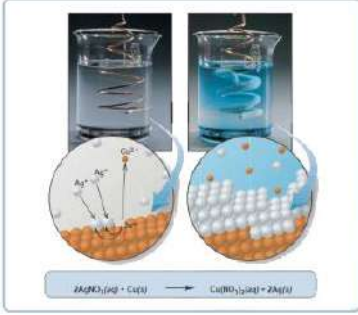
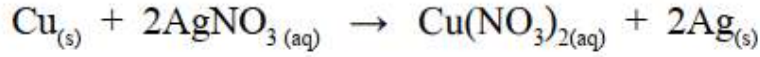
يحل محل الهيدروجين في بخاره ومحلول الحمض

يحل محل الهيدروجين في الماء وبخاره ومحلول الحمض

بناء على هذه السلسلة يحل العنصر الأكثر نشاطاً محل العنصر الأقل نشاطاً في مركباته فيحدث التفاعل أما

العكس فلا يحدث التفاعل

مثال (1)



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؟

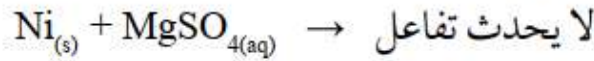
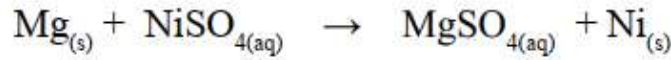
لن يحدث التفاعل تلقائياً لأن الفضة أقل نشاط من النحاس فلن تحل محله في المركب

مثال (2)



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)



يحل المغنيسيوم محل النيكل في محلول كبريتات النيكل في حين لا يحل النيكل محل المغنيسيوم **أفكر ص 60 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 إحلل 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 فالنواتج كلوريد الفلز وغاز الهيدروجين
- إذا تفاعل الفلز مع الماء فالنواتج هيدروكسيد الفلز وغاز الهيدروجين

مثال (1)



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

مثال (2)



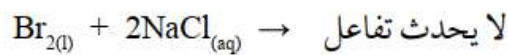
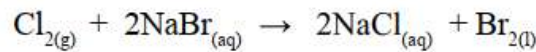
يحل المغنيسيوم محل الهيدروجين في محلول الحمض المخفف فينتج كلوريد المغنيسيوم ويخرج الهيدروجين على هيئة غاز

أمثلة على إحلل لافلز محل لافلز:

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

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

مثال (1)



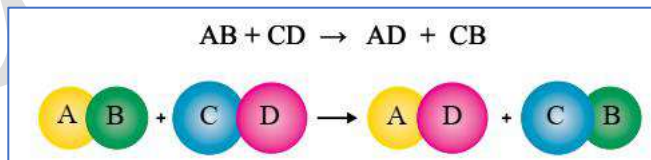
يحل الكلور محل البروم في محلول بروميد الصوديوم فينتج كلوريد الصوديوم ويخرج البروم، بينما لن يحدث العكس حيث البروم أقل نشاطاً من الكلور فلن يحل محله

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

الإحلل المزدوج

ما المقصود بتفاعل الإحلل المزدوج؟

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



تصنف تفاعلات الإحلل المزدوج إلى:

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

ما المقصود بتفاعل الترسيب؟

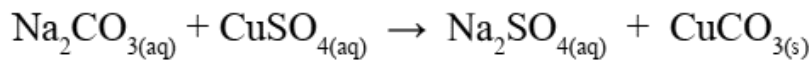
تفاعل تظهر فيه مادة راسبة نتيجة خلط محلولين لمليين ذاتيين

ينتج من مزج بعض المحاليل المائية أحياناً 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)

الاستثناء	الذائبية	الأملاح
بعض مركبات الليثيوم	ذائبة	الصوديوم، والبوتاسيوم، والأمونيوم
---	ذائبة	النترات
مركبات كل من: الرصاص، الفضة، الزئبق، الباريوم، الكالسيوم، السترونشيوم	ذائبة	الكبريتات
مركبات الفضة وبعض مركبات الرصاص والزئبق	ذائبة	الكلوريدات، البروميديات، الأيودات
مركبات الصوديوم والبوتاسيوم، والأمونيوم	أغلبها غير ذائبة	الكربونات، الفوسفات، الكرومات، الكبريتيدات، الهيدروكسيدات

أمثلة على تفاعل الترسيب:

مثال (1)



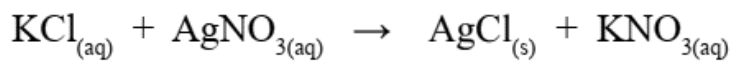
يتفاعل كربونات الصوديوم مع كبريتات النحاس، يتم استبدال موقع الأيونات الموجبة أو السالبة فينتج كبريتات الصوديوم وكربونات النحاس

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 أيضاً، وهذه المعلومات تم دراستها في الصف العاشر

مثال (2)



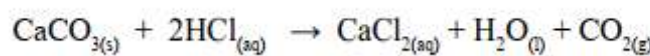
يتفاعل كلوريد البوتاسيوم مع نترات الفضة، فينتج كلوريد الفضة ونترات البوتاسيوم،

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)



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)



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

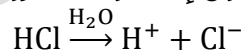
💡 في تفاعل التعادل تتعادل أيونات الهيدروجين H^+ الناتجة من تأين الحمض مع أيونات الهيدروكسيد OH^- الناتجة من تأين القاعدة، فينتج الماء

لنتذكر الحموض القوية والقواعد القوية من الصف التاسع

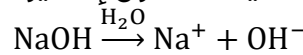
القواعد القوية الشائعة		الحموض القوية الشائعة	
LiOH	هيدروكسيد الليثيوم	HCl	حمض الهيدروكلوريك
NaOH	هيدروكسيد الصوديوم	HBr	حمض الهيدروبروميك
KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم	HI	حمض الهيدرويوديك
Ca(OH) ₂	هيدروكسيد الكالسيوم	HClO ₄	حمض البيركلوريك
Ba(OH) ₂	هيدروكسيد الباريوم	HNO ₃	حمض النيتريك
		H ₂ SO ₄	حمض الكبريتيك

مثال (1)

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

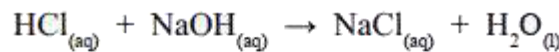


القاعدة القوية في صيغتها مجموعة الهيدروكسيد ستتحول إلى أيون الهيدروكسيد عند ذوبان القاعدة، مثال:

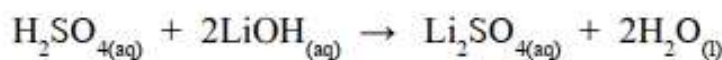


تتحد تلك الأيونات ليتكون الماء في المحلول (الخليط من الحمض والقاعدة): $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

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



مثال (2)



يتفاعل حمض الكبريتيك مع هيدروكسيد الليثيوم فينتج ملح كبريتات الليثيوم والماء

❓ أتحقق ص 63: 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 فتنج مادة ذائبة ومادة راسبة [غير ذائبة]

الربط بالطب

تُنتج المعدة حمض الهيدروكلوريك الذي يساعد على هضم الطعام، ولكن زيادته في المعدة تؤدي إلى شعور الفرد بالحرقة (حموضة المعدة)، لذلك ينصح الطبيب بتناول الأقراص المضادة للحموضة التي تحتوي مركباً قاعدياً مثل هيدروكسيد المغنيسيوم؛ إذ يتفاعل مع حمض الهيدروكلوريك في المعدة ويؤدي إلى التعادل، وتختفي حرقة المعدة ويشعر الفرد بالارتياح.

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

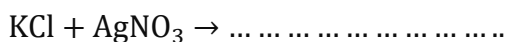
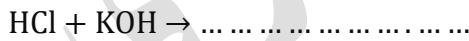
الربط بالطب

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:



المعادلة الأيونية

استخدم الكيميائيون المعادلة الأيونية لتوضيح التفاعلات التي تحدث في المحاليل المائية
ما المقصود بالمعادلة الأيونية (الكاملة)؟

معادلة كيميائية تظهر فيها الجسيمات المتفاعلة والنتيجة جميعها في المحلول المائي

ما الفرق بين المعادلة الأيونية (الكاملة) والمعادلة الكيميائية؟

المعادلة الكيميائية توضح الصيغ الكيميائية للمواد المتفاعلة والنتيجة بينما المعادلة الأيونية توضح الجسيمات (الأيونات الموجبة والسالبة) المتفاعلة والنتيجة 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 تشارك في التفاعل ولم يطرأ عليها أي تغيير كيميائي

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

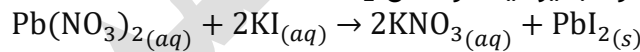
(نشطب المتفرجين فنحصل على المعادلة الأيونية النهائية)



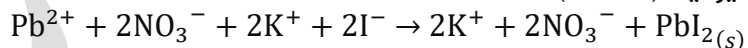
قاعدة عامة: نفكك المحاليل المائية aq إلى أيونات موجبة وسالبة، ونترك المواد السائلة والصلبة والغازية كما هي

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

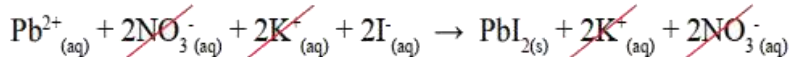
نترات البوتاسيوم KNO_3 ويترسب يوديد الرصاص PbI_2



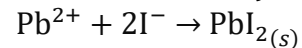
المعادلة الأيونية (الكاملة):



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



المعادلة الأيونية النهائية (الصافية):



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



تُحقق المعادلة الأيونية النهائية الموزونة قانون حفظ الكتلة وقانون حفظ

الشحنة، حيث نوع وعدد الذرات وأيضاً مجموع الشحنات الكلي على طرفي

المعادلة هو نفسه

الربط بالحياة

يُستخدم يوديد الرصاص PbI_2 بصفته مادة ملونة في صناعة الدهانات؛ حيث يكسبها اللون الأصفر، ومن أبرز طرائق تحضيره: تفاعل محلول يوديد البوتاسيوم KI مع محلول نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$ فيترسب يوديد الرصاص PbI_2 .

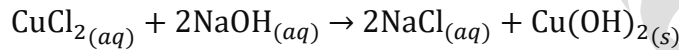
الجدول (1): تحقيق قانوني حفظ الكتلة وحفظ الشحنة في المعادلة الأيونية.

المواد المتفاعلة	المواد المتفاعلة	المواد الناتجة
المواد المتفاعلة والناتجة	$Pb^{2+}_{(aq)} + 2I^{-}_{(aq)}$	$PbI_{2(s)}$
موازنة الصيغ الكيميائية	1Pb , 2I	1Pb , 2I
موازنة الشحنات	$(1 \times +2) + (2 \times -1) = 0$	0

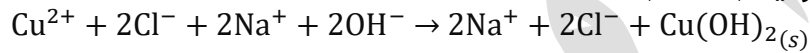
مثال ص 23: يتفاعل محلول كلوريد النحاس (II) $CuCl_2$ مع محلول هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ ليتكون



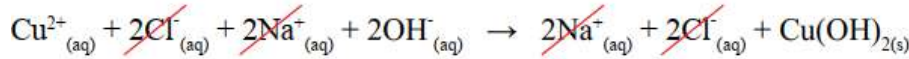
محلول كلوريد الصوديوم $NaCl$ ويطرسب هيدروكسيد النحاس (II) $Cu(OH)_2$



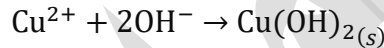
المعادلة الأيونية (الكاملة):



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

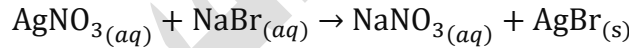


المعادلة الأيونية النهائية (الصافية):

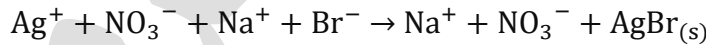


مثال ص 24: يتفاعل محلول نترات الفضة $AgNO_3$ مع محلول بروميد الصوديوم $NaBr$ فيتكون محلول نترات

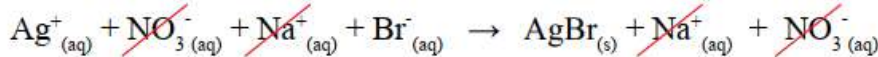
الصوديوم $NaNO_3$ ويطرسب بروميد الفضة $AgBr$. أكتب معادلة التفاعل الموزونة، المعادلة الأيونية، المعادلة الأيونية النهائية



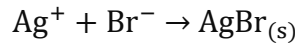
المعادلة الأيونية (الكاملة):



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

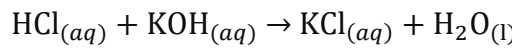


المعادلة الأيونية النهائية (الصافية):



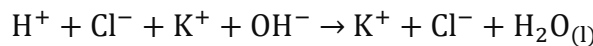
مثال ص 24: يتفاعل محلول حمض الهيدروكلوريك HCl مع محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH وفق

المعادلة الآتية:

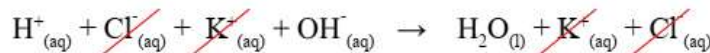


أكتب المعادلة الأيونية النهائية

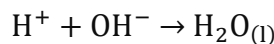
المعادلة الأيونية (الكاملة):



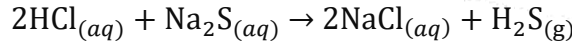
الأيونات المتفرجة: Cl^{-} , K^{+} نشطبها من طرفي المعادلة



المعادلة الأيونية النهائية (الصافية):

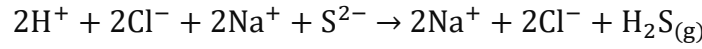


مثال ص 25: اعتماداً على المعادلة الكيميائية الموزونة:

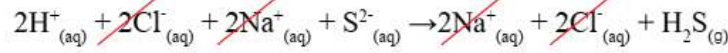


أكتب المعادلة الأيونية النهائية

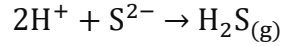
المعادلة الأيونية (الكاملة):



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



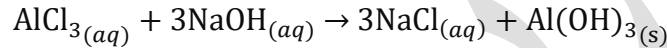
المعادلة الأيونية النهائية (الصافية):



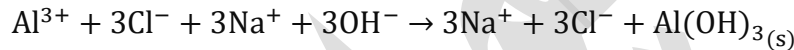
تحقق ص 25: يتفاعل محلول كلوريد الألمنيوم AlCl_3 مع محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH فينتج

محلول كلوريد الصوديوم NaCl ويترسب هيدروكسيد الألمنيوم $\text{Al}(\text{OH})_3$. أكتب المعادلة الأيونية والمعادلة

الأيونية النهائية

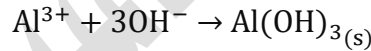


المعادلة الأيونية (الكاملة):



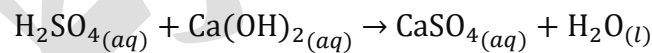
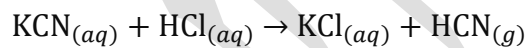
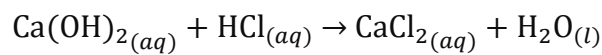
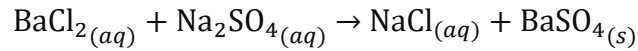
الأيونات المتفرجة: Cl^- , Na^+ نشطبها من طرفي المعادلة

المعادلة الأيونية النهائية (الصافية):



ورقة عمل (13): المعادلة الأيونية

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



تحذّر: يتفاعل محلول فوسفات البوتاسيوم K_3PO_4 مع محلول نترات الكالسيوم $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ فينتج محلول نترات البوتاسيوم KNO_3 ويطرسب فوسفات الكالسيوم $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ، أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الموزونة ثم اكتب المعادلة الأيونية النهائية

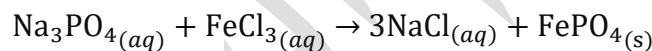
حل مراجعة الدرس الأول

السؤال الأول: أقرن بين أنواع التفاعلات الكيميائية من حيث المواد المتفاعلة والنتيجة

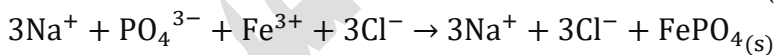
التفاعل	المواد المتفاعلة	المواد الناتجة
الاتحاد	مادتان أو أكثر (عناصر، مركبات)	مادة واحدة (مركب)
التحلل	مادة واحدة (مركب)	مادتان أو أكثر (عناصر، مركبات)
الإحلال الأحادي	عنصر أكثر في نشاطه الكيميائي مع محلول لأحد أملاح عنصر أقل نشاطاً	العنصر الأكثر نشاطاً يحل في محلول الملح، والأقل نشاطاً يترسب
الإحلال 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

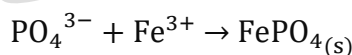


المعادلة الأيونية (الكاملة):



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

المعادلة الأيونية النهائية (الصافية):



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

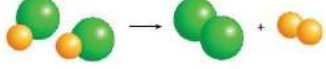

نوع التفاعل	التفاعل
إحلال مزدوج [تعادل]	أ. $\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{LiOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{LiNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
اتحاد [مركب ومركب]	ب. $\text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})$
إحلال أحادي [فلز محل فلز]	ج. $\text{Fe}(\text{s}) + 2\text{AgNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 2\text{Ag}(\text{s})$
تحلل [مركب إلى مركبين]	د. $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

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

تصنيف التفاعل	تفاعل الإحلال المزدوج
إطلاق غاز	$\text{HBr}_{(aq)} + \text{KCN}_{(aq)} \rightarrow \text{HCN}_{(g)} + \text{KBr}_{(aq)}$ أ.
ترسيب	$\text{BaCl}_{2(aq)} + \text{K}_2\text{CO}_{3(aq)} \rightarrow 2\text{KCl}_{(aq)} + \text{BaCO}_{3(s)}$ ب.
تعادل	$\text{HI}_{(aq)} + \text{NaOH}_{(aq)} \rightarrow \text{NaI}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ ج.

السؤال السادس: أفسر: يحل عنصر الفلور F_2 محل عنصر اليود I_2 في محلول مائي ليوديد البوتاسيوم KI
الفلور أكثر نشاطاً من اليود في سلسلة النشاط الكيميائي للهالوجينات لذا يحل محله في مركباته

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

$2\text{AB} \rightarrow \text{A}_2 + \text{B}_2$	
$\text{A} + 2\text{B}_2 \rightarrow \text{AB}_4$	

الدرس الثاني: التركيز المحاليل

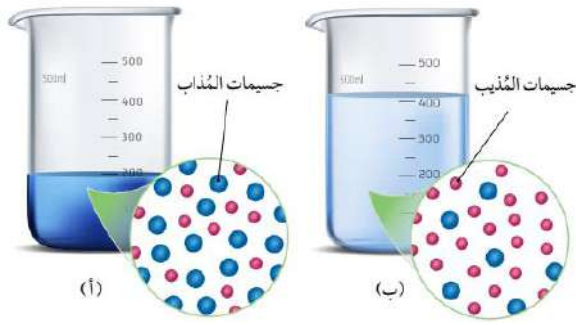
تعريفات الدرس الثاني:

- **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 كميًا؟**
- 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 وصفيًا؟**
- [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 20 g 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 محلولاً مخففاً

تمييز بعض المصطلحات للتمكن من قوانين حساب التركيز:

solute: المذاب
solvent: المذيب
Solution: المحلول

الكسر المولي (X) Mole Fraction

الكسر المولي: النسبة بين عدد مولات المادة المذابة أو المذيب في المحلول إلى عدد المولات الكلية للمذاب والمذيب

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

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

عدد مولات المذيب
عدد مولات المذاب

n_a
 n_b

X_a الكسر المولي للمذيب
 X_b الكسر المولي للمذاب

وقد يُعبر عن الكسر المولي بنسبة مئوية، أيضاً 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: $n_{EG} = 1.25 \text{ mol}$ $n_{H_2O} = 4 \text{ mol}$

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

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

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. علماً أن الكتلة المولية $Mr(C_2H_6O) = 46 \text{ g/mol}$

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

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

كتلة الإيثانول = 300 g والكتلة المولية = 46 g/mol

- نحسب مولات الإيثانول باستخدام الكتلة والكتلة المولية:

$$n_{Ethanol} = \frac{m}{Mr} = \frac{300}{46} = 6.522 \text{ mol}$$

$$X_{Ethanol} = \frac{6.522}{27.777 + 6.522} = \frac{6.522}{34.299} = 0.19$$

أتتحقق ص 73: احسب الكسر المولي لكل من الماء وحمض الهيدروكلوريك HCl في محلول منهما، علماً 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: $n_{HCl} = 2.5 \text{ mol}$ $n_{H_2O} = 2 \text{ mol}$

$$X_{H_2O} = \frac{2}{2 + 2.5} = 0.44$$

$$X_{HCl} = \frac{2.5}{2 + 2.5} = 0.56$$

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 صلباً والمذيب سائلاً

ويمكن وصف النسبة المئوية بالكتلة: بعدد غرامات المذاب في 100 g من المحلول

كيف نحضّر محلولاً من مادة صلبة في الماء بحيث يكون التركيز 8 % بالكتلة؟

- يوزن 8 g من المادة الصلبة

- نضع الوعاء على الميزان ونصّره، ثم نضع فيه القليل من الماء المقطر

- يضاف الملح إلى الوعاء ويحرك حتى يذوب

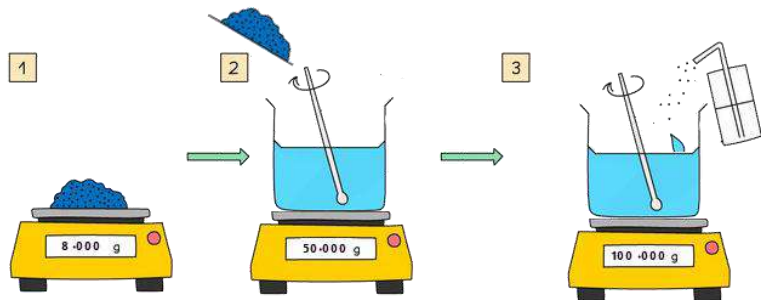
- تستمر إضافة الماء المقطر إلى الوعاء حتى يصبح الوزن المقروء = 100 g

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 يُحضَّر المحلول 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 = $\frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100\%$ ($m\%$)

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

النسبة المئوية بالكتلة

$m\%$

كتلة المذاب

$m \text{ of solute}$

كتلة المحلول

$m \text{ of solution}$

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 $m \text{ of solute}$ وكتلة المذيب $m \text{ of solvent}$

نحسب كتلة المحلول في البداية:

$$m \text{ of solution} = 40 + 160 = 200 \text{ g}$$

$$m\% = \frac{m \text{ of solute}}{m \text{ of solution}} \times 100\% = \frac{40}{200} \times 100\% = 20\%$$

مثال ص75: احسب كتلة هيدروكسيد الصوديوم NaOH اللازمة لتحضير محلول كتلته 60 g بتركيز 3% بالكتلة

مطلوب $m \text{ of solute}$ كتلة المذاب

المعطيات: كتلة المحلول $m \text{ of solution}$ والتركيز $m\%$

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

$$3\% = \frac{m \text{ of solute}}{60} \times 100\%$$

$$m \text{ of solute} = \frac{3 \times 60}{100} = 1.8 \text{ g}$$

أتحقق ص 75: احسب النسبة المئوية بالكتلة للمحلول الناتج من إذابة 70 g من نترات البوتاسيوم في 230 g من الماء المقطر

من الماء المقطر

مطلوب النسبة المئوية بالكتلة $m\%$

المعطيات: كتلة المذاب $m \text{ of solute}$ وكتلة المذيب $m \text{ of solvent}$

نحسب كتلة المحلول في البداية:

$$m \text{ of solution} = 70 + 230 = 300 \text{ g}$$

$$m\% = \frac{m \text{ of solute}}{m \text{ of solution}} \times 100\% = \frac{70}{300} \times 100\% = 23.3\%$$

النسبة المئوية بالحجم (V%) Volume Percent

- 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 بين 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 = $\frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} \times 100\%$ (V%)

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

النسبة المئوية بالحجم	V%
حجم المذاب	V of solute
حجم المحلول	V of solution

مثال ص 76: احسب النسبة المئوية بالحجم V% لمحلول من الإيثانول حَضَّر 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

$$V\% = \frac{V \text{ of solute}}{V \text{ of solution}} \times 100\% = \frac{65}{300} \times 100\% = 21.7\%$$

أتحقق ص 76: احسب النسبة المئوية بالحجم لمحلول من الأستون حَضَّر 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

$$V\% = \frac{V \text{ of solute}}{V \text{ of solution}} \times 100\% = \frac{28}{150} \times 100\% = 18.7\%$$

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

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، ولكنه يمكن مزجه بديزل «النفط» لتكوين الديزل الحيوي الممزوج، الذي يتكون من 20% بالحجم ديزل حيوي و 80% بالحجم ديزل من النفط.

- الحساب: النسبة المئوية بالكتلة: نحسب كتلة المذاب إلى كتلة المحلول، بينما في النسبة المئوية بالحجم نحسب حجم المذاب إلى حجم المحلول

المولارية (M)

- المولارية: عدد مولات المادة المذابة في لتر واحد من المحلول
- المولارية أو التركيز المولاري: من أكثر الوحدات شيوعاً لقياس التركيز، الوحدة M ونطقها أو نكتبها Molar، وأيضاً mol/L

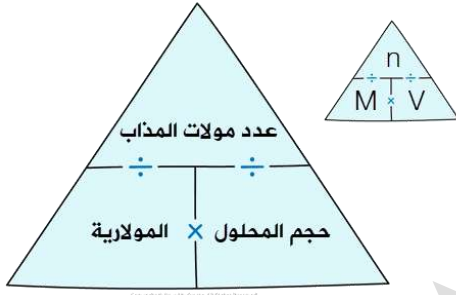
من الصورة المجاورة بيّن التركيز المولاري لمحلول حمض الكبريتيك، وقاعدة هيدروكسيد الصوديوم



mol NaOH / 1 L solution 3 أي تركيزه يساوي 3 M
mol H₂SO₄ / 1 L solution 2 أي تركيزه يساوي 2 M

المولارية (التركيز المولاري) (M) = $\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول}}$

$$M = \frac{n \text{ of solute}}{V \text{ of solution}} = \frac{n}{V}$$



المولارية (mol/L)	M
عدد مولات المذاب	n of solute
حجم المحلول (L)	V of solution

مثال ص 77: احسب مولارية محلول من نترات الصوديوم NaNO₃ ؟

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

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{0.5} = 0.2 \text{ mol/L} = 0.2 \text{ M}$$

مثال ص 88: احسب مولارية هيدروكسيد البوتاسيوم KOH حُضَّر 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 0.2 L وهذا خطأ في صيغة السؤال وقد اعتبرها الكتاب حجم المحلول V ولذا نعتبرها حجم المحلول لنقص معطيات السؤال نستخرج المولات:

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{5.6}{56} = 0.1 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{0.2} = 0.5 \text{ mol/L} = 0.5 \text{ M}$$

أتحقق ص 78: احسب كتلة السكر $C_6H_{12}O_6$ اللازمة لعمل محلول حجمه 2 L وتركيزه 0.04 M علماً 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 أولاً باستخدام مثلث المولية

$$n = M \times V = 0.04 \times 2 = 0.08 \text{ mol}$$

$$m = n \times Mr = 0.08 \times 180 = 14.4 \text{ g}$$

أتحقق ص 78: احسب حجم محلول من كلوريد الكالسيوم $CaCl_2$ مولارته

1.11 M علماً أن كتلة المذاب 1.11g والكتلة المولية له = 111 g/mol

من خلال المعطيات نحسب المولات أولاً باستخدام مثلث المولية

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{1.11}{111} = 0.01 \text{ mol}$$

نحسب الحجم من قانون المولية:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0.01}{1.11} = 0.009 \text{ L}$$

الربط بالمهنة

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.

المولالية (m)

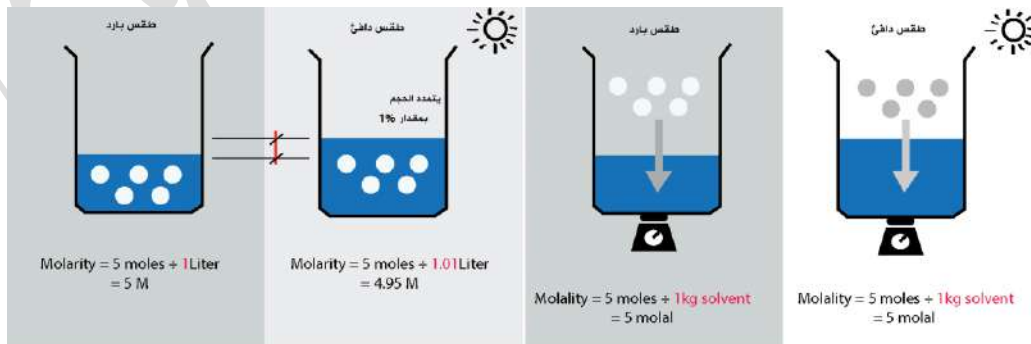
المولالية: عدد مولات المذاب في 1 Kg من المذيب

المولالية أو التركيز المولالي: الوحدة m وننطقها أو نكتبها molal، أيضاً 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 سيغير 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: المولالية تتأثر بدرجة الحرارة بينما المولارية لا تتأثر بها



قيمة المولالية تتغير بسبب تغير حجم المحلول بالحرارة حيث يتمدد ويتقلص

قيمة المولالية لا تتغير بتغير درجة الحرارة لأن الكتلة للمذيب لا تتغير

المولالية (التركيز المولالي) (m) = $\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب}}$

$$m = \frac{n \text{ of solute}}{\text{solvent mass}}$$

المولالية (m) أو molal	M
عدد مولات المذاب	n of solute
كتلة المذيب (kg)	solvent mass

مثال ص 79: 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 إذا نطبق على القانون مباشرة

$$m = \frac{n}{\text{solvent mass}} = \frac{6}{8} = 0.75 \text{ m} = 0.75 \text{ mol/kg}$$

مثال ص 80: احسب التركيز المولالي لمحلول يحتوي على 25 g من كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 مذابة في 500 g من الماء، علماً 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

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{25}{142} = 0.176 \text{ mol}$$

كتلة المذيب:

$$\text{solvent mass} = \frac{500 \text{ g}}{1000 \frac{\text{g}}{\text{Kg}}} = 0.5 \text{ Kg}$$

$$m = \frac{n}{\text{solvent mass}} = \frac{0.176}{0.5} = 0.352 \text{ m} = 0.352 \text{ mol/kg}$$

أتحقق ص 80: احسب مولالية المحلول الذي يحتوي على 8.4 g فلوريد الصوديوم NaF مذابة في 400 g من الماء المقطر، علماً 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

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{8.4}{42} = 0.2 \text{ mol}$$

$$\text{solvent mass} = \frac{400 \text{ g}}{1000 \frac{\text{g}}{\text{Kg}}} = 0.4 \text{ Kg}$$

$$m = \frac{n}{\text{solvent mass}} = \frac{0.2}{0.4} = 0.5 \text{ m} = 0.5 \text{ mol/kg}$$

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:

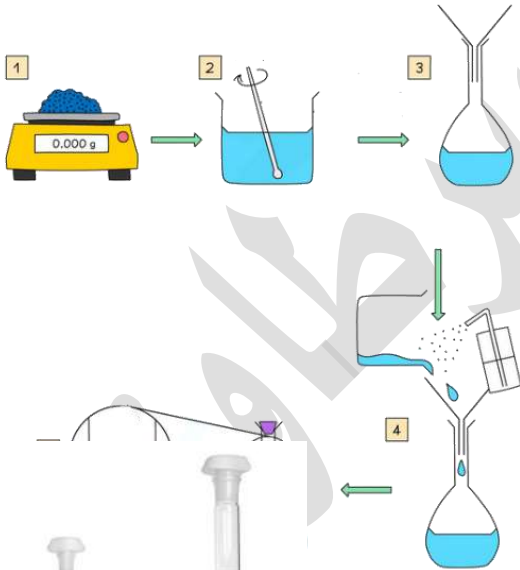
$$X_{solute} = \frac{2}{2 + 55.6} = 0.035$$

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 يُحضّر المحلول القياسي؟



يتم تحضيره بإذابة كتلة معينة من المذاب في كمية محددة من المذيب النقي، ثم يستخدم الدورق الحجمي

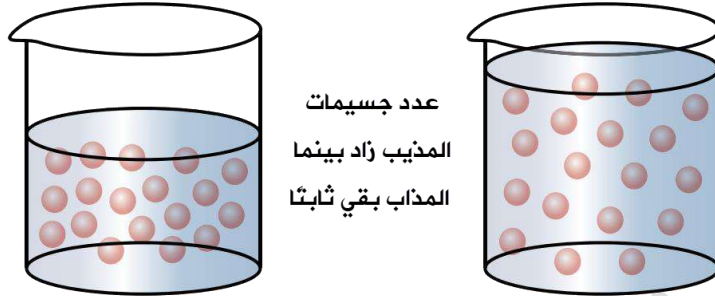
ما فائدة استخدام المحاليل القياسية؟

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 ثابتاً



○ 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 ص 83: احسب مولارية محلول حضر بإضافة 380 mL من الماء المقطر إلى 20 mL من محلول تركيزه 0.2 M

$$M_1 = 0.2 \text{ M} \quad V_1 = 20 \text{ mL} \quad M_2 = ?? \quad V_2 = 380 + 20 = 400 \text{ mL}$$

نطبق معادلة التخفيف:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$M_2 = \frac{M_1 \times V_1}{V_2} = \frac{0.2 \times 20}{400} = 0.01 \text{ M}$$

أتحقق ص 83: احسب حجم الماء اللازم إضافته إلى 50 mL من محلول KCl الذي تركيزه 4 M ليصبح تركيزه 0.2 M

$$M_1 = 4 \text{ M} \quad V_1 = 50 \text{ mL} \quad M_2 = 0.2 \text{ M} \quad V_2 = ?$$

نطبق معادلة التخفيف:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$V_2 = \frac{M_1 \times V_1}{M_2} = \frac{4 \times 50}{0.2} = 1000 \text{ mL}$$

حجم الماء المضاف = حجم المحلول النهائي - حجم المحلول قبل التخفيف

$$\text{mL } 950 = 50 - 1000 =$$

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

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

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

المولارية

عدد مولات المذاب إلى حجم المحلول باللتر والوحدة مولار أو مول/لتر أو M

$$M = \frac{n \text{ of solute}}{V \text{ of solution}} = \frac{n}{V}$$

المولالية

عدد مولات المذاب إلى كتلة المذيب بالكغ والوحدة مولال أو مول/كغ أو m

$$m = \frac{n \text{ of solute}}{\text{solvent mass}}$$

معادلة التخفيف

التركيز المولاري قبل في الحجم قبل = التركيز المولاري بعد في الحجم بعد

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$



تدريبات خارجية + كيماشيك

احسب النسبة المئوية بالكتلة لحمض الفورميك HCOOH في محلوله المائي الذي تركيزه M 1.1 وحجمه L 1
علمًا بأن كثافة المحلول 1.01 g/mL والكتلة المولية له = 46 g/mol
مطلوب النسبة المئوية بالكتلة:

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

نحتاج إلى كتلة المذاب وكتلة المحلول

$$M = \frac{n \text{ of solute}}{V \text{ of solution}} = \frac{n}{V}$$

نعوض في قانون المولارية: التركيز وحجم المحلول لنحسب مولات المذاب
 $n = M \times V = 1.1 \times 1 = 1.1 \text{ mol}$

نحسب كتلة المذاب باستخدام المولات والكتلة المولية:

$$m_{\text{solute}} = n \times Mr = 1.1 \times 46 = 50.6 \text{ g}$$

نحسب كتلة المحلول باستخدام الكثافة والحجم:

$$m_{\text{solution}} = d \times V = \frac{1.01 \text{ g}}{\text{mL}} \times 1000 \text{ mL} = 1010 \text{ g}$$

$$m\% = \frac{m \text{ of solute}}{m \text{ of solution}} \times 100\% = \frac{50.6}{1010} \times 100\% = 5\%$$

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 = 1000 g Kg = 1000 g

حجم المحلول = كثافة المحلول × كتلة المحلول

كتلة المحلول = كتلة المذاب + كتلة المذيب

كتلة المذاب نحسبها من المولات والكتلة المولية:

$$m_{\text{solute}} = n \times Mr = 0.2 \times 74.5 = 14.9 \text{ g}$$

كتلة المحلول:

$$m_{\text{solution}} = 1000 + 14.9 = 1014.9 \text{ g} \approx 1015 \text{ g}$$

حجم المحلول:

$$V = \frac{m \text{ of solution}}{d \text{ of solution}} = \frac{1015 \text{ g}}{1.1 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 923 \text{ mL} = 0.923 \text{ L}$$

$$M = \frac{n \text{ of solute}}{V \text{ of solution}} = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{0.923} = 0.22 \text{ M}$$

محلول مائي يحوي 0.9 M من $Pb(NO_3)_2$ احسب التركيز المولالي لهذا المحلول. علماً بأن كثافته 1.25 g/mL والكتلة المولية لنترات الرصاص = 331 g/mol

مطلوب المولالية: عدد مولات المذاب إلى كتلة المذيب بالـ كغ
المولالية = 0.9 mol من المذاب في 1 L من المحلول ... أيضاً 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:

$$m_{solvent} = 1250 - 298 = 952 g = 0.952 Kg$$

$$m = \frac{n \text{ of solute}}{\text{solvent mass}} = \frac{0.9}{0.952} = 0.945 \text{ molal} = 0.945 \text{ mol/kg}$$

كم غراماً 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

$$m_{solution} = d \times V = 1.25 \frac{g}{mL} \times 200 mL = 250 g$$

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

$$40\% = \frac{m \text{ of solute}}{250} \times 100\%$$

$$m \text{ of solute} = \frac{40 \times 250}{100} = 100 g$$

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- المولالية للمحلول

2- الكسر المولي للمذاب

[1] لحساب المولالية: 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

$$V = \frac{m_{solution}}{d} = \frac{100 g}{1.1 g/mL} = 90.9 mL \approx 0.091 L$$

$$n = \frac{m_{solute}}{Mr} = \frac{20.22}{36.5} = 0.554 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.554}{0.091} = 6.1 M$$

[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

$$m_{\text{solvent}} = m_{\text{solution}} - m_{\text{solute}} = 100 - 20.22 = 79.8 \text{ g}$$

$$n = \frac{m_{\text{solvent}}}{Mr} = \frac{79.8}{18} = 4.43 \text{ mol}$$

$$X_{\text{solute}} = \frac{n_{\text{solute}}}{n_{\text{solvent}} + n_{\text{solute}}} = \frac{0.554}{4.43 + 0.554} = 0.111$$

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

$$n_{\text{solute}} = X_{\text{solute}} \times n_{\text{solution}} = 0.2 \times 20 = 4 \text{ mol}$$

مولات الماء "المذيب" = مولات المحلول - مولات السكر المذاب

$$n_{\text{solvent}} = 20 - 4 = 16 \text{ mol}$$

كتلة الماء نحسبها باستخدام المولات والكتلة المولية:

$$m = n \times Mr = 16 \times 18 = 288 \text{ g}$$

أضيف 150 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.2 M إلى 150 mL من الماء المقطر فإن تركيز المحلول الناتج يساوي

$$M_1 = 0.2 \text{ M} \quad V_1 = 150 \text{ mL} \quad M_2 = ?? \quad V_2 = 150 + 150 = 300 \text{ mL}$$

نطبق معادلة التخفيف:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$M_2 = \frac{M_1 \times V_1}{V_2} = \frac{0.2 \times 150}{300} = 0.1 \text{ M}$$

ورقة عمل (14): تركيز المحاليل

ما التركيز المولالي لمحلول الجلوكوز الذي يحوي 5 g من الجلوكوز المذاب في 25 g من الماء؟ علماً 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؟

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 المولالية ()
- 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: أوض 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: أوض المقصود بكل من: الكسر المولي، النسبة المئوية بالكتلة، المولارية، المولالية

مذكورة في المحتوى

السؤال الثالث: احسب الكسر المولي لكل من الماء و نترات البوتاسيوم KNO_3 في محلول منهما. علماً أن عدد

مولات الماء 5 mol وعدد مولات نترات البوتاسيوم 3 mol

المذيب "الماء" رمزه a والمذاب "نترات البوتاسيوم" b

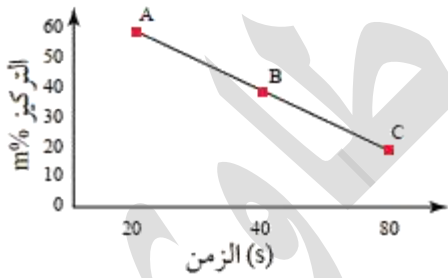
$$X_a = ?? \quad X_b = ?? \quad n_a = 5 \quad n_b = 3$$

$$X_a = \frac{n_a}{n_a + n_b} = \frac{5}{5 + 3} = \frac{5}{8} = 0.625$$

$$X_b = \frac{3}{5 + 3} = \frac{3}{8} = 0.375$$

السؤال الرابع: يبين الشكل المجاور العلاقة بين تركيز محلول مع الزمن اللازم لتفاعله، عند درجة حرارة وضغط

محدد:



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 = ؟

$$V\% = \frac{V \text{ of solute}}{V \text{ of solution}} \times 100\% = \frac{40}{300} \times 100\% = 13.3\%$$

السؤال السادس: احسب مولارية محلول يحتوي على 5 g من كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 مذابة في 100 mL من الماء. علماً أن الكتلة المولية لكبريتات البوتاسيوم 174 g/mol

كتلة المذاب = 5 g كتلته المولية = 174 حجم المذيب = 100 mL المولارية = ؟؟

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{5}{174} = 0.03 \text{ mol}$$

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

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.03}{0.1} = 0.3 \text{ mol/L} = 0.3 \text{ M}$$

السؤال السابع: احسب حجم محلول من سكر الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ تركيزه 0.5 M علماً 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:

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{15}{180} = 0.083 \text{ mol}$$

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0.083}{0.5} = 0.166 \text{ L}$$

السؤال الثامن: احسب مولارية محلول يحتوي على 30 g من بروميد الليثيوم LiBr مذابة في 300 g من الماء. علماً أن الكتلة المولية LiBr هي 87 g/mol

المولارية = ؟ كتلة المذاب = 30 g وكتلته المولية 87 كتلة المذيب = 300 g
نستخدم قانون المولارية ونحسب قبل ذلك مولات المذاب ونحول كتلة المذيب إلى Kg:

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{30}{87} = 0.34 \text{ mol}$$

كتلة المذيب = 0.3 Kg

$$m = \frac{n}{\text{mass of solvent Kg}} = \frac{0.34}{0.3} = 1.1 \text{ molal}$$

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 = 28 mL ويساوي باللتر = 0.028 التركيز = 0.0048 M
نحسب باستخدام قانون المولارية

$$M = \frac{n}{V}$$

$$n = M \times V = 0.0048 \times 0.028 = 0.000134 \text{ mol} = 1.34 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

السؤال العاشر: احسب حجم الماء اللازم إضافته إلى 5 mL من محلول NaOH ذي التركيز 0.1 M ليصبح تركيزه 0.001 M

$$M_1 = 0.1 \text{ M} \quad V_1 = 5 \text{ mL} \quad M_2 = 0.001 \text{ M} \quad V_2 = ?$$

نطبق معادلة التخفيف:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$V_2 = \frac{M_1 \times V_1}{M_2} = \frac{0.1 \times 5}{0.001} = 500 \text{ mL}$$

حجم الماء اللازم إضافته = حجم المحلول النهائي - حجم المحلول قبل التخفيف

$$500 - 5 = 495 \text{ mL}$$

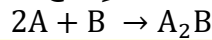
الدرس الثالث: الحسابات الكيميائية

تعريفات الدرس الثالث:

- **المادة المحددة:** المادة التي تستهلك كلياً 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 بسكويتاً بالراحة، نحتاج قطعتين بسكويت وقطعة راحة لنحصل على قطعة كاملة
- لنتخيل ذلك كمعادلة كيميائية ونغير الكميات اللازمة لإنتاج قطع بسكويت بالراحة



2 قطعة بسكويت	1 قطعة راحة	1 قطعة (بسكويت بالراحة)
		
10 قطع بسكويت	5 قطع راحة	5 قطع بسكويت بالراحة ولا يتبقى أي من البسكويت أو الراحة
10 قطع بسكويت	10 قطع راحة	5 قطع بسكويت بالراحة، ينتهي البسكويت ويتبقى 5 قطع من الراحة الفائضة
12 قطع بسكويت	5 قطع راحة	5 قطع بسكويت بالراحة، تنتهي الراحة، ويتبقى 2 قطع بسكويت فائضة

نتعلم من هذا المثال أن الكميات اللازمة من البسكويت والراحة إذا كانت نفس نسبة كمياتها في المعادلة الكيميائية سواء قلت أو تضاعفت فإنها تنتهي تماماً لإنتاج البسكويت بالراحة، بينما لو كانت نسب كمياتها مختلفة فإن أحد المواد سينتهي والآخر سيكون فائضاً عن الحاجة

المادة المحددة للتفاعل والمادة الفائضة

ما المقصود بالمادة المحددة والمادة الفائضة؟

- **المادة المحددة:** المادة التي تستهلك كلياً 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:

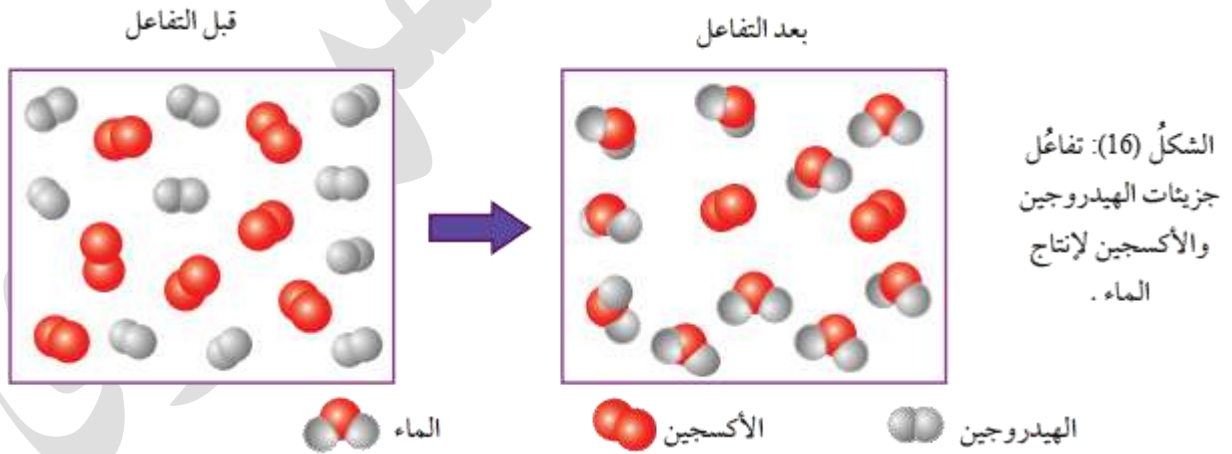
- يتفاعل 2 مول من H_2 مع 1 مول من O_2 فيستهلكان كلياً ويتوقف التفاعل وكلاهما محددتان للتفاعل حيث النسبة المولية النظرية بينهما هي 2:1 من خلال هذه المعادلة الموزونة

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

- 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 كلياً وهي المحددة للتفاعل و O_2 هي الفائضة.



ما أهمية المادة المحددة في التفاعل؟

- (1) تتحدد كمية المادة الناتجة و الفائضة.
- (2) تتحدد سير التفاعل وعوامل التحكم فيه.

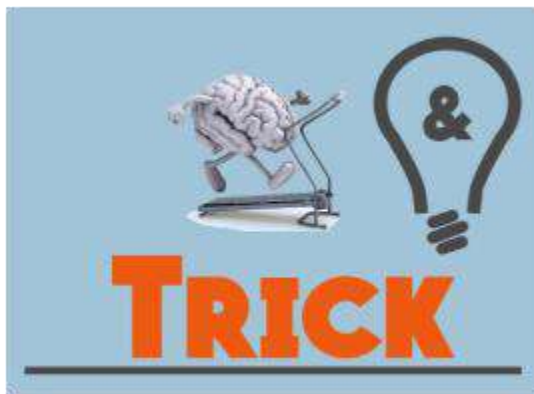
الحسابات المبنية على المادة المحددة

نعرف المادة المحددة بحساب المولات الفعلية اللازمة للتفاعل ونقارنها بالنسبة المولية في المعادلة الموزونة.

بمعرفة كتلة المادة المحددة للتفاعل نحسب كتل المواد الفعلية المتفاعلة والناجمة.

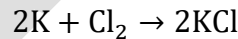
نستطيع تحديد المادة المحددة بعدة طرق منها:

- 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 ص 87: أضيف 8 mol من البوتاسيوم K إلى 5 mol من غاز الكلور Cl₂ للتفاعل وفق المعادلة الموزونة الآتية:



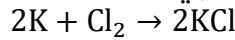
أ- أستنتج المادة المحددة للتفاعل

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



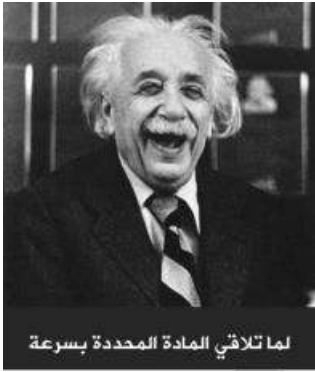
$$\frac{2}{n} K \quad \frac{1}{5} Cl_2$$

$$n K \quad 5$$

$$n K = \frac{5 \times 2}{1} = 10 \text{ mol}$$

هذه الكمية 10 mol أكثر من الكمية المتوفرة في الواقع وهي 8 mol وهذا يعني أن الكلور فيه فائض حيث

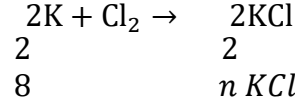
يحتاج كمية أكبر من البوتاسيوم، والكمية المتوفرة أقل، وبالتالي نقول البوتاسيوم هو المادة المحددة للتفاعل



الطريقة الأسرع من هذا التحليل: نقسم المولات الفعلية على مولات المادة في المعادلة الموزونة

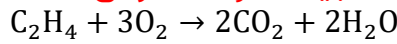
$$\frac{n_{\text{K}}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{K}}^{\text{المعادلة}}} = \frac{8}{2} = 4 \quad \frac{n_{\text{Cl}_2}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{Cl}_2}^{\text{المعادلة}}} = \frac{5}{1} = 5$$

الأقل نسبة هو البوتاسيوم فهي المادة المحددة للتفاعل ونستخدمها لحساب كمية المادة الناتجة



$$n_{\text{KCl}} = \frac{8 \times 2}{2} = 8 \text{ mol}$$

مثال ص 88: يحترق غاز الإيثين بوجود الأكسجين احتراقاً تاماً وفق المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:



فإذا أضيف 18.7 g من غاز الإيثين إلى 7.4 g من غاز الأكسجين

أستنتج المادة المحددة للتفاعل، علماً أن الكتل المولية بوحدة g/mol هي: $\text{C}_2\text{H}_4 = 28$, $\text{O}_2 = 32$

الطريقة الأسرع: نقسم المولات الفعلية على مولات المادة في المعادلة الموزونة

قبل ذلك لا بد من حساب المولات باستخدام العلاقة $\frac{m}{M_r}$

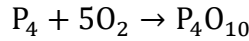
$$n_{\text{C}_2\text{H}_4}^{\text{الفعلي}} = \frac{18.7}{28} = 0.67 \text{ mol} \quad n_{\text{O}_2}^{\text{الفعلي}} = \frac{7.4}{32} = 0.23 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{\text{K}}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{K}}^{\text{المعادلة}}} = \frac{0.67}{1} = 0.67 \quad \frac{n_{\text{O}_2}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{O}_2}^{\text{المعادلة}}} = \frac{0.23}{3} = 0.077$$

الأقل نسبة هو الأكسجين فهو المادة المحددة

مثال ص 89: 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:



فإذا علمت أن الكتل المولية بوحدة g/mol هي: $\text{P}_4 = 124$, $\text{O}_2 = 32$, $\text{P}_4\text{O}_{10} = 284$

أ- احسب كتلة المادة الناتجة

ب- احسب كتلة المادة الفائضة

ج- احسب المردود المئوي للتفاعل علماً 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 $\frac{m}{M_r}$

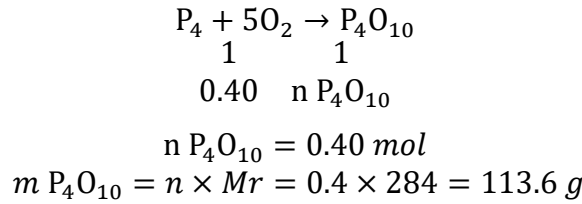
$$n_{\text{P}_4}^{\text{الفعلي}} = \frac{50}{124} = 0.40 \text{ mol} \quad n_{\text{O}_2}^{\text{الفعلي}} = \frac{100}{32} = 3.13 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{\text{P}_4}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{P}_4}^{\text{المعادلة}}} = \frac{0.40}{1} = 0.40 \quad \frac{n_{\text{O}_2}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{O}_2}^{\text{المعادلة}}} = \frac{3.13}{5} = 0.63$$

الأقل نسبة هو الفسفور فهو المادة المحددة، لذا نستخدم مولاته الفعلية لحساب كمية المادة الناتجة

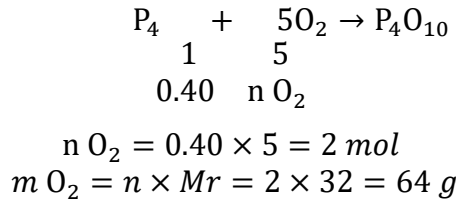
أ- كتلة المادة الناتجة P_4O_{10}

نحسب مولاتها بالنسبة والتناسب مع المادة المحددة



ب- كتلة المادة الفائضة

الأكسجين هو المادة الفائضة، نحسب الكمية المستهلكة منها عند تفاعلها مع الفسفور بالنسبة والتناسب



المادة الفائضة = المادة الفعلية المتوافرة [كل المادة] - المادة الفعلية المستهلكة [المتفاعلة]

$$m O_2 \text{ الفائضة} = 100 - 64 = 36 \text{ g}$$

ج- احسب المردود المئوي للتفاعل علماً أن المردود الفعلي له 84.6 g

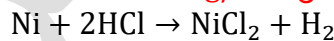
ضوء اللبنة: تذكر من الصف العاشر أن المردود المئوي هو المردود الفعلي Ay [المعطى من التجربة] مقسوماً

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

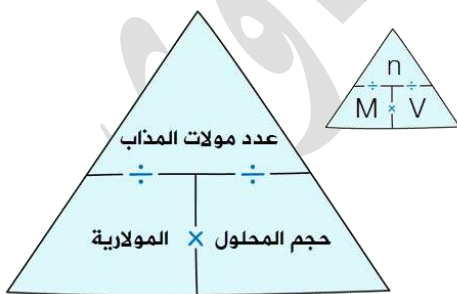
تركيزه 0.01 M علماً أن الكتلة المولية للنيكل $Mr = 58.7 \text{ g/mol}$ كما هو موضح في المعادلة الآتية



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

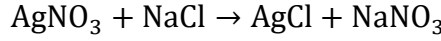


$$n Ni \text{ الفعلي} = \frac{50}{58.7} = 0.85 \text{ mol} \quad n HCl \text{ الفعلي} = 0.01 \times 0.5 = 0.005 \text{ mol}$$

$$\frac{n Ni \text{ الفعلي}}{n Ni \text{ المعادلة}} = \frac{0.85}{1} = 0.85 \quad \frac{n HCl \text{ الفعلي}}{n HCl \text{ المعادلة}} = \frac{0.005}{2} = 0.0025$$

الأقل نسبة هو محلول الحمض فهو المادة المحددة

مثال ص 92: أحسب كتلة كلوريد الفضة AgCl الناتجة عند إضافة 100mL من محلول نترات الفضة AgNO₃ تركيزه 0.1M إلى 100 mL من محلول كلوريد الصوديوم NaCl تركيزه 0.05 M لإنتاج راسب كلوريد الفضة AgCl ومحلول NaNO₃ وفق المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:



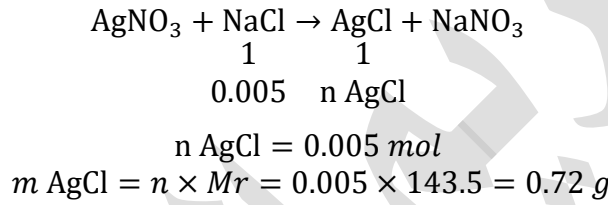
علمًا أن الكتلة المولية بوحدة g/mol: $\text{AgCl} = 143.5$

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

$$n_{\text{AgNO}_3}^{\text{الفعلي}} = 0.1 \times 0.1 = 0.01 \text{ mol} \quad n_{\text{NaCl}}^{\text{الفعلي}} = 0.05 \times 0.1 = 0.005 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{\text{AgNO}_3}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{AgNO}_3}^{\text{المعادلة}}} = \frac{0.01}{1} = 0.01 \quad \frac{n_{\text{NaCl}}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{NaCl}}^{\text{المعادلة}}} = \frac{0.005}{1} = 0.005$$

الأقل نسبة هو NaCl فهو المادة المحددة، لذا نستخدم مولاته الفعلية لحساب كمية المادة الناتجة AgCl نحسب مولاتها بالنسبة والتناسب مع المادة المحددة



اقتصاد الذرة

فيم يستخدم اقتصاد الذرة؟

يستخدم 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:

$$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaCl} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$$

المردود المئوي لهذا التفاعل 100% بينما اقتصاد الذرة 34% لوجود ناتج ثانوي

(2) تفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الكلور حسب المعادلة الآتية:

$$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$$

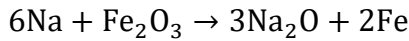
المردود المئوي لهذا التفاعل 100% واقتصاد الذرة 100% لأن ذرات الكلور والهيدروجين تفاعلت جميعها لتكوين HCl دون نواتج ثانوية غير مرغوبة

أنتحقق ص 93: 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:



علمًا أن الكتلة المولية بوحدة g/mol: $Fe = 56$ $Na = 23$ $Fe_2O_3 = 160$

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 $\frac{m}{Mr}$

$$n_{\text{Na}}^{\text{الفعلي}} = \frac{40}{23} = 1.74 \text{ mol} \quad n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^{\text{الفعلي}} = \frac{40}{160} = 0.25 \text{ mol}$$

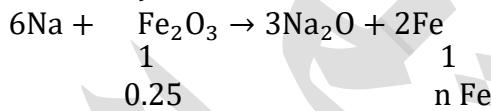
$$\frac{n_{\text{Na}}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{Na}}^{\text{المعادلة}}} = \frac{1.74}{6} = 0.29$$

$$\frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^{\text{المعادلة}}} = \frac{0.25}{1} = 0.25$$

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

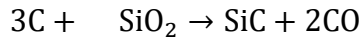


$$n_{\text{Fe}} = 0.25 \text{ mol}$$

$$m_{\text{Fe}} = n \times Mr = 0.25 \times 56 = 28 \text{ g}$$

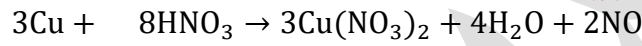
ورقة عمل (15): الحسابات الكيميائية المبنية على المادة المحددة

ينتج فعلياً في المختبر 27.9 g من كربيد السيليكون عند تسخين 50 g من ثاني أكسيد السيليكون مع كمية زائدة من الكربون وفقاً للمعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:



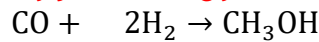
فاحسب المردود المئوي إذا علمت أن الكتل المولية بوحدة g/mol: $SiO_2 = 60$ $SiC = 40$

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:



مع افتراض أن التفاعل يكون بهذا الشكل فقط، فهل سيستهلك النحاس كلياً؟

يتفاعل 2.5 g من الهيدروجين مع 1.34 mol من أول أكسيد الكربون. وفق المعادلة الموزونة الآتية،



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

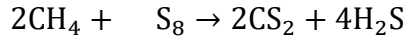
تحدد المادة المحددة سير التفاعل وعوامل التحكم فيه وضبطه وتحديد كمية مادة فائضة أو مادة ناتجة

السؤال الثاني: أوضح المقصود بالمادة المحددة للتفاعل، والمادة الفائضة عن التفاعل

مذكورة في المحتوى

السؤال الثالث: يتفاعل 35.8 g من S₈ مع 84.2 g من غاز الميثان CH₄ لإنتاج ثاني كبريتيد الكربون CS₂ وفق

المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:



أ- أستنتج المادة المحددة للتفاعل

نحسب المولات باستخدام العلاقة $\frac{m}{M_r}$ ، ونحسب الكتل المولية لها لكل المواد المتفاعلة



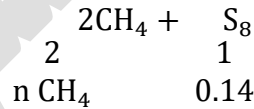
$$n_{\text{CH}_4}^{\text{الفعلي}} = \frac{84.2}{16} = 5.26 \text{ mol} \quad n_{\text{S}_8}^{\text{الفعلي}} = \frac{35.8}{256} = 0.14 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{\text{CH}_4}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{CH}_4}^{\text{المعادلة}}} = \frac{5.26}{2} = 2.63 \quad \frac{n_{\text{S}_8}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{S}_8}^{\text{المعادلة}}} = \frac{0.14}{1} = 0.14$$

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



$$n_{\text{CH}_4} = \frac{2 \times 0.14}{1} = 0.28 \text{ mol}$$

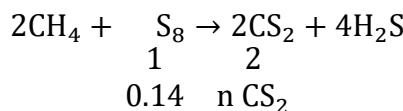
$$m_{\text{CH}_4} = n \times M_r = 0.28 \times 16 = 4.48 \text{ g}$$

المادة الفائضة = المادة الفعلية المتوافرة [كل المادة] - المادة الفعلية المستهلكة [المتفاعلة]

$$m_{\text{CH}_4}^{\text{الفائضة}} = 84.2 - 4.48 = 79.72 \text{ g}$$

ج- أحسب كتلة CS₂ الناتجة

نحسب مولاتها بالنسبة والتناسب مع المادة المحددة، الكتلة المولية لها 76



$$n_{\text{CS}_2} = 0.28 \text{ mol}$$

$$m_{\text{CS}_2} = n \times M_r = 0.28 \times 76 = 21.28 \text{ g}$$

هذا المردود النظري لذلك الناتج

د- أحسب المردود المئوي للمركب CS₂ علماً انه حُصِّل فعلياً 12 g منه

$$Y \% = \frac{A_y}{P_y} \times 100 = \frac{12}{21.28} \times 100 = 56.4\%$$

السؤال الرابع: أستنتج المادة المحددة في التفاعل الآتي:



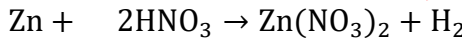
علمًا أنه تفاعل 6 mol من الماء مع 6 mol من كربيد الكالسيوم CaC_2

$$\frac{n_{\text{CaC}_2 \text{ الفعلي}}}{n_{\text{CaC}_2 \text{ المعادلة}}} = \frac{6}{1} = 6 \quad \frac{n_{\text{H}_2\text{O} \text{ الفعلي}}}{n_{\text{H}_2\text{O} \text{ المعادلة}}} = \frac{6}{2} = 3$$

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:



الطريقة الأسرع: نقسم المولات الفعلية على مولات المادة في المعادلة الموزونة قبل ذلك لا بد من حساب المولات باستخدام العلاقة $\frac{m}{M_r}$ للمادة الصلبة وباستخدام $M \times V$ للمحلول

ولا ننس تحويل الحجم إلى لتر، الكتلة المولية للخارصين = 65 g/mol

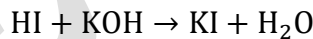
$$n_{\text{Zn} \text{ الفعلي}} = \frac{40}{65} = 0.62 \text{ mol} \quad n_{\text{HNO}_3 \text{ الفعلي}} = 0.2 \times 0.15 = 0.03 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{\text{Zn} \text{ الفعلي}}}{n_{\text{Zn} \text{ المعادلة}}} = \frac{0.62}{1} = 0.62 \quad \frac{n_{\text{HNO}_3 \text{ الفعلي}}}{n_{\text{HNO}_3 \text{ المعادلة}}} = \frac{0.03}{2} = 0.015$$

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



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

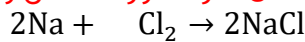
$$n_{\text{HI} \text{ الفعلي}} = 0.04 \times 0.25 = 0.01 \text{ mol} \quad n_{\text{KOH} \text{ الفعلي}} = 0.02 \times 0.25 = 0.005 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{\text{HI} \text{ الفعلي}}}{n_{\text{HI} \text{ المعادلة}}} = \frac{0.01}{1} = 0.01 \quad \frac{n_{\text{KOH} \text{ الفعلي}}}{n_{\text{KOH} \text{ المعادلة}}} = \frac{0.005}{1} = 0.005$$

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 mol من غاز الكلور للتفاعل وفقاً للمعادلة الموزونة الآتية:



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

$$\frac{n_{\text{Na}}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{Na}}^{\text{المعادلة}}} = \frac{4}{2} = 2 \quad \frac{n_{\text{Cl}_2}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{Cl}_2}^{\text{المعادلة}}} = \frac{6}{1} = 6$$

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

$$n_{\text{NaCl}} = 4 \text{ mol}$$

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 تبعاً 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

$$\begin{array}{r} 2\text{Na} + \text{Cl}_2 \\ 2 \quad \quad 1 \\ 4 \quad \quad n \text{Cl}_2 \\ n \text{Cl}_2 = \frac{4 \times 1}{2} = 2 \text{ mol} \end{array}$$

عدد المولات الفائضة = 4 - 2 = 2

الكتلة المولية للكلور = 71

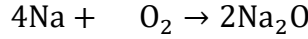
كتلة غاز الكلور الفائضة تساوي

$$m_{\text{Cl}_2} = n \times Mr = 2 \times 71 = 142 \text{ g}$$

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 وفقاً للمعادلة الموزونة الآتية:



أ- أحدد النسبة المولية للصدويوم Na

$$\text{Na} : \text{O}_2 = 4 : 1 \quad \text{Na} : \text{Na}_2\text{O} = 4 : 2$$

ب- أستنتج المادة المحددة للتفاعل

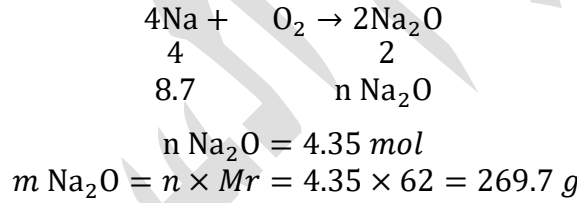
الكتل المولية بوحدة g/mol هي: Na = 23 O₂ = 32 Na₂O = 62

$$n_{\text{Na}}^{\text{الفعلي}} = \frac{200}{23} = 8.7 \text{ mol} \quad n_{\text{O}_2}^{\text{الفعلي}} = \frac{200}{32} = 6.25 \text{ mol}$$

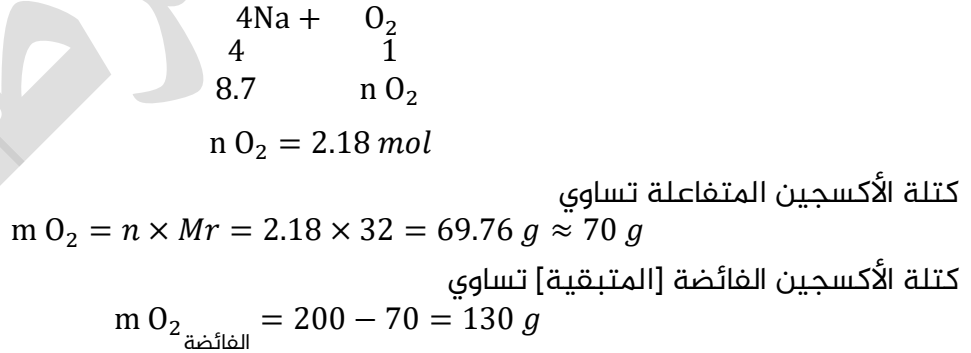
$$\frac{n_{\text{Na}}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{Na}}^{\text{المعادلة}}} = \frac{8.7}{4} = 2.18 \quad \frac{n_{\text{O}_2}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{O}_2}^{\text{المعادلة}}} = \frac{6.25}{1} = 6.25$$

الأقل نسبة هو الصدويوم فهو المادة المحددة للتفاعل، والأكسجين هو الفائضة

ج- أحسب كتلة Na₂O الناتجة



د- أحسب كتلة المادة الفائضة

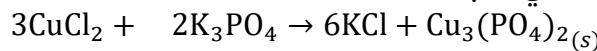


السؤال الثالث: يتفاعل محلول كلوريد النحاس II CuCl₂ مع محلول فوسفات البوتاسيوم K₃PO₄ فينتج محلول

كلوريد البوتاسيوم KCl وراسب صلب من فوسفات النحاس Cu₃(PO₄)₂، أجب عن الأسئلة الآتية:

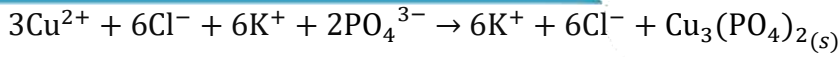
أ- أكتب المعادلة الكيميائية الموزونة

كلها محاليل إلا المادة الراسبة فهي صلبة

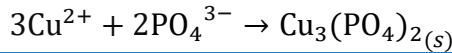


ب- أكتب المعادلة الأيونية

نفكك المحاليل إلى أيونات وتبقى المادة الراسبة كما هي



ج- أستنتج المعادلة الأيونية النهائية
بعد حذف الأيونات المتفرجة:



السؤال الرابع: أحسب كتلة حمض HCl الموجودة في حجم من المحلول مقداره 150 mL وتركيزه 0.15 M

نحسب الكتلة المولية للحمض

$$\text{Mr} = 1 + 35.5 = 36.5 \text{ g/mol}$$

نحول الحجم إلى لتر = 0.15

$$n = M \times V = 0.15 \times 0.15 = 0.0225 \text{ mol}$$

نحسب الكتلة

$$m = n \times \text{Mr} = 0.0225 \times 36.5 = 0.82 \text{ g}$$

السؤال الخامس: يملأ نظام التبريد في السيارة (الراديوتر) بمحلول يتكون من الماء وجلايكول الإيثيلين $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$

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:

$$\text{Mr} = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 2 \times 16 = 62 \text{ g/mol}$$

نحسب المولات:

$$n = \frac{m}{\text{Mr}} = \frac{300}{62} = 4.84 \text{ mol}$$

نحسب التركيز المولالي، وكتلة المذيب بوحدة كغ = 0.45

$$m = \frac{n \text{ solute}}{m \text{ solvent}} = \frac{4.84}{0.45} = 10.76 \text{ mol/kg}$$

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 تماماً
- 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 الزجاجية 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



السؤال السابع: احسب حجم الماء الذي تلزم إضافته إلى 50 mL من محلول NaCl ذي التركيز 0.01 M ليصبح تركيزه 0.001 M

$$M_1 = 0.01 \text{ M} \quad V_1 = 50 \text{ mL} \quad M_2 = 0.001 \text{ M} \quad V_2 = ?$$

نطبق معادلة التخفيف:

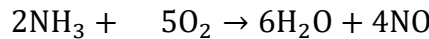
$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$V_2 = \frac{M_1 \times V_1}{M_2} = \frac{0.01 \times 50}{0.001} = 500 \text{ mL}$$

حجم الماء اللازم إضافته = حجم المحلول النهائي - حجم المحلول قبل التخفيف

$$= 500 - 50 = 450 \text{ mL}$$

السؤال الثامن: احسب عدد مولات NO الناتجة من تفاعل 25 mol O₂ مع 6 mol NH₃ في المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:

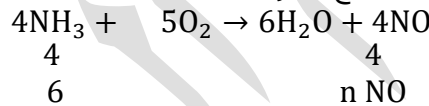


نحدد المادة المحددة أولاً حتى نحسب الناتج من خلالها

$$\frac{n \text{ NH}_3 \text{ الفعلي}}{n \text{ NH}_3 \text{ المعادلة}} = \frac{6}{4} = 1.5 \quad \frac{n \text{ O}_2 \text{ الفعلي}}{n \text{ O}_2 \text{ المعادلة}} = \frac{25}{5} = 5$$

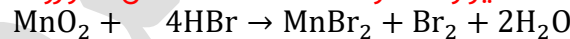
الأقل نسبة هو الأمونيا، وبالتالي هي المادة المحددة

نحسب المادة الناتجة بالنسبة والتناسب مع الأمونيا



$$n \text{ NO} = 6 \text{ mol}$$

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 وفقاً لمعادلة التفاعل الموزونة الآتية:



أ- أستنتج المادة المحددة للتفاعل

نحسب النسبة بين المولات والأقل نسبة هو المادة المحددة للتفاعل، وقبل ذلك نحسب مولات المادة الصلبة

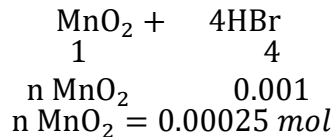
والمحلول، الكتلة المولية لـ MnO₂ = 55 + 2 × 16 = 87 g/mol

$$n \text{ MnO}_2 \text{ الفعلي} = \frac{0.4}{87} = 0.005 \text{ mol} \quad n \text{ HBr} \text{ الفعلي} = 0.02 \times 0.05 = 0.001 \text{ mol}$$

$$\frac{n \text{ MnO}_2 \text{ الفعلي}}{n \text{ MnO}_2 \text{ المعادلة}} = \frac{0.005}{1} = 0.005 \quad \frac{n \text{ HBr} \text{ الفعلي}}{n \text{ HBr} \text{ المعادلة}} = \frac{0.001}{4} = 0.00025$$

الأقل نسبة هو محلول الحمض فهو المادة المحددة للتفاعل

ب- احسب كتلة المادة الفائضة



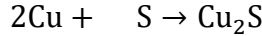
كتلة المادة المتفاعلة:

$$m \text{ MnO}_2 = 0.00025 \times 87 = 0.022 \text{ g}$$

كتلة الفائض [المتبقية]

$$m \text{ MnO}_2 \text{ الفائضة} = 0.4 - 0.022 = 0.378 \text{ g}$$

السؤال العاشر: يتفاعل 80 g من النحاس مع 25 g كبريت بإنتاج كبريتيد النحاس I وفقا للمعادلة الموزونة:



أ- أستنتج المادة المحددة للتفاعل

الكتلة المولية للمواد هي: $\text{Cu} = 64$ $\text{S} = 32$ $\text{Cu}_2\text{S} = 160$

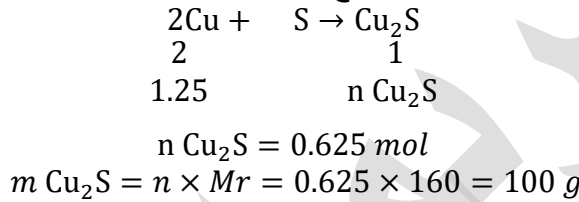
$$n_{\text{Cu}}^{\text{الفعلي}} = \frac{80}{64} = 1.25 \text{ mol} \quad n_{\text{S}}^{\text{الفعلي}} = \frac{25}{32} = 0.78 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{\text{Cu}}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{Cu}}^{\text{المعادلة}}} = \frac{1.25}{2} = 0.63 \quad \frac{n_{\text{S}}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{S}}^{\text{المعادلة}}} = \frac{0.78}{1} = 0.78$$

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

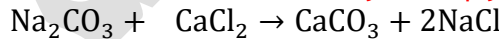


نحسب المردود المئوي:

$$Y \% = \frac{A_y}{P_y} \times 100 = \frac{14.8}{100} \times 100 = 14.8\%$$

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:



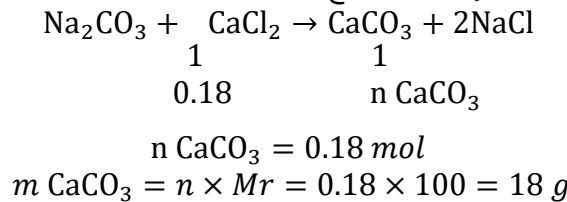
الكتلة المولية للمواد هي: $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106$ $\text{CaCl}_2 = 111$ $\text{CaCO}_3 = 100$

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3}^{\text{الفعلي}} = \frac{25}{106} = 0.24 \text{ mol} \quad n_{\text{CaCl}_2}^{\text{الفعلي}} = \frac{20}{111} = 0.18 \text{ mol}$$

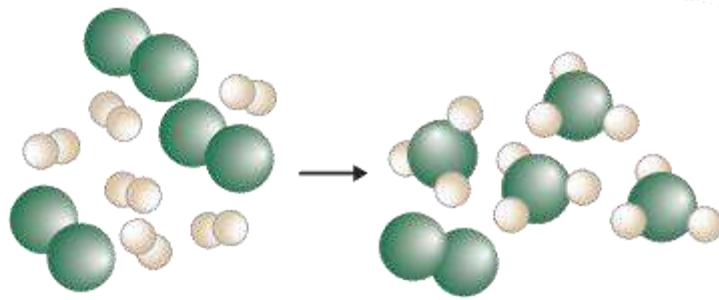
$$\frac{n_{\text{Na}_2\text{CO}_3}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{Na}_2\text{CO}_3}^{\text{المعادلة}}} = \frac{0.24}{1} = 0.24 \quad \frac{n_{\text{CaCl}_2}^{\text{الفعلي}}}{n_{\text{CaCl}_2}^{\text{المعادلة}}} = \frac{0.18}{1} = 0.18$$

الأقل نسبة هو كلوريد الكالسيوم فهو المادة المحددة

نحسب كمية المادة الناتجة بالنسبة والتناسب مع المادة المحددة



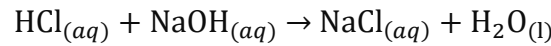
السؤال الثاني عشر: لماذا تعد المادة المشار إليها بالكرات البيضاء في المواد المتفاعلة هي المحددة للتفاعل؟



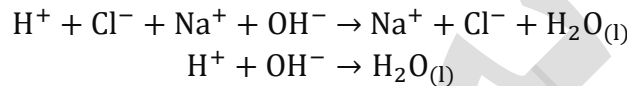
لأن الكرات الخضراء تبقى منها فائض في الناتج، لذا الكرات البيضاء هي المادة المحددة التي تفاعلت واستهلكت بالكلية

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



ب- أكتب المعادلة الأيونية النهائية



ج- أستنتج المادة المحددة للتفاعل

$$n \text{ HCl}_{\text{الفعلي}} = 0.1 \times 0.025 = 0.0025 \text{ mol} \quad n \text{ NaOH}_{\text{الفعلي}} = 0.5 \times 0.01 = 0.005 \text{ mol}$$

$$\frac{n \text{ HCl}_{\text{الفعلي}}}{n \text{ HCl}_{\text{المعادلة}}} = \frac{0.0025}{1} = 0.0025 \quad \frac{n \text{ NaOH}_{\text{الفعلي}}}{n \text{ NaOH}_{\text{المعادلة}}} = \frac{0.005}{1} = 0.005$$

الأقل نسبة هو محلول الحمض HCl فهو المادة المحددة

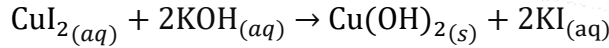
د- أستنتج المواد الموجودة في وعاء التفاعل بعد اكتمال التفاعل

المادة الفائضة وهي القاعدة NaOH والمواد المتفاعلة المتكونة NaCl والماء

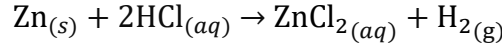
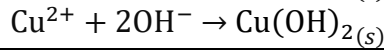
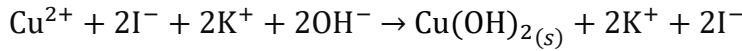
السؤال الرابع عشر: أصنف التفاعلات الآتية إلى أنواعها الرئيسية: الاتحاد والإحلال الأحادي والإحلال المزدوج والتحلل:

نوع التفاعل	التفاعل
إحلال مزدوج	$2\text{HNO}_{3(aq)} + \text{Ca}(\text{OH})_{2(aq)} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_{2(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
تحلل	$2\text{KClO}_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2\text{KCl}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)}$
إحلال أحادي	$\text{Sn}_{(s)} + 2\text{AgNO}_{3(aq)} \rightarrow 2\text{Ag}_{(s)} + \text{Sn}(\text{NO}_3)_{2(aq)}$
إحلال أحادي	$\text{Mg}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{MgCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$
اتحاد	$2\text{Na}_{(s)} + \text{Br}_{2(l)} \rightarrow 2\text{NaBr}_{(s)}$

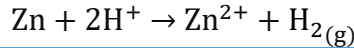
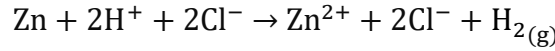
السؤال الخامس عشر: أكتب المعادلة الأيونية النهائية لكل من المعادلتين الآتيتين:



المعادلة الأيونية النهائية

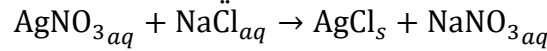


المعادلة الأيونية النهائية



السؤال السادس عشر: أختار رمز الإجابة الصحيحة في الفقرات الآتية:

(1) الأيونات المتفرجة في المعادلة الكيميائية الآتية هي:



(أ) $\text{Ag}^{+}, \text{Cl}^{-}$

(ب) $\text{Cl}^{-}, \text{NO}_{3}^{-}$

(ج) $\text{Ag}^{+}, \text{Na}^{+}$

(د) $\text{Na}^{+}, \text{NO}_{3}^{-}$

الإجابة الصحيحة: د

(2) الأيونات المتفاعلة في المعادلة الأيونية الآتية هي:



(أ) $\text{OH}^{-}, \text{Cl}^{-}$

(ب) $\text{Li}^{+}, \text{Cl}^{-}$

(ج) $\text{H}^{+}, \text{OH}^{-}$

(د) $\text{H}^{+}, \text{Cl}^{-}$

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

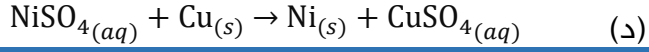
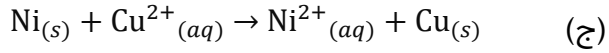
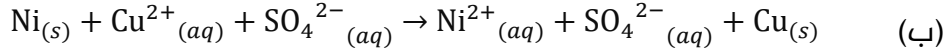
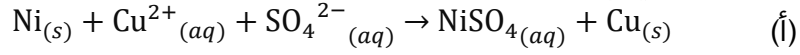
(ب) 0.6

(ج) 1.5

(د) 0.08

الإجابة الصحيحة: ب

(5) المعادلة الأيونية النهائية الصحيحة في ما يأتي هي:



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 وفقاً للمعادلة الافتراضية الموزونة الآتية:



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

