تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج الإماراتية

	almanahj.com/ae 2024 2025 موقع المناهج الإماراتية

تجميعة أسئلة وفق الهيكل الوزاري بعد التعديل

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 2024-12-02 10:36:05

المزيد من مادة كيمياء:	ملفات ا كتب للمعلم ا كتب للطالب ا اختبارات الكترونية ا اختبارات ا حلول ا عروض بوربوينت ا أوراق عمل منهج انجليزي ا ملخصات وتقارير ا مذكرات وبنوك ا الامتحان النهائي ا للمدرس

التواصل الاجتماعي بحسب الصف العاشر المتقدم

صفحة المناهج الإماراتية على فيسبوك					
المواد على تلغرام	التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات	

المزيد من الملفات بحسب الصف العاشر المتقدم والمادة كيمياء في الفصل الأول

1	حل أسئلة الامتحان النهائي القسم الالكتروني للعام 2021-2022
2	مراجعة عامة وفق الهيكل الوزاري مع بعض الحلول
3	حل الكراسة التدريبية للاختبار النهائي وفق الهيكل الوزاري
4	الكراسة التدريبية للاختبار النهائي وفق الهيكل الوزاري
5	تجميعة أسئلة وحلول وفق الهيكل الوزاري

نموذج بور لذرة الهيدروجين :

سؤال : ما هو سبب اختيار بور لذرة الهيدروجين ؟ (لأنها ابسط الذرات وتحتوي على الكترون واحد فقط)

- اقترح بور نموذجا كميا لذرة الهيدروجين .
- تنبأ بور بشكل صحيح بترددات الخطوط الموجودة في طيف الانبعاث الذري للهيدروجين .
- الحالة العادية (الأرضية) للهيدروجين : هي حالة الطاقة الأدنى لذرة الهيدروجين .
- الحالة المستثارة للهيدروجين : هي أي حالة ذات طاقة أعلى من المستوى العادي لذرة الهيدروجين .

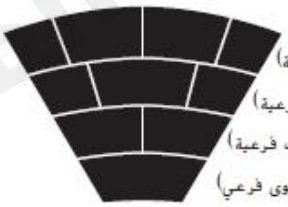
الصورة 11 حين يسقط إلكترون من مدار ذو طاقة أعلى إلى مدار ذو طاقة أقل، ينبعث فوتون يتوافق تسلسل الأشعة فوق البنفسجية (ليمان)، والمرئية (بالمر) وتحت الحمراء (باشن) مع سقوط الإلكترونات إلى $n = 1$، $n = 2$، و $n = 3$، على التوالي.

ملاحظات حول نموذج بور لذرة الهيدروجين :

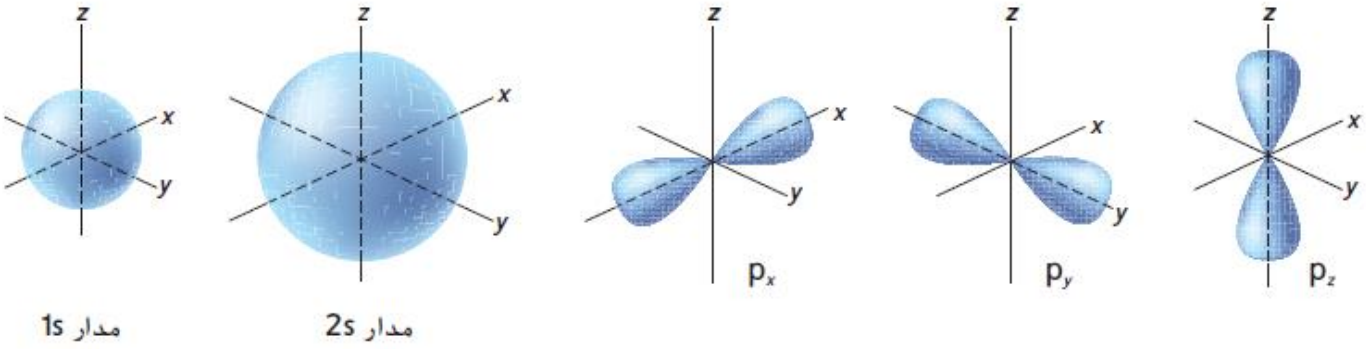
- مستويات طاقة محددة فقط هي المسموح بها .(يدور الالكترون حول النواة في مستويات طاقة محددة)
- تتشابه مستويات الطاقة بدرجات السلم .
- يمكن تسلق درجات السلم من درجة لدرجة فقط .

نص الكتاب + الأشكال 16 و 17 + الجدول 2	CHM.5.1.01.002 يتعرف أرقام الكم الأربعة وأهميتها وحساب عدد الإلكترونات في كل مستوى

الصورة 16 يمكن التفكير في مستويات الطاقة على أنها صفوف مقاعد في المسرح.. تحتوي الصفوف العليا والأبعد عن خشبة المسرح على عدد أكبر من المقاعد وبالمثل، تحتوي مستويات الطاقة التي ترتبط بالمدارات الأبعد عن النواة على عدد أكبر من المستويات الفرعية.

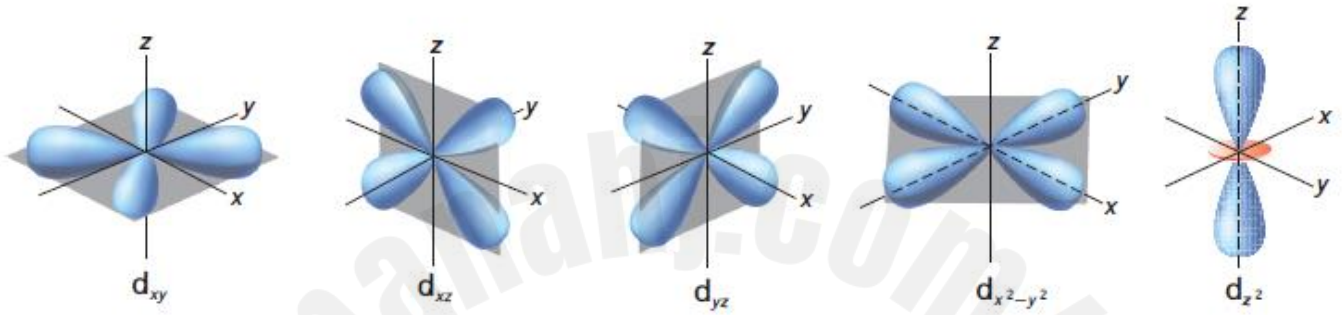


■ **الصورة 17** تصف أشكال المدارات الذرية التوزيع المحتمل للإلكترونات في المستويات الفرعية للطاقة.



أ. جميع مدارات s كروية الشكل ويزيد حجمها مع زيادة العدد الكمي الرئيس.

ب. مدارات p الثلاثة تأخذ شكل الدمبل وتتجه نحو المحاور المتعامدة الثلاثة *x* و *y* و *z*.



ج. أربعة من مدارات d الخمسة لها نفس الشكل ولكنها تقع في مستويات مختلفة. المدار d_{z^2} له شكله الفريد.

*** أرقام الكم : هي أرقام تستعمل لتحديد طاقة الأفلاك الذرية وموقعها و أشكالها واتجاهاتها واتجاه غزل الإلكترونات فى هذه الأفلاك**

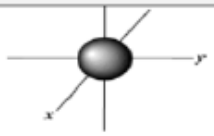
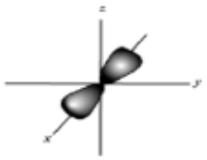
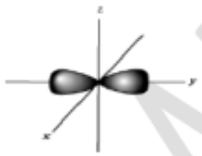
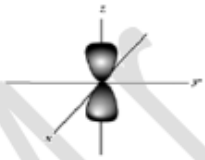
ملاحظات مهمة :

1- توجد الالكترونات حول النواة في مدارات تسمى مستويات طاقة رئيسية يصف طاقتها **عدد الكم الرئيسي** الذي يرمز له بالرمز (n) (7.....,3 , 2 , 1 = n .) .

2- كل مستوى طاقة رئيسي ينقسم الى مستويات فرعية (تحت مستويات) عددها = رقم المستوى ويرمز لها بالرموز : s , p , d , f تدل هذه الرموز على أشكال الأفلاك ويصف شكلها وطاقتها عدد الكم الثانوي (ℓ) :

مستوى الطاقة الرئيسي (n)	عدد تحت المستويات (المستويات الفرعية) (عدد أشكال الأفلاك)	رموزها	شكل الفلك
1	1	1s	كروي
2	2	2s	كروي
		2p	دمبل
3	3	3s	كروي
		3p	دمبل
		3d	معقد

3- كل تحت مستوى (مستوى فرعي) يحتوي على أفلاك يحدد اتجاهها حول النواة عدد الكم المغناطيسي (m) :

الفلك	اتجاهه حول النواة	الرسم
S	كروي يتمحور حول النواة	
P (دمبل)	p_x	
	p_y	
	p_z	

4- كل فلك يتسع لالكترونين يغزلان في اتجاهين متعاكسين فينتج حقلين مغناطيسيين مختلفين مما يؤدي الى تجاذبهما وتقليل التنافر بينهما ، وعدد الكم الذي يصف دوران الالكترون حول محوره يسمى عدد الكم المغزلي .

ملاحظات :

1- تحت المستوى (s) يتسع لالكترونين لأنه يحتوي على فلك واحد . ⇅

2- تحت المستوى (p) يتسع لستة الكترونات لأنه يحتوي على ثلاث أفلاك ...

3- تحت المستوى (d) يتسع لعشرة الالكترونات لأنه يحتوي على خمسة أفلاك .....

4- تحت المستوى (f) يتسع لأربعة عشر الكتروناً لأنه يحتوي على سبعة أفلاك .

MR ALY AHMED
Almanahj.com
2025
المنهج الإماراتي

قواعد عامة :

1- عدد الأفلاك الكلية في مستوى الطاقة الرئيسي (n) = n^2 .

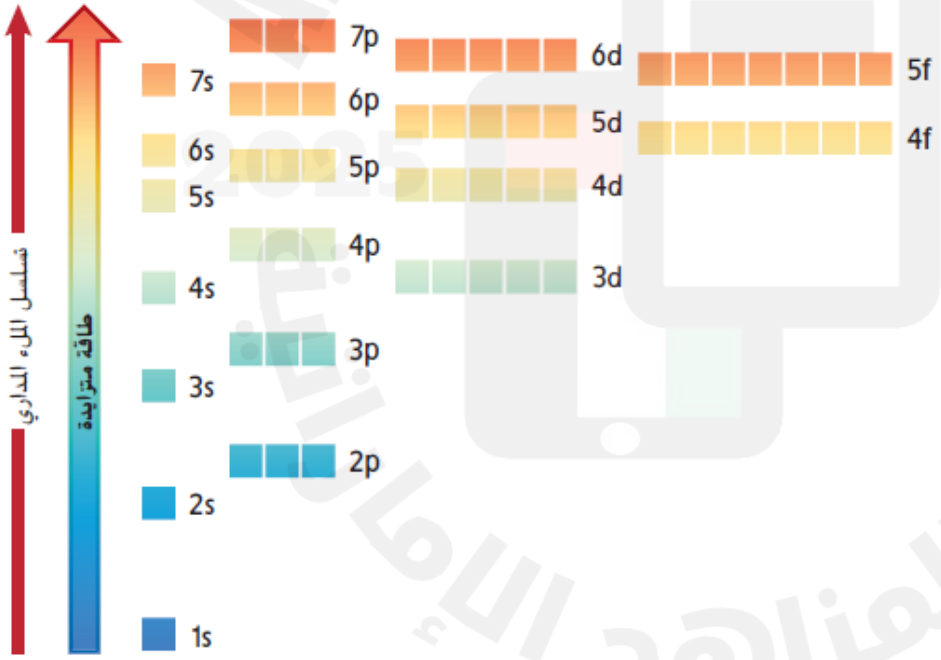
2- عدد الالكترونات الكلية في مستوى الطاقة الرئيسي (n) = $2n^2$.

الجدول 2 أول أربعة مستويات طاقة رئيسة للهيدروجين

رقم الكم الرئيس (*n*)	المستويات الفرعية (أنواع الأفلاك) الموجودة	عدد الأفلاك المتعلقة بالمستوى الفرعي	إجمالي عدد الأفلاك المتعلقة بالمستوى الرئيس للطاقة (n^2)
1	s	1	1
2	s p	1 3	4
3	s p d	1 3 5	9
4	s p d f	1 3 5 7	16

CHM.5.1.01.003 يكتب الترتيب الإلكتروني لمجموعة متنوعة من عناصر الجدول الدوري ، باستخدام مبدأ استبعاد باولي، وقاعدة هوند، ومبدأ أوفباو للبناء التصاعدي

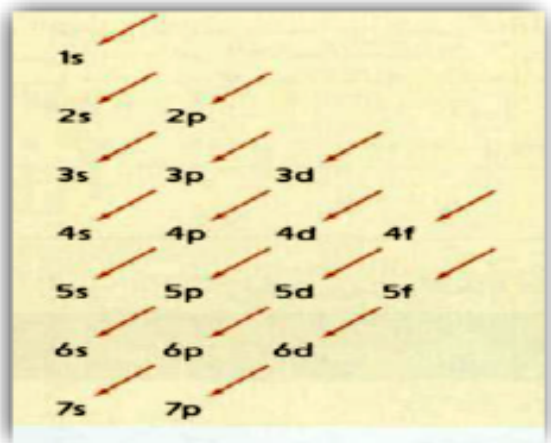
نص الكتاب + الشكل 18 + الجداول 3 و 4 و 5



الصورة 18 يوضح مخطط أوفباو طاقة كل مستوى فرعي بالنسبة لطاقة المستويات الفرعية الأخرى. كل مربع في المخطط يمثل مدارًا ذريًا.

حدد أي المدارات الفرعية ذو طاقة أعلى ***4d*** أم ***5p***؟

قواعد ترتيب الالكترونات في الذرة :

القاعدة	التعريف
1- مبدأ أوفباو	تحت المستويات الأقل طاقة تملأ بالالكترونات أولا . فيكون ترتيب تحت المستويات حسب طاقتها هو : 1s , 2s , 2p , 3s , 3p , 4s ,3d , 4p ,5s , 4d , 5p , 6s , 4f , 5d , 6p , 7s , 5f , 6d علل : يملأ تحت المستوى (4s) قبل (3d) ---------- 
2- مبدأ باولي للاستبعاد	لا يوجد الكترونين في الذرة نفسها لهما قيم أعداد الكم الأربعة.
3- قاعدة هوند	لا يحدث تزاوج بين الكترونين في تحت مستوى معين الا بعد ان تملأ أفلاكه فرادى أولا. (والشكل التالي يوضح التسلسل الذي تشغل به ستة الكترونات ثلاث أفلاك p) 1. ↑ ☐ ☐ 2. ↑ ↑ ☐ 3. ↑ ↑ ↑ 4. ↑↓ ↑ ↑ 5. ↑↓ ↑↓ ↑ 6. ↑↓ ↑↓ ↑↓

ملاحظة هامة : هناك ثلاث طرق لترتيب الالكترونات في الذرة وهي :

1- الترتيب الالكتروني (حسب تحت المستويات) .
2- ترميز الفلك .
3- ترميز الغاز النبيل .

الجدول 3 سمات مخطط أوفباو

السمة	مثال
كافة المدارات المتعلقة بمستوى طاقة فرعي يكون لها نفس الطاقة.	كل مدارات 2p الثلاثة لها نفس الطاقة.
في الذرة متعددة الإلكترونات، تختلف طاقات المستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس.	الطاقة في مدارات 2p الثلاثة أعلى من المدار 2s.
من أجل زيادة الطاقة، يكون تسلسل مستويات الطاقة الفرعية ضمن مستوى الطاقة الرئيس هو s,p,d,f.	بما أن $n = 4$، يكون تسلسل المستويات الفرعية للطاقة هو 4s ,4p ,4d ,4f.
يمكن للمدارات المتعلقة بالمستويات الفرعية للطاقة ضمن مستوى طاقة رئيس واحد أن تتداخل مع المدارات المتعلقة بمستويات الطاقة الفرعية ضمن مستوى رئيس آخر.	يمتلك المدار المتعلق بالمستوى الفرعي 4s للذرة طاقة أقل من المدارات الخمسة المتعلقة بالمستوى الفرعي 3d.

الجدول 4 التوزيع الإلكتروني ومخططات مدارات العناصر 1–10

العنصر	العدد الذري	شكل المدار 1s	2s	2px	2py	2pz	رمز التوزيع الإلكتروني
الهيدروجين	1	↑					$1s^1$
الهيليوم	2	↓↑					$1s^2$
الليثيوم	3	↓↑	↑				$1s^2\ 2s^1$
البريليوم	4	↓↑	↓↑				$1s^2\ 2s^2$
البورون	5	↓↑	↓↑	↑			$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
الكربون	6	↓↑	↓↑	↑	↑		$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
النيتروجين	7	↓↑	↓↑	↑	↑	↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
الأكسجين	8	↓↑	↓↑	↓↑	↑	↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
الفلورين	9	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
النيون	10	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

الجدول 5 التوزيع الإلكتروني للعناصر 11-81

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني الكامل	التوزيع الإلكتروني باستخدام الغاز الخامل
الصوديوم	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[Ne]3s^1$
ماغنسيوم	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$[Ne]3s^2$
ألومنيوم	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$[Ne]3s^2 3p^1$
السليكون	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$[Ne]3s^2 3p^2$
الفوسفور	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$[Ne]3s^2 3p^3$
الكبريت	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$[Ne]3s^2 3p^4$
الكلور	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$[Ne]3s^2 3p^5$
الأرغون	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$[Ne]3s^2 3p^6$ or $[Ar]$

نص الكتاب

CHM.5.1.01.003 يكتب التوزيع الإلكتروني لمجموعة متنوعة من عناصر الجدول الدوري ، باستخدام مبدأ استبعاد باولي، وقاعدة هوند، ومبدأ أوفباو للبناء التصاعدي

العنصر	الترتيب الالكتروني	ترميز الغاز النبيل
$_{19}K$		$[_{18}Ar]\ 4s^1$
$_{20}Ca$		
$_{21}Sc$		$[_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^1$
$_{23}V$		
$_{24}Cr$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$ سبب هذا التوزيع هو ان الذرة تكون أقل طاقة واكثر استقرارا عندما يكون (d) نصف ممتلىء أو ممتلىء .	
$_{26}Fe$		
$_{28}Ni$		
$_{29}Cu$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$ سبب هذا التوزيع هوان الذرة تكون أقل طاقة واكثر استقرارا عندما يكون (d) نصف ممتلىء أو ممتلىء .	

نص الكتاب + الأشكال 1 و 2 + الجداول1 و 2 | يُعدد الميزات الرئيسة للجدول الدوري

الجدول 1 جدول لافوازييه للمواد البسيطة

الغازات	الضوء والحرارة والهواء الخالي من الفلوجستون والغاز المحتوي على الفلوجستون والهواء القابل للاشتعال
الفلزات	الأنتيمون والفضة والزرنيخ والبزموت والكوبالت والنحاس والقصدير والحديد والمنجنيز والزئبق والموليبدنيوم والنيكل والذهب والبلاتين والرصاص والتنجستن و الخارصين
اللافلزات	الكبريت والفُوسفور والفحم الصافي وحمض الهيدروكلوريك وحمض الهيدروفلوريك وحمض البوريك
العناصر الأرضية	الطباشير والمغنيسيا والباريت والطين والتراب السيليسي

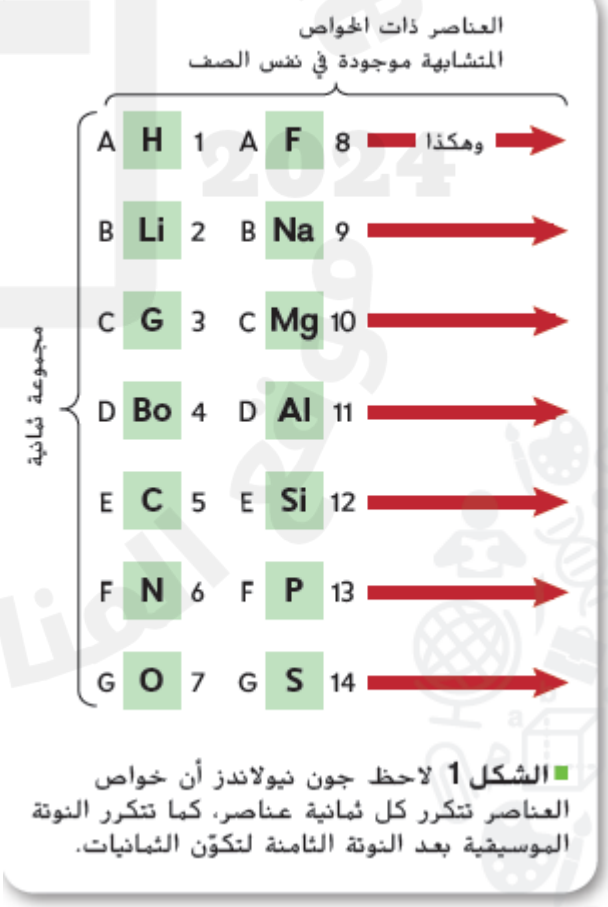
الجدول 2 مساهمات في تصنيف العناصر

جون نيولاندز (1837-1898)
- رتبَ العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية
- لاحظَ تكرار الخواص كل ثمانية عناصر
- وضعَ قانون الثمانيات.

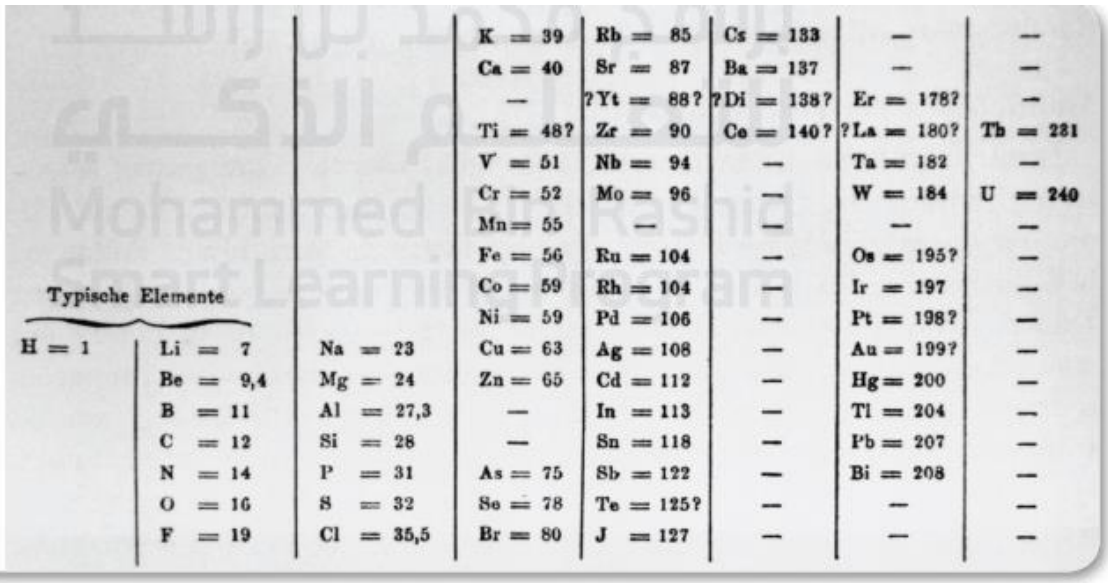
لوثر ماير (1830-1895)
- وضَّحَ العلاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر
- رتَّبَ العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية

ديمتري مندليف (1834-1907)
- وضَّحَ العلاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر
- رتّبَ العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية
- توقعَ وجود العناصر غير المكتشفة وخواصها

هنري موزلي (1887-1915)
- اكتشفَ أن الذرات تحتوي على عدد فريد من البروتونات يسمى العدد الذري
- رتّبَ العناصر تصاعديًا حسب العدد الذري، والذي نتج عنه نمطًا دوريًا للخواص



الشكل 1 لاحظ جون نيولاندز أن خواص العناصر تتكرر كل ثمانية عناصر، كما تتكرر النوتة الموسيقية بعد النوتة الثامنة لتكوّن الثمانيات.



			K = 39	Rb = 85	Cs = 133	—	—	
			Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	—	—	
			—	?Yt = 88?	?Di = 138?	Er = 178?	—	
			Ti = 48?	Zr = 90	Ce = 140?	?La = 180?	Th = 231	
			V = 51	Nb = 94	—	Ta = 182	—	
			Cr = 52	Mo = 96	—	W = 184	U = 240	
			Mn = 55	—	—	—	—	
			Fe = 56	Ru = 104	—	Os = 195?	—	
			Co = 59	Rh = 104	—	Ir = 197	—	
			Ni = 59	Pd = 106	—	Pt = 198?	—	
Typische Elemente			Cu = 63	Ag = 108	—	Au = 199?	—	
H = 1	Li = 7	Na = 23	Zn = 65	Cd = 112	—	Hg = 200	—	
	Be = 9,4	Mg = 24	—	In = 113	—	Tl = 204	—	
	B = 11	Al = 27,3	—	Sn = 118	—	Pb = 207	—	
	C = 12	Si = 28	As = 75	Sb = 122	—	Bi = 208	—	
	N = 14	P = 31	Se = 78	Te = 125?	—	—	—	
	O = 16	S = 32	Br = 80	J = 127	—	—	—	
	F = 19	Cl = 35,5						

الشكل 2 في الإصدار الأول من جدول مندليف، المنشور عام 1869، رتّب مندليف العناصر ذات الخواص الكيميائية المتشابهة أفقيًا. وترك مساحات فارغة للعناصر التي لم تُكتشف بعد.

جون نيولاندز :

- رتب العناصر تصاعديا" حسب الكتلة الذرية فلاحظ تكرر الخواص كل ثمانية عناصر يطلق على هذا النمط اسم دورية لانه يتكرر بطريقة معينة ، أطلق نيولاندز على هذه العلاقة الدورية اسم قانون الثمانيات (قانون موسيقي تتكرر فيه الدرجات الموسيقية في النغمة الثامنة)

جون نيولاندز (1837-1898)
- رتّب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية
- لاحظ تكرار الخواص كل ثمانية عناصر
- وضع قانون الثمانيات.

ماير ومندليف :

- أوضح العالمين وجود علاقة بين الكتلة الذرية وخصائص العناصر ، حصل مندليف على تقدير يفوقم ماير لانه نشر جدوله التنظيمي أولا".

لوثر ماير (1830-1895)
- وضّح العلاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر
- رتّب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية

ديمتري مندليف (1834-1907)
- وضّح العلاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر
- رتّب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية
- توقع وجود العناصر غير المكتشفة وخواصها

- رتب **مندليف** العناصر تصاعديا حسب كتلها الذرية في أعمدة تتضمن الخصائص المتشابهة ،فلاحظ ظهور تكرار في خواص العناصر سميت بالتكرارية أو الدورية .
- وتنبأ بوجود عناصر ذات خواص محددة لم تكن مكتشفة وترك مندليف مساحات واسعة لها مثل (سكانديوم ، جاليوم ، جرمانيوم) .

موزلي :

- اكتشف العدد الذري للعناصر ثم رتب **موزلي** العناصر تصاعديا حسب العدد الذري فنتج نمطا" دوريا" واضحا" للخصائص **(القانون الدوري).**
- **القانون الدوري:** وجود تكرار دوري للخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر عند ترتيبها تصاعديا حسب العدد الذري .

مثال 1

الترتيب الإلكتروني والجدول الدوري الترتيب الإلكتروني للسترونشيوم، الذي يُستخدم لصُنع الألعاب النارية الحمراء هو $[Kr]5s^2$ دون استخدام الجدول الدوري، حدد المجموعة والدورة والمجمع الخاصة بالسترونشيوم.

1 تحليل المسألة

لديك الترتيب الإلكتروني لعنصر السترونشيوم.

المعلوم

الترتيب الإلكتروني = $[Kr]5s^2$

المجهول

المجموعة = ؟

الدورة = ؟

المجمع = ؟

2 إيجاد القيمة المجهولة

يُشير s^2 إلى أنَّ إلكترونات التكافؤ لعنصر السترونشيوم تملأ المستوى الفرعي s. ولهذا يوجد عنصر السترونشيوم في المجموعة 2 للمجمع s.

بالنسبة إلى العناصر الرئيسة، يمكن أن تُشير إلكترونات التكافؤ إلى رقم المجموعة.

تُشير 5 في $5s^2$ إلى أن عنصر السترونشيوم في الدورة 5.

يُشير مستوى الطاقة الأعلى إلى رقم الدورة.

تطبيقات

8. دون استخدام الجدول الدوري، حدد المجموعة والدورة والمجمع لذرة لها الترتيب الإلكتروني التالي:

a. $[Ne]3s^2$ b. $[He]2s^2$ c. $[Kr]5s^24d^{10}5p^5$

9. ما رموز العناصر التي لها ترتيبات إلكترونات التكافؤ التالية؟

a. s^2d^1 b. s^2p^3 c. s^2p^6

10. **تحفيز** اكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية:

a. عنصر في المجموعة 2 وفي الدورة الرابعة c. غاز نبيل في الدورة الخامسة

b. عنصر في المجموعة 12 وفي الدورة الرابعة d. عنصر في المجموعة 16 وفي الدورة الثانية

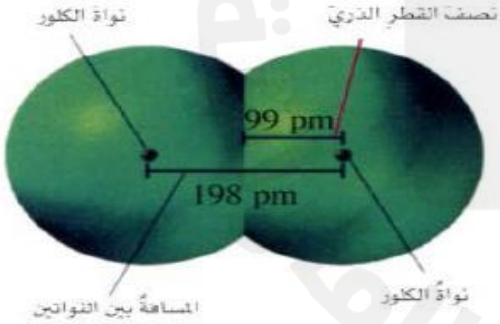
نص الكتاب

CHM.5.1.01.009 يتنبأ بالخصائص الدورية للعناصر (على سبيل المثال: نصف القطر الذري، طاقة التأين، الألفة الإلكترونية والسالبية الكهربية) في الفترة والمجموعة في الجدول الدوري.

نصف القطر الذري بالنسبة للفلزات : نصف المسافة بين نواتين متجاورتين

بالنسبة إلى العناصر التي توجد في صورة جزيئات

نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين ومترابطتين كيميائياً



تدرج نصف القطر الذري خلال الدورة

علل يقل نصف القطر الذري عبر الدورة ؟

بسبب

زيادة الشحنة النووية الموجبة مما يؤدي إلى انسحاب الإلكترونات تدرجياً نحو النواه مما يؤدي لتناقص نصف القطر الذري .

- **تدرج نصف القطر الذري عبر المجموعة**

علل يزداد نصف القطر الذري عبر المجموعة ؟

بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة

أنصاف الأقطار الأيونية : -

الأيون الموجب يسمى كاتيون . **تكوين الكاتيون بفقد إلكترون أو أكثر يؤدي دائماً إلى تناقص في نصف القطر الذري** بسبب زيادة الشحنة النووية الموجبة

الأيون السالب يسمى أنيون . **تكوين الأنيون باكتساب إلكترون أو أكثر يؤدي دائماً إلى زيادة في نصف القطر الذري** بسبب التنافر بين الإلكترونات المتزايدة العدد .

- **إلكترونات التكافؤ :**

إلكترونات مستوى الطاقة الأعلى والتي تفقد أو تكتسب أو تشارك في تكوين مركبات كيميائية.

عناصر المجمع S عدد إلكترونات التكافؤ يساوي رقم المجموعة

عناصر المجمع P عدد إلكترونات التكافؤ يساوي رقم المجموعة ناقص 10

طاقة التأين :- الطاقة الازمة لنزع إلكترون واحد من ذرة عنصر متعادلة الشحنة في الحالة الغازية

$$A + energy \longrightarrow A^{+} + e^{-} \quad (\text{في الحالة الغازية})$$

علل تزداد طاقه التاين للعناصر الرئيسه عبر الدورة ؟

بسبب زيادة الشحنة النووية الموجبة

علل تقل طاقة التأين للعناصر الرئيسة عبر المجموعة (بزيادة العدد الذري) ؟

بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة مما يقلل من تأثير النواه على الإلكترونات الخارجية .

علل طاقة التأين الثانية أكبر من الأولى ؟

لأن عند نزع إلكترون ينزع من أيون موجب

- **السالبية الكهربائية**

قدرة الذرة على جذب الإلكترونات في رابطة كيميائية .

قام لينيوس بولينج بابتكار قياس رقمي لقيم السالبية الكهربائية .

الفلور أعلى العناصر سالبيه كهربائية .تم إعطاءه الرقم 3.98 أما السيزيوم و الفرانسيوم فهما أقل العناصر سالبية بقيمة تبلغ 0.79 , 0.70

تزداد السالبية الكهربائية عبر كل دورة . **تقل السالبية الكهربائية عبر كل مجموعة .**

28- تأمل الجدول الدوري الذي أمامك ثم اجب عما يليه من أسئلة :

															O		Ne
Na																	
													Ge				
																	Xe

1 - ما الذي يجمع بين العنصرين Ne و Xe ؟

2- اختر من العناصر التي في الجدول عنصرا فلزيا وأخر لافلزى ؟

3-اذكر ثلاث خواص تميز العنصر الفلزى :

29- اكتب تفسيراً علمياً لكل مما يلي :

➢-حجم الأيون السالب أكبر من حجم ذرته ؟

➢-حجم الأيون الموجب أصغر من حجم ذرته ؟

➢-يقل نصف القطر الذري عبر الدورة بزيادة العدد الذري من اليسار إلى اليمين ؟

➢-يزداد نصف القطر الذري عبر المجموعة بزيادة العدد الذري نزولاً من أعلى إلى أسفل؟

➢-يزداد نصف قطر الأيون الموجب والسالب عند الاتجاه من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة ؟

➢-يقل نصف قطر الأيوني عبر الدورة من اليسار إلى اليمين ؟

➢- تزداد السالبية الكهربائية عبر الدورة بزيادة العدد الذري من اليسار إلى اليمين ؟

➢-تقل السالبية الكهربائية عبر المجموعة بزيادة العدد الذري نزولاً من أعلى إلى أسفل

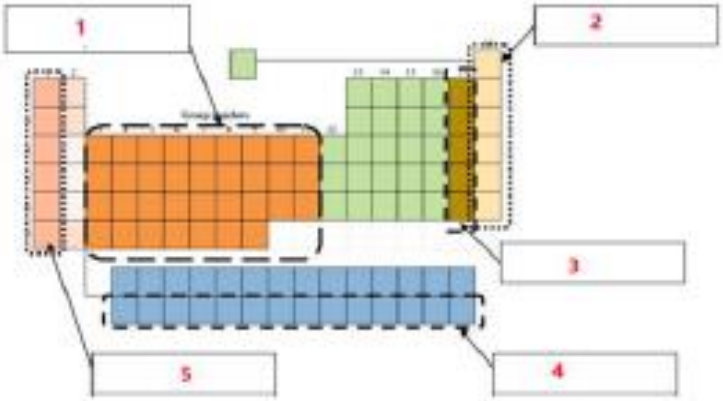
➢-عدم إدراك قيم السالبية الكهربائية للغازات النبيلة ؟

➢-يحتاج إزالة إلكترون ثان من ذرة الليثيوم طاقة أكبر مقارنة بالطاقة اللازمة لإزالة الإلكترون الرابع ذرة الكربون ؟

➢- يشمل المجمع s مجموعتين ويشمل المجمع p ست مجموعات ويشمل المجمع d عشر مجموعات ؟

➢ لا توجد عناصر المجمع p في الدورة الأولى ؟

What elements are represented by the region determined by number 1 in the figure below?	ما هي العناصر التي تمثلها المنطقة المشار إليها بالرقم 1 في الشكل أدناه ؟



A. Transition elements	A. العناصر الإنتقالية
B. Representative elements	B. العناصر الرئيسة
C. Actinides	C. الأكتنيدات
D. Alkali metals	D. الفلزات القلوية

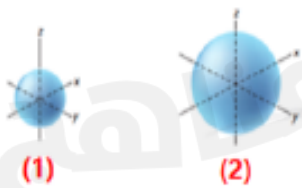
Which is the correct ascending order of the atomic radius for the period 4 elements shown in the table below?	ما الترتيب التصاعدي الصحيح حسب نصف القطر الذري لكل من عناصر الدورة الرابعة المبينة في الجدول أدناه؟

Element symbol رمز العنصر	K	Ga	Ge	Ca
Atomic number العدد الذري	19	31	32	20

A. (lowest) Ga → Ge → Ca → K (highest)	A. (الأقل) Ga ← Ge ← Ca ← K (الأكبر)
B. (lowest) Ge → Ga → Ca → K (highest)	B. (الأقل) Ge ← Ga ← Ca ← K (الأكبر)
C. (lowest) K → Ca → Ga → Ge (highest)	C. (الأقل) K ← Ca ← Ga ← Ge (الأكبر)
D. (lowest) Ca → Ga → Ge → K (highest)	D. (الأقل) Ca ← Ga ← Ge ← K (الأكبر)

What is the difference between the orbitals shown below?	ما وجه الإختلاف بين الأفلاك المبينة أدناه؟

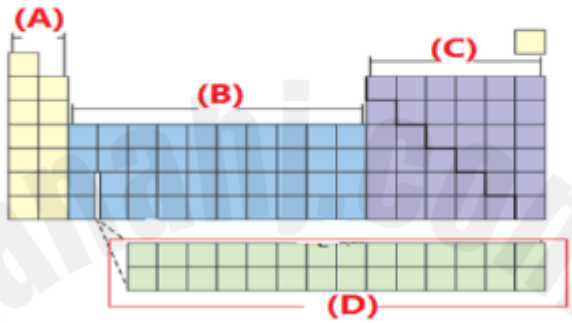
I.	Difference in shape	I.	الإختلاف في الشكل
II.	Difference in the principle quantum number	II.	الإختلاف في رقم الكم الرئيس
III.	Difference in size	III.	الإختلاف في الحجم



A. I only	A. I فقط
B. I and II only	B. I و II فقط
C. II and III only	C. II و III فقط
D. I and III only	D. I و III فقط

Which of the following describes elements of the same group?	أي من التالية يصف العناصر في نفس المجموعة ؟
I. They have the same number of valence electrons. II. They have the same outermost energy levels III. They have similar properties	I. لها نفس عدد الإلكترونات التكافؤ II. لها نفس مستويات الطاقة الخارجية III. لها خصائص متشابهة
A. I only	A. I فقط
B. I and II only	B. I و II فقط
C. II and III only	C. II و III فقط
D. I and III only	D. I و III فقط

Which region refers to the f-block in the following diagram?	أي منطقة تشير إلى المجمّع f- في الشكل الموضح أدناه ؟



The atom of the phosphorus element (P) has a total of 15 electrons. Determine which sub-level is partially filled.	تحتوي ذرة عنصر الفوسفور (P) على عدد إجمالي من الإلكترونات يساوي 15 إلكترون. حدد أي مستوى طاقة فرعي ممتلىء جزئيًا.

What is the pseudo-noble gas configuration for Cd atom when it loses 2e-? (Cd: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}$)	ما الترتيب الإلكتروني للغاز شبه النبيل لذرة الكادميوم Cd عندما تفقد 2e-؟ (Cd: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10} 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}$)

-B $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^6$

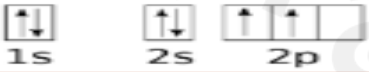
-a $[Kr]5s^2 4d^8$

-d $[Ar]4d^{10}$

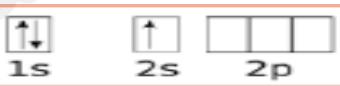
- c $[Kr]\ 4d^{10}$

Which of the following orbital diagrams violates Hund's rule?	أي من أشكال مخططات الأفلاك التالية تخالف قاعدة هوند؟

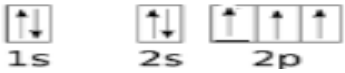
-B



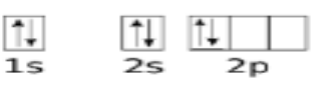
-a



-d

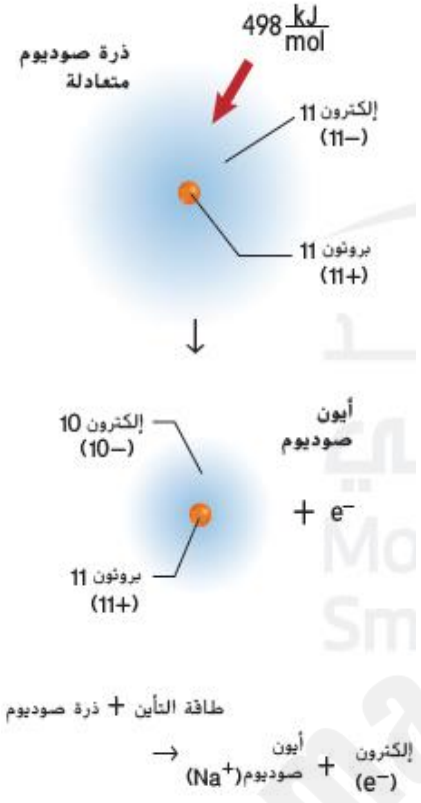


-c



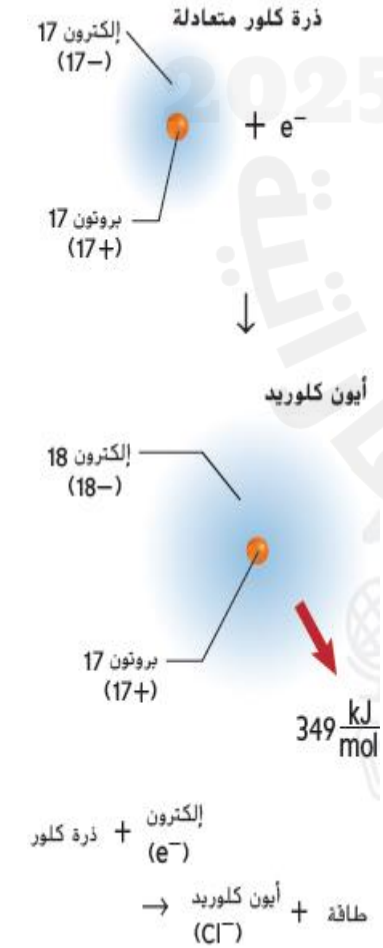
نص الكتاب + الشكلين 2 و 4 + الجدول 2 و 3

يوضح كيفية تكون الأيونات الموجبة والسالبة



الجدول 2 أيونات المجموعات 1 و2 و13

المجموعة	الترتيب	شحنة الأيون المتكون
1	ns^1 [غاز نبيل]	+1 عند فقد الإلكترون s^1
2	ns^2 [غاز نبيل]	+2 عند فقد إلكتروني s^2
13	ns^2np^1 [غاز نبيل]	+3 عند فقد إلكترونات s^2p^1



الجدول 3 أيونات المجموعات من 15 إلى 17

المجموعة	الترتيب	شحنة الأيون المتكون
15	ns^2np^3 [غاز نبيل]	-3 عند اكتساب ثلاثة إلكترونات
16	ns^2np^4 [غاز نبيل]	-2 عند اكتساب إلكترونين
17	ns^2np^5 [غاز نبيل]	-1 عند اكتساب إلكترون

تكوين الأيون الموجب

يتكون الأيون الموجب عندما تفقد أي ذرة إلكترون أو أكثر من إلكترونات التكافؤ للوصول إلى التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل

$$Na + energy \longrightarrow Na^{+} + e^{-}$$

الفلزات نشطة كيميائياً لأنها تفقد إلكترونات التكافؤ بسهولة

أيونات المجموعة 1 ،2 ،13 ⟵ 1+ ، 2+ ، 3 +

أيونات الفلزات الإنتقالية :الفلزات الإنتقالية مستوى الطاقة الخارجي لها هو ns^2 وبالانتقال من اليسار إلى اليمين خلال أي دوره تملأ ذرات كل عنصر المستوى الفرعي d . عند تكوين أيونات موجبة تفقد عادة الفلزات الإنتقالية إلكتروني التكافؤ مكونة أيون +2 ومع ذلك يحتمل أن تفقد أيضا إلكترونات المستوى d **ولهذا فإن الفلزات الإنتقالية عادة ما تكون أيون +3 أو أكبر .**

الترتيب الإلكتروني للغاز شبه النبيل : على الرغم من أن تحقيق قاعدة الثمانية هو الترتيب الإلكتروني الأكثر إستقراراً يمكن أن توفر الترتيبات الإلكترونية الأخرى أيضاً الإستقرار . عندما يفقد إلكترونا التكافؤ الموجودان في المستوى 4s يتم الوصول إلى ترتيب الغاز شبه النبيل الذي يتألف من **المستويات الفرعية الممتلئة** s, p, d **مثال لذرة الخارصين الترتيب الإلكتروني** $[Ar]4s^2 3d^{10}$
عند تكوين أيون , تفقد ذرة الخارصين إلكتروني المستوى 4s **وينتج عن ذلك الترتيب المستقر** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

ويسمى الترتيب الإلكتروني للغاز شبه النبيل

تكوين الأيون السالب

يتكون الأيون السالب عندما تكتسب ذره إلكترون أو أكثر من إلكترونات التكافؤ للوصول إلى التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل

اللافلزات تكتسب إلكترونات بسهولة للوصول إلى التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل

أيونات المجموعة: 17 ، 16 ، 15 هي -1 ، **-2** ، **-3**

لتسمية أي أيون سالب (أنيون) يتم إضافة الناهية يد إلى اسم أو(جذر) اللافلز

أمثلة : كبريتيد S^{-2} نيتريد N^{-3} أكسيد O^{-2} فلوريد F^{-}

اكتب التوزيع الإلكتروني لكل ذرة . تنبأ بالتغير الذي ينبغي أن يحدث في كل مرة للوصول إلى توزيع الغاز النبيل

أ- نيتروجين ب- الفسفور ج- باريوم د- ليثيوم هـ - المنيوم

.....

.....

.....

.....

تميل عناصر المجموعة 13 من الجدول الدوري إلى فقدان إلكترونات التكافؤ للوصول الى الترتيب الإلكتروني الخارجي المستقر مكوّنة أيونات. ما شحنة الأيونات المتكوّنة؟	The Group 13 elements of the periodic table tend to lose valence electrons to attain a stable outer electron configuration and form ions. What is the charge of the formed ions?

a- 2+ **b- 3+** **c- 2-** **d- 3-**

Which of the following statements is correct according to the reaction below?	أي العبارات التالية صحيحة بالنسبة للتفاعل أدناه؟

$$:Mg + :\dot{S}: \rightarrow [Mg]^{2+} + [S]^{2-}$$

A. Mg is considered an atom which gained 2 electrons during the reaction	A. تُعتبر Mg ذرة اكتسبت إلكترونين خلال التفاعل
B. S is considered an atom which lose 2 electrons during the reaction	B. تُعتبر S ذرة فقدت إلكترونين خلال التفاعل
C. The formula of the formed compound is MgS	C. صيغة المركّب المتكوّن هي MgS
D. The overall charge of the formed compound is -2	D. الشحنة الكليّة للمركّب المتكوّن هي -2

نص الكتاب

يوضح كيف تتكون الروابط الأيونية وكيفية ترتب الأيونات في المركب الأيوني

تكون الرابطة الأيونية :الجدول 4 يمثل طرقاً متعددة التي يتم بها تمثيل تكوّن مركب أيوني مثل كلوريد الصوديوم

الجدول 4 يلخص طرائق متعددة يمكن بها تمثيل تكوّن مركّب أيوني، مثل: كلوريد الصوديوم.

الجدول 4 تكوين كلوريد الصوديوم

المعادلة الكيميائية

$Na + Cl \rightarrow Na^+ + Cl^- +$ طاقة

الترتيبات الإلكترونية

تم نقل إلكترون واحد

$[Ne]3s^1 + [Ne]3s^23p^5 \rightarrow [Ne] + [Ar] +$ طاقة

Na Cl Na^+ Cl^-

الترميز الفلكي

تم نقل إلكترون واحد

1s 2s 2p 3s + 1s 2s 2p 3s 3p →

Na Cl

قاعدة الثمانية

1s 2s 2p + 1s 2s 2p 3s 3p + طاقة

Na^+ Cl^-

الترميز النقطي للإلكترونات

تم نقل إلكترون واحد

$Na^{\bullet} + \cdot\ddot{Cl}: \rightarrow [Na]^+ + [:\ddot{Cl}:]^- +$ طاقة

النماذج الذرية

مسائل للتمرين أ- اشرح كيفية تكوين المركب الأيوني من هذه العناصر

1- الصوديوم والنتروجين 2- الإسترانشيوم والفلور

3- الليثيوم والأكسجين 4- الألومنيوم والكبريت

ب- اشرح كيف تتحد العناصر في المجموعتين 1 ، 15 لتكوين مركب أيوني ؟

نص الكتاب + الشكل 9 + الجدول 5	يشرح بنية وخصائص المركبات الأيونية بناءً على أنواع روابطها وقوتها وتنظيمها

خصائص المركبات الأيونية

ينتج عن التجاذبات القوية بي الأيونات الموجبة والسالبة في مركب أيوني تكون شبكة بلورية

الشبكة البلورية : تركيب هندسي ثلاثي الأبعاد . يحاط كل أيون موجب في أي شبكة بلورية بأيونات سالبة ويحاط كل أيون سالب بأيونات موجبة

تتنوع البلورات الأيونية بسبب الأحجام و الأعداد النسبية للأيونات المترابطة

الخصائص الفيزيائية: نقطة الغليان والذوبان و الصلابة من الخصائص الفيزيائية للمادة التي تعتمد على قوة انجذاب جسيمات المادة لبعضها البعض.

التوصيل للكهرباء يعتمد على وفرة الجسيمات المشحونة التي تتحرك بحرية .الأيونات عبارة عن جسيمات مشحونة

المركبات الأيونية في الحالة الصلبة لا توصل للكهرباء بسبب قوي التجاذب بين الأيونات (تبقى ثابتة في أماكنها)

محاليل أو في الحالة السائلة المركبات الأيونية توصل للكهرباء بسبب حرية حركة الأيونات

درجة انصهار عالية ونقاط غليان مرتفعة لقوة الرابطة الأيونية تتطلب كمية كبيرة من الطاقة لكسرها

يكون للكثير من البلورات بما في ذلك الأحجار الكريمة ألواناً رائعة بسبب وجود الفلزات الانتقالية في الشبكة البلورية

البلورات صلبة هشة قابلة للكسر

في الشكل 9 تكسر البلورة إلى أجزاء لأن القوي المطبقة تعيد تخير أماكن الأيونات المتشابهة الشحنة بجانب بعضها البعض تعمل قوى التنافر على تكسير البلورة إلى أجزاء .

الشكل 9 تثبت قوى الجذب الفعال الأيونات في مكانها حتى تكون هناك قوة كافية للتغلب على الجذب البطيق

الشكل 9 تثبت قوى التجاذب. الكبيرة الأيونات في مكانها حتى توجد قوة كافية للتغلب على التجاذب.

قوى التنافر تصدع وتكسر البلورة

قوة التنافر التي تكونت بين الأيونات متشابهة الشحنة تصدع وتكسر البلورة.

القوة المُطبقة تعيد تنظيم الجسيمات

إذا كانت القوة المطبقة كبيرة بشكلٍ كافٍ، فإنها تحرك الأيونات من أمكانها.

بلورة أيونية

قبل تطبيق القوة، يكون للبلورة نمط موحد من الأيونات.

طاقة الشبكة : الطاقة الازمة لفصل 1 مول من الأيونات من الشبكة البلورية .

- الأيونات الصغيرة تنتج قوى جذب فعالة وطاقات كبيرة للشبكة

علل طاقة الشبكة البلورية لمركب الليثيوم أكبر من تلك الموجودة في مركب البوتاسيوم الذي يحتوي على نفس الأنيون ؟

لأن أيون الليثيوم أصغر من أيون البوتاسيوم

- تتأثر قيمة طاقة الشبكة بشحنة الأيون .

علل طاقة الشبكة البلورية لمركب **MgO أكبر أربع مرات من تلك الموجودة في مركب NaF**

لأن شحنة الأيونات في MgO أكبر من شحنة الأيونات في NaF

استخدم التوزيعات الإلكترونية والترميز المداري (الفلكي) والهياكل النقطية للإلكترون لتمثل تكوين مركب أيوني مكون من السترونشيوم الفلزي والكلور اللافلزي ؟

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

What is the main reason for the difference in the lattice energy values between the ionic compounds shown in the table below?

Compound	Lattice Energy (KJ/mol)
KF	808
RbF	774

ما السبب الرئيس في اختلاف قيم طاقة الشبكة ما بين المركبين الأيونيين بالجدول أدناه؟

المركب	طاقة الشبكة (KJ/mol)
KF	808
RbF	774

A. Ions charge	A. شحنات الأيونات
B. Ionic radius	B. القطر الأيوني
C. Ions electronegativity	C. السالبية الكهربائية للأيونات
D. Ions numbers	D. عدد الأيونات

أولاً طريقة كتابة صيغ المركبات الأيونية الثنائية :-

1- اكتب رمز الأيونات واكتب الكاتيون على اليسار .
2- بادل أرقام الشحنات بين الأيونات .
3- امسح الأرقام العلوية واختصر الأرقام السفلية لأبسط صورة .

* اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات الناتجة عن اتحاد الأيونات التالية :-

أنيون / كاتيون	Br^-	S^{2-}	I^-
K^+			
Zn^{+2}			
AL^{+3}			

* اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية الثنائية التي تتشكل بين العناصر التالية :-

الخارصين و الكبريت	البوتاسيوم و اليود	الخارصين واليود
ألمنيوم وكبريت	ألمنيوم ونتروجين	صوديوم وكبريت
ماغنيسيوم وكلور	فضة وكلور	باريوم وأكسجين

What is the scientific name for the chemical formula below?	ما الاسم العلمي للصيغة الكيميائية أدناه؟
NH_4ClO_4	
A. Ammonia chlorate	A. كلورات الأمونيا
B. Ammonium hypochlorite	B. هيبوكلوريت الأمونيوم
C. Ammonia chlorite	C. كلوريت الأمونيا
D. Ammonium perchlorate	D. بيركلورات الأمونيوم

ثانياً تسمية المركبات الأيونية الثنائية :-

يكتب اسم الأنيون أولاً ويليه اسم الكاتيون . حيث لا تظهر نسبة الأيونات في اسم المركب لأنها معروفة .

* اكتب أسماء المركبات الأيونية الثنائية التالية :-

$BaCl_2$	KI	AgCl
Al_2S_3	ZnS	SrF_2
Ag_2S	Al_2O_3	CaO
$CaCl_2$	Na_3N	BaO
$MgCl_2$	AlI_3	CaS
Ag_2O	Mg_3N_2	NaBr

تمارين تطبيقية :

اكتب صيغ المركبات الأيونية التالية

1- الكالسيوم والفوسفات
2- الصوديوم و النيترات
3- الكالسيوم والكلورات
4- الأمونيوم والكربونات
5- الألمنيوم والكرومات
6- الفضة والكرومات

98- في بلورة NaCl يحاط كل من أيوني Na^+،Cl^- بـ ..... من الأيونات المشحونة بشحنة مغايرة ؟

1 ✍ 2 ✍ 4 ✍ 6 ✍

99- الصيغة الدالة على كبريتيت البوتاسيوم ؟

KSO_4 ✍ KSO_3 ✍ K_2SO_4 ✍ K_2SO_3 ✍

100- يسمى المركب الأيوني NH_4ClO_4 ؟

✍ كلورات النيتروجين
✍ بيركلورات الأمونيوم
✍ هيبو كلوريت النيتروجين
✍ بيركلورات الألمنيوم

101- الصيغة الصحيحة لأكسيد الأمونيوم هي :

NH_4O ✍ $(NH_4)_2O$ ✍ NH_4O_2 ✍ NaOH ✍

102- يسمى المركب الأيوني $Cu(NO_3)_2$ ؟

✍ نيترات نحاس (II)
✍ نيتريت نحاس (II)
✍ نيترات نحاس (I)
✍ نيتريت نحاس (I)

102- يسمى الأيون PO_4^{3-} ؟

✍ فوسفيد ✍ فوسجين ✍ فوسفات ✍ فوسفيت

104- يسمى الأيون HCO_3^- ؟

✍ كربيد ✍ غاز الكربون ✍ كربونات ✍ كربونات هيدروجينية

105- صيغة أيون كبريتيد هيدروجيني ؟

HSO_4^- ✍ HSO_3^- ✍ S^{2-} ✍ HS^- ✍

1 ــ الصيغة الصحيحة لمركب كبريتات الكروم (III) ؟

كـ Cr_3SO_4 كـ $Cr(SO_4)_3$ كـ $Cr_2(SO_4)_3$ كـ $Cr_3(SO_4)_2$

صيغة المركب الأيوني أوجد الصيغة للمركب الأيوني المكوّن من البوتاسيوم والأكسجين.

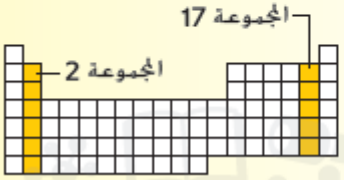
صيغة المركب الأيوني أوجد صيغة المركب الأيوني المكوّن من أيونات الألمنيوم والكبريتيد.

اكتب الصيغ للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات التالية:

19. اليوديد والبوتاسيوم **21.** البروميد والألمنيوم

20. الكلوريد والمغنيسيوم **22.** النيتريد والسيزيوم

23. تحدي اكتب الصيغة العامة للمركب الأيوني الذي يتكون من عناصر المجموعتين الموضحتين في الجدول الدوري المجاور.



نص الكتاب + الأشكال11 و 12 + الجدول 12 | يشرح بنية وخصائص الفلزات بناءً على أنواع روابطها وقوتها وتنظيمها

the structure and properties of metallic compounds based on their bonds types, strength and organization

Textbook + figures 11, 12 + table 12

الروابط الفلزية

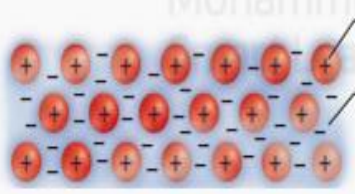
على الرغم من أن الفلزات ليست أيونية، إلا أنها تشترك مع المركبات الأيونية في عدة خواص. ويعتمد الترابط في الفلزات والمركبات الأيونية على التجاذب بين الجسيمات ذات الشحنات المختلفة. وفي الغالب تكوّن الفلزات شبكات بلورية في الحالة الصلبة، تتشابه مع الشبكات البلورية الأيونية التي سبق ذكرها. في هذه الشبكة البلورية، تكون كل ذرة فلز محاطة بـ 8 إلى 12 ذرة فلزية أخرى.

بحر الإلكترونات رغم أن ذرات الفلزات لها إلكترون تكافؤ واحد على الأقل، إلا أنها لا تشترك في إلكترونات التكافؤ هذه مع الذرات المجاورة، ولا تفقدها. وبدلًا من ذلك تتداخل مستويات الطاقة الخارجية لذرات الفلزات داخل الشبكة البلورية المزدحمة. ويُعرف هذا الترتيب الفريد بنموذج بحر الإلكترونات. ويفترض **نموذج بحر الإلكترونات** أن ذرات الفلزات جميعها في الحالة الصلبة تساهم بإلكترونات التكافؤ الخاصة بها لتكون بحر الإلكترونات، الذي يحيط بالكاتيونات الفلزية في الشبكة البلورية.

لا ترتبط الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الخارجية للذرات الفلزية المترابطة بذرة معينة، ويمكنها الانتقال بسهولة من ذرة إلى أخرى، ونظرًا لإمكانية تحركها بحرية، يُشار إليها غالبًا باسم **الإلكترونات الحرة** (غير المتموضعة) وعندما تتحرك الإلكترونات الخارجية للذرة بحرية في الجسم الصلب، يتكون كاتيون فلزي. ويرتبط كل كاتيون من هذه الكاتيونات بجميع الكاتيونات الفلزية المجاورة من خلال بحر من إلكترونات التكافؤ، كما يوضّح **الشكل 11**. **والرابطة الفلزية** هي قوة التجاذب بين الكاتيون الفلزي والإلكترونات الحرة.

الشكل 11 تتوزع إلكترونات التكافؤ في الفلزات (التي تبدو كسحابة زرقاء ذات إشارات سالبة) بالتساوي بين الكاتيونات الفلزية (التي تظهر باللون الأحمر). وتؤدي قوى التجاذب بين الكاتيونات الموجبة و"البحر" السالب إلى ربط ذرات الفلزات بعضها مع بعض في شبكة فلزية.

فسّر لماذا تُعرف الإلكترونات في الفلزات بالإلكترونات الحرة؟



الجدول 12 درجات الغليان والانصهار

العنصر	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
الليثيوم	180	1342
الصوديوم	232	2602
الألمنيوم	660	2519
الباريوم	727	1897
الفضة	962	2162
النحاس	1085	2562

خواص الفلزات يمكن تفسير الخواص الفيزيائية للفلزات عن طريق الرابطة الفلزية. وهذه الخواص تُظهر قوة الروابط الفلزية.

درجتا الغليان والانصهار تختلف درجات انصهار الفلزات بشكل كبير. فالزئبق يكون سائلًا عند درجة حرارة الغرفة، مما يجعله مفيدًا في الأدوات العلمية، مثل الثيرموميترات والباروميترات. وفي المقابل، تبلغ درجة انصهار التنجستين 3422°C . ولذلك يُصنع منه فتيل (سلك) المصابيح، وكذلك بعض أجزاء المركبات الفضائية.

وبوجه عام، تكون درجات انصهار وغليان الفلزات عالية كما يوضح **الجدول 12**. إلا أن درجات الانصهار ليست مرتفعة جدًا كدرجات الغليان؛ لأن الكاتيونات والإلكترونات تتحرك بحرية في الفلز ومن ثمّ لا تحتاج إلى طاقة كبيرة جدًا لجعلها تتحرّك بعضها فوق بعض، لكن أثناء الغليان، يلزم فصل الذرات عن مجموعة الكاتيونات والإلكترونات مما يتطلب طاقة كبيرة جدًا.

قابلية الطرق والسحب والمتانة الفلزات قابلة للطرق، أي يمكن تحويلها إلى رقائق بالطرق. كما إنها قابلة للسحب، أي يمكن تحويلها إلى أسلاك. يوضح **الشكل 12** كيف يمكن دفع الجسيمات المشتركة في الرابطة الفلزية أو سحبها بعضها فوق بعض. وتتميز الفلزات عادة بالمتانة، وعلى الرغم من أن الكاتيونات الفلزية تتحرك في الفلز، إلا أنها تنجذب بشدة إلى الإلكترونات المحيطة بها ولا تنفصل بسهولة عن الفلز.

توصيل الحرارة والكهرباء تجعل حركة الإلكترونات حول الكاتيونات الفلزية الموجبة الفلزات موصلات جيدة، حيث تنقل الإلكترونات الحرة الحرارة من مكان لآخر بسرعة أكبر من الإلكترونات الموجودة في المواد التي لا تحتوي على إلكترونات متحركة. وتتحرك الإلكترونات الحرة بسهولة كجزء من تيار كهربائي عند حدوث فرق جهد عبر الفلز. وتتفاعل هذه الإلكترونات الحرة مع الضوء من خلال امتصاص الفوتونات وإطلاقها، مما ينتج عنه خاصية البريق واللمعان.

الصلابة والقوة لا تقتصر الإلكترونات حرة الحركة في الفلزات الانتقالية على الإلكترونين الخارجيين في المستوى الفرعي s وإنما تشمل أيضًا الإلكترونات الداخلية في المستوى الفرعي d. وكلما زادت أعداد الإلكترونات الحرة الحركة زادت خواص الصلابة والقوة. فعلى سبيل المثال، توجد الروابط الفلزية القوية في الفلزات الانتقالية، مثل الكروم والحديد والنيكل، في حين أن الفلزات القلوية لينة لأن لها إلكترونًا واحدًا حر الحركة في المستوى ns^1.

■ الشكل12 تؤدي القوة المؤثرة إلى تحرّك أيونات الفلزات عبر الإلكترونات الحرة، مما يجعل الفلزات قابلة للطرق والسحب.

- تسمى الإلكترونات المتحركة في الروابط الفلزية المحيطة بالأيونات الموجبة ؟

✍ بحر الإلكترونات ✍ سحابة الإلكترونات ✍ ثنائي القطب ✍ الأنيونات

يمثل نموذج بحر الإلكترونات الترابط ؟

✍ ترابطاً فلزياً ✍ ترابطاً تساهمياً ✍ ترابطاً أيونياً ✍ ترابطاً هيدروجينياً

العامل الذي يفسر كلاً من قابلية الفلزات للطرق وهشاشة البلورات الأيونية؟

✍ حرارة التبخر ✍ الرابطة الكيميائية ✍ قطبية الرابطة ✍ قوى لندن

الخاصة التي تعبر عن قابلية المادة إلى تشكيل ألواح رقيقة هي :

✍ اللمعان والبريق ✍ قابلية الطرق
✍ التوصيل الكهربائي ✍ قابلية التشكل

يساعد نموذج بحر الإلكترونات للرابطة الفلزية في كسب كون الفلزات ؟

✍ باهتة معتمة ✍ هشة ✍ براقة ✍ قابلة للطرق

بالمقارنة مع الفلزات ، تكون البلورات الأيونية ؟

✍ لدنة ✍ ذات لمعان ✍ هشة ✍ قابلة للطرق

- عند اصطدام الضوء بسطح الفلز تشرع الإلكترونات في بحر الإلكترونات ؟

✍ السماح للضوء بالمرور عبرها ✍ امتصاص وإصدار الضوء
✍ الاتصال بأيونات موجبة أخرى ✍ الهبوط إلى مستويات أدنى للطاقة

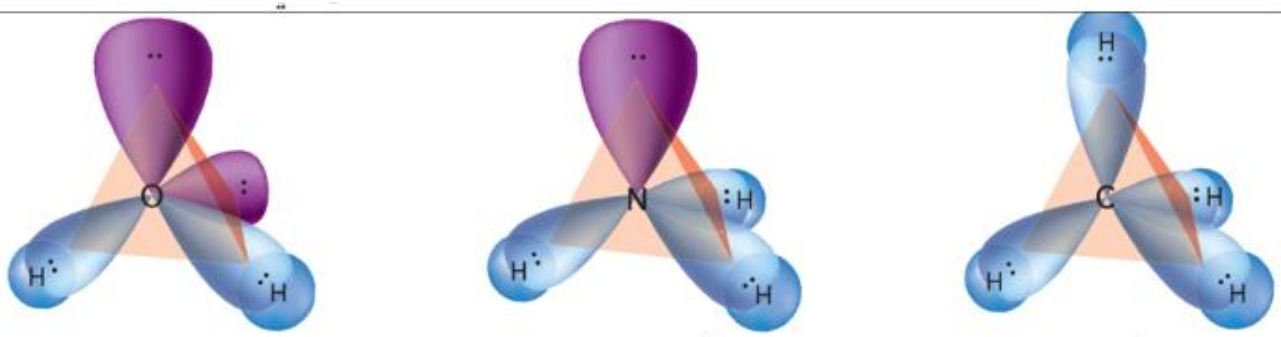
نص الكتاب + الأشكال7 و 8 و 9	يعرف كلًا من الروابط سيجما وباي والاختلافات بينهما

رابطة سيجما روابط تساهمية أحادية يطلق عليها أيضًا روابط سيجما وتمثل بالحرف اليوناني سجما (q).

تحدث الرابطة سيجما عندما يتواجد زوج من الإلكترونات المتشاركة في المنطقة المتوسطة بين الذرتين. عندما تشارك الذرتان الإلكترونات، تتداخل مدارات التكافؤ الذرية من النهاية إلى النهاية مما حيث تتركز الإلكترونات في مدار الربط بين الذرتين. مدار الربط هو منطقة محددة حيث يمكن على الأرجح العثور على إلكترونات الربط.

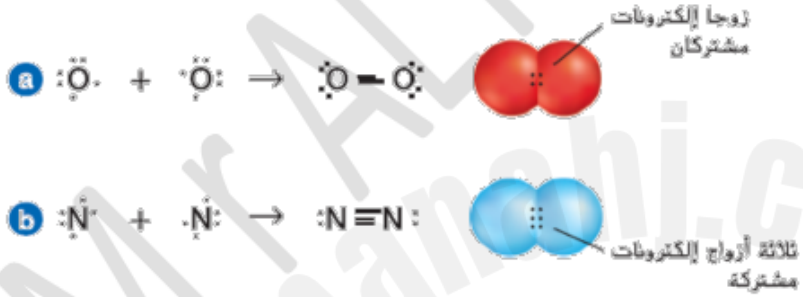
تتكون رابطة سيجما عندما يتداخل المدار S مع مدار S آخر أو مدار p أو يتداخل مدارا p من النهاية إلى النهاية.

تكون جزيئات الماء (H_2O) والأمونيا (NH_3) والميثان (CH_4) روابط سيجما كما هو موضح في الشكل 7.



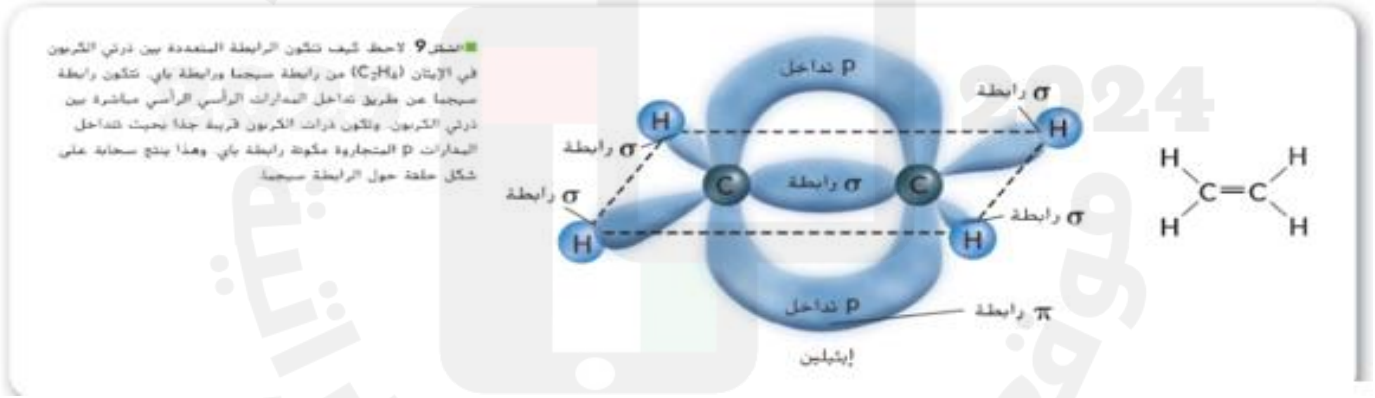
الروابط الثنائية : تتكون الرابطة التساهمية الثنائية عندما تتم مشاركة زوجين من الإلكترونات بين ذرتين مثال جزئ الأكسجين O_2

الرابطة الثلاثية : تتكون الرابطة التساهمية الثلاثية عندما تتم مشاركة ثلاثة أزواج من الإلكترونات بين ذرتين مثال جزئ النتروجين N_2



الشكل 8 تتكون الروابط التساهمية المتعددة عندما تشارك ذرتان أو أكثر من زوج من الإلكترونات. a. تكون ذرتا أكسجين رابطة ثنائية. b. تكون رابطة ثلاثية بين ذرتي النيتروجين.

الرابطة(π) باي: الروابط التساهمية المتعددة تتكون من رابط سيجما مع رابطة باي واحدة على الأقل . تتكون الرابطة باي عندما تتداخل أفلاك جنبا إلى جنب وتشترك في الإلكترونات . يشغل زوج الإلكترونات المشترك في رابطة باي المساحة أعلى وأسفل الخط الذي يمثل الموضع الذي ترتبط فيه الذرتين سويا



الشكل 9 لاحظ كيف تتكون الرابطة المتعددة بين ذرتي الكربون في الإيثان (C_2H_4) من رابطة سيجما ورابطة باي. تتكون رابطة سيجما عن طريق تداخل المدارات الرأسي الرأسي مباشرة بين ذرتي الكربون. وتكون ذرات الكربون قريبة جدا بحيث تتداخل المدارات p المتجاورة مكونة رابطة باي. وهذا يندج سحابة على شكل حلقة حول الرابطة سيجما

قوة الروابط التساهمية :

تعتمد قوه الرابطة التساهمية على المسافة بين النوى المترابطة

طول الرابطة : المسافة بين نواتين مترابطتين في موضع الحد الأقصى للجذب .

كلما كان طول الرابطة قصير زادت قوتها .كلما زادت عدد إلكترونات المشتركة بين الذرتين اصبحت الروابط التساهمية أقصر وبالتالي أقوى .

يقصر طول الرابطة عند الاتجاه من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري

يزداد طول الرابطة عند الاتجاه إلى أسفل المجموعة في الجدول الدوري . إذا كان هناك فرق في السالبية الكهربائية أكبر بين ذرتين تكون الرابطة أقوى .

طاقة تفكك الرابطة :الطاقة المطلوبة لكسر رابطة تساهمية .

قارن بين روابط سيجما وروابط باي.

رابطة سيجما تساهمية أحادية تتكوّن من التداخل المباشر (رأسًا مع رأس) للمستويات، في حين تتكوّن رابطة باي من تداخل مستويات P بشكل متوازٍ (جنبًا إلى جنب).

نص الكتاب + الأشكال10 و11 + الجدول 1 , 2	يوضح العلاقة بين قوة الرابطة التساهمية وطولها وطاقة تفككها

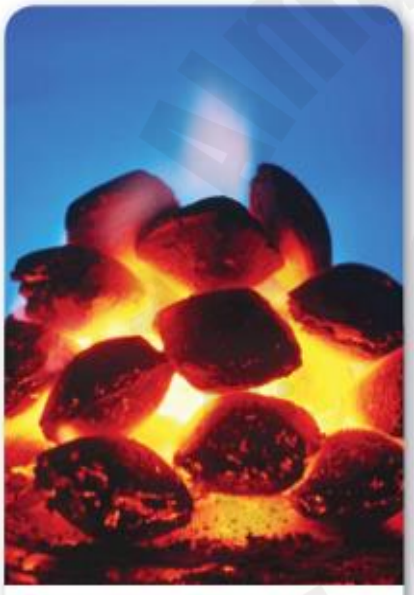
■ **الشكل 10** طول الرابطة هي المسافة من منتصف نواة إلى منتصف النواة الأخرى للذرتين المترابطتين.

الجدول 1 نوع الرابطة التساهمية وطول الرابطة

جزيء	نوع الرابطة	طول الرابطة
F_2	تساهمية أحادية	$1,43 \times 10^{-10}$ m
O_2	رابطة ثنائية	$1,21 \times 10^{-10}$ m
N_2	رابطة ثلاثية	$1,10 \times 10^{-10}$ m

الجدول 2 طاقة تفكك الرابطة

جزيء	طاقة تفكك الرابطة
F_2	kJ/mol 159
O_2	kJ/mol 498
N_2	kJ/mol 945



■ **الشكل 11** يتطلب تكسير الرابطة C–C الموجودة في الفحم والرابطة O–O الموجودة في الأكسجين الهواء كمية من الطاقة. تنبعث الطاقة في صورة حرارة وضوء عند تكوّن الروابط، مما ينتج عنه مركب CO_2. ولهذا، فإن إحراق الفحم هو تفاعل طارد للحرارة.

الروابط والطاقة يحدث تغيّر في الطاقة عندما تتكون رابطة بين الذرات في أي جزيء أو تنكسر. تنبعث الطاقة عند تكون أي رابطة، بينما يحتاج كسر أي رابطة إلى طاقة. ويطلق على مقدار الطاقة المطلوب لكسر رابطة تساهمية معينة طاقة تفكك الرابطة وهي ذات قيمة موجبة دومًا. تدرج طاقات تفكك الرابطة الخاصة بالروابط التساهمية في جزيئات الهلور والأكسجين والنيتروجين في الجدول 2.

وتُشير أيضًا طاقة تفكك الرابطة إلى قوة أي رابطة كيميائية؛ وذلك بسبب العلاقة العكسية بين طاقة الرابطة وطولها. وكما تمت الإشارة إليه في الجدول 1 والجدول 2 فكلما قل طول الرابطة، زادت طاقة تفكك الرابطة. ويبلغ مجموعة قيم طاقة تفكك الرابطة لجميع الروابط في أي جزيء مقدار الطاقة الكيميائية المحتملة في أي جزيء من ذلك المركب.

ويتم تحديد التغير الإجمالي في الطاقة لأي تفاعل كيميائي من طاقة الروابط المكسورة أو المكوّنة. يحدث التفاعل الماص للحرارة عندما يتطلب وجود كمية من الطاقة لتنشيط الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة أكثر من الكمية الصادرة عند تكوين الروابط الجديدة في النواتج. يحدث التفاعل الطارد للحرارة عندما تُطلق كمية كبيرة من الطاقة أثناء تكوّن الرابطة مقارنة بحجم الطاقة المطلوب لكسر الروابط في المواد المتفاعلة. الشكل 11 يوضح تفاعل طارد للحرارة عام. ستدرس التفاعلات الطاردة للحرارة والماصة للحرارة بمزيد من التفاصيل عند دراسة تغييرات الطاقة في التفاعلات الكيميائية.

نص الكتاب + مثال 2 + الجدول3 + تطبيقات	يسمي مركب جزيئي ثنائي من صيغته الجزيئية

قواعد التسميه

1) كتابة اسم العنصر الأقل سالبية إلى اليسار ثم تلية البادئة المناسبة (إذا كان يسهم بأكثر من ذرة في جزيء المركب)

2) كتابة جذر اسم العنصر الأعلى سالبية إلى اليمين والنهاية (يد) حيث تسبقة البادئة المناسبة

3) ترتيب اللافلزات بدءا بالأقل سالبية كالتالي :

كربون ، فوسفور ، نيتروجين ، هيدروجين ، كبريت ، يود ، بروم ، كلور ، أكسجين ، فلور (الأعلى سالبية)

بادئة تدل على عدد الذرات في العنصر الأعلى سالبية	جذر اسم العنصر الأعلى سالبية + يد	اسم العنصر الأقل سالبية	بادئة العنصر الأقل سالبية

بادئات العنصر الأعلى سالبية		بادئات العنصر الأقل سالبية	
أول	جذر اسم العنصر الأعلى سالبية + يد	اسم العنصر الأقل سالبية	أحادي- لا يكتب
ثاني			الثنائي
ثالث			الثلاثي
رابع			الرباعي
خامس			الخماسي
سادس			السداسي
سابع			السباعي
ثامن			الثماني
تاسع			التساعي
عاشر			العشاري

مسائل للتمرين

اذكر اسم كل مركّب من المركّبات الثنائية التساهمية الواردة أدناه.

14. CO_2
15. SO_2
16. NF_3
17. CCl_4
18. تحدّي مامي صيغة ثلاثي أكسيد الأرسينك الثنائي؟

مثال 2 تسمية المركبات الجزيئية الثنائية قم بتسمية المركب P_2O_5 والمستخدم كعامل تجفيف

نص الكتاب + الجداول 4 و 5 + تطبيقات	يسمي المحاليل الحمضية

كتابة الصيغ انطلاقا من الأسماء

كشف اسم المركّب الجزيئي عن تركيبته وهو مهمّ في التعبير عن طبيعة المركّب. انطلاقا من اسم ي جزيء ثنائي، ينبغي أن تكون / تكوني قادرا / قادرة على كتابة الصيغة الكيميائية الصحيحة. تشير بادئات الواردة في أي اسم إلى العدد الصحيح لكل ذرّة توجد في الجزيء وتحدد الحروف السفلية مستخدمة في كل صيغة. إذا كنت تواجه صعوبات في كتابة الصيغ انطلاقا من أسماء المركّبات ثنائية، قد ترغب في مراجعة قواعد التسميات الواردة على صفحات ...في بداية هذا القسم.

يمكن اشتقاق صيغة حمض ما من اسمه. من المفيد أن تتذكّر أن كافة الأحماض الثنائية تحتوي لى الهيدروجين مع عنصر آخر. بالنسبة للأحماض الأكسجينية–وهي الأحماض التي تحتوي على أنيونات الأكسجينية– سوف تحتاج لمعرفة أسماء الأنيونات الأكسجينية الشائعة. إذا احتجت لمراجعة سماء الأنيونات الأكسجينية، انظر **الجدول 9** من الوحدة السابقة.

الجدول 5 صيغ وأسماء بعض المركّبات التساهمية.

الصيغة	الاسم الشائع	اسم المركّب الجزيئي
H_2O	الماء	أول أكسيد الهيدروجين
NH_3	الأمونيا	ثلاثي هيدريد النتروجين
N_2H_4	الهيدرازين	رباعي هيدريد ثنائي النتروجين
HCl	حمض الموريائيك	حمض الهيدروكلوريك
$C_9H_8O_4$	أسبيرين	حمض البنزويك 2– (acetyloxy)

لقد تعلّمت أن تسمية المركّبات ذات الترابط التساهمي تخضع لمجموعات مختلفة من القواعد حسب بنية كلّ مركّب. **الجدول 5** يلخّص صيغ وأسماء العديد من المركّبات التساهمية. لاحظ بأن الحمض، إن كان ثنائيا أم أكسجينيا، يمكن أن يكون له اسم شائع بالإضافة لاسم المركّب الخاص به.

مسائل للتمرين

اذكر صيغة كل مركّب من المركبات التالية.

25. كلوريد الفضة
26. أول أكسيد الهيدروجين
27. ثالث فلوريد الكلور
28. ثالث أكسيد الفوسفور
29. عاشر فلوريد الكبريت
30. تحدّي ماهي صيغة حمض الكربون؟

مسائل للتمرين

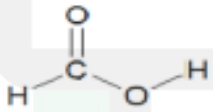
اذكر أسماء الأحماض التالية. افترض بأن كل مركّب محلول في الماء.

19. HI
20. $HClO_3$
21. $HClO_2$
22. H_2SO_4
23. H_2S

24. تحدّي ماهي صيغة الحمض الدوري؟

ما الإسم غير الصحيح للجزئيات الموضحة في الجدول أدناه ؟	Which is the wrong name of the molecular compound shown in the table below?		
	الصيغة formula	Scientific name الإسم العلمي	
A.	P_2S_5	Diphosphorus pentasulfide	خامس كبريتيد ثنائي الفسفور
B.	HI	Iodic acid	حمض اليوديك
C.	N_2O_5	Dinitrogen pentaoxide	خامس أكسيد ثنائي النيتروجين
D.	H_2SO_4	Sulfuric acid	حمض الكبريتيك

أي الروابط التالية الخاصة بالجزيء الموضح أدناه، تحوي رابطة واحدة سيجما (σ) و رابطة واحدة باي (π) ؟	Which of the following bonds in the molecule below, contains one sigma bond (σ) and one pi bond (π)?



ما الوصف الأفضل لإلكترونات التكافؤ في الرابطة الفلزية؟	Which is the best description of the valence electrons in the metallic bond?

A. لديها مواقع ثابتة في الشبكة	A. Have a fixed position in the lattice
B. هي بحر من الإلكترونات الحرّة الحركة	B. It is a sea of free-moving electrons
C. تتركّز كثافة الإلكترون حول ذرات معينة	C. The electron density is concentrated around specific atoms
D. تتنافر فيها الشحنات الموجبة مع الشحنات السالبة	D. The positive charges repulse with negative charges in it

Which is the correct ascending order of the molecules shown in the table below according to the strength of the covalent bond?	ما الترتيب التصاعدي الصحيح حسب قوة الرابطة التساهمية للجزيئات الثلاثة الواردة بالجدول أدناه؟

الجزيء Molecule	طول الرابطة (m) Bond length (m)
F_2	1.43×10^{-10}
O_2	1.21×10^{-10}
N_2	1.10×10^{-10}

A. (weakest) $F_2 \rightarrow O_2 \rightarrow N_2$ (Strongest)	A. (الأضعف) $N_2 \leftarrow O_2 \leftarrow F_2$ (الأقوى)
B. (weakest) $O_2 \rightarrow F_2 \rightarrow N_2$ (Strongest)	B. (الأضعف) $N_2 \leftarrow F_2 \leftarrow O_2$ (الأقوى)
C. (weakest) $N_2 \rightarrow O_2 \rightarrow F_2$ (Strongest)	C. (الأضعف) $F_2 \leftarrow O_2 \leftarrow N_2$ (الأقوى)
D. (weakest) $O_2 \rightarrow N_2 \rightarrow F_2$ (Strongest)	D. (الأضعف) $F_2 \leftarrow N_2 \leftarrow O_2$ (الأقوى)

نص الكتاب + الأشكال15 و 16 و 17 + مثال 6 + تطبيقات

يمثل للجزيئات التي تعتبر بمثابة استثناءات لقاعدة الثمانيات وتفسير هذه الاستثناءات

هياكل الرنين

باستخدام نفس السلسلة من الذرات، من الممكن امتلاك أكثر من هيكل لويس صحيح عندما يكون للجزيء أو الأيون متعدد الذرات رابطة أحادية وزوجية. لننظر إلى أيون النترات متعدد الذرات (NO_3^-). المعروض في الشكل **14a**. يمكن استخدام ثلاث هياكل التكافؤ لتمثيل أيون النترات.

الرنين هي حالة تحدث عندما نكتب أكثر من هيكل لويس صالح لجزيء أو أيون. يُشار إلى هيكلين أو أكثر من هياكل لويس التي تمثل جزيء مفرد أو أيون على أنها هياكل رنين. تختلف هياكل الرنين فقط في موقع زوجي الإلكترونات. وليس في مواقع الذرات. يختلف موقع الأزواج غير الرابطة وأزواج الربط في هياكل الرنين. يظهر لأيونات الجزيء O^3 والأيونات متعددت الذرات, NO_3^-, NO_2^- SO_3^{2-} وCO_3^{2-}جميعها شكلاً من أشكال الرنين.

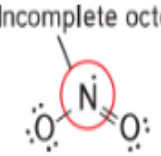
من المهم أن تعلم أن كل جزيء أو أيون يعرض شكلاً من أشكال الرنين يتصرف كما لو كان له هيكل واحد. ارجع إلى الشكل **14b**. تُظهر أطوال الرابطة المقاسة تجريبيًا أن الرابطات متطابقة مع بعضها البعض. وهي أقصر من الروابط الأحادية ولكن أطول من الروابط الثنائية. طول الرابطة الفعليا هي متوسط الروابط في هياكل الرنين.

استثناءات لقاعدة الثمانيات

تحصل الذرات بوجه عام على ثمانية إلكترونات عندما ترتبط بذرات أخرى. ومع ذلك لا تتبع بعض الجزيئات والأيونات قاعدة الثمانيات. هناك عدة أسباب لهذه الاستثناءات.

عدد فردي لإلكترونات التكافؤ أولاً. قد يكون لمجموعة صغيرة من الجزيئات عدد فردي من إلكترونات التكافؤ وتكون غير قادرة على تكوين ثمانية إلكترونات حول كل ذرة. على سبيل المثال، NO_2 له خمسة إلكترونات تكافؤ من النيتروجين و12 من الأكسجين بحيث يكون الإجمالي 17 إلكترونًا والذي لا يمكن أن يكون العدد الدقيق من أزواج الإلكترونات. راجع الشكل **15**. مركبا ClO_2 وNO هما مثالان آخرين على الجزيئات التي لها أعداد فردية من إلكترونات التكافؤ.

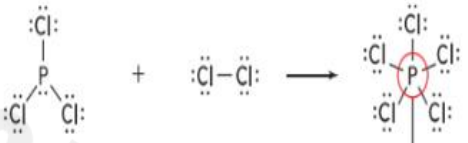
■ **الشكل 15** لا تلبي ذرة النيتروجين المركزية في مركب $NO2$ متطلبات قاعدة الثمانيات، حيث إن ذرة النيتروجين لها فقط سبعة إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي الخاص بها.



الثمانيات الموسعة تمتلك المجموعة الثالثة من المركبات التي لا تتبع قاعدة الثمانيات ذرات مركزية تحتوي على أكثر من ثمانية إلكترونات تكافؤ. ويُشار إلى الترتيب الإلكتروني هذا بالثمانيات الموسعة. يمكن شرح قاعدة الثمانيات الموسعة بالنظر إلى مدارات d التي تحدث في مستويات طاقة العناصر في الدورة الثالثة أو أعلى. ومن الأمثلة على قاعدة الثمانيات الموسعة، كما هو موضح في الشكل 17، تكوّن الرابطة في جزيء PCl_5. تتكوّن الروابط الخمس من عشرة إلكترونات مشتركة في مدار واحد وثلاث مدارات p ومدار واحد d. ومن الأمثلة الأخرى أيضًا SF_6 والذي يمتلك ست روابط تشارك 12 إلكترونًا في المدار s وثلاثة مدارات p ومدارين d. عند رسم هياكل لويس لهذه المركبات، تتم إضافة أزواج غير رابطة إضافية إلى الذرة المركزية أو أكثر من أربعة ذرات ربط موجودة في الجزيء.

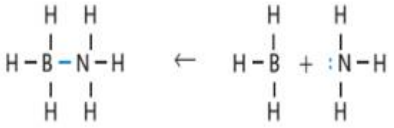
التأكد من فهم النص لخص الأسباب الثلاث التي تكمن وراء عدم توافق الجزيئات مع قاعدة الثمانيات.

الشكل 17 قبل تفاعل مركب PCl_3 وCl_2، فإن كل ذرة متفاعل تتبع قاعدة الثمانيات. بعد التفاعل، يكون للمنتج PCl_5 ثمانيات موسعة تحتوي على عشر إلكترونات.



الشكل 16 في هذا التفاعل بين ترابيبدرات البورون (BH_3) والنيتروجين (NH_3)، تتبرع ذرة النيتروجين بإلكترونين اللذان تشاركهما البورون والنيتروجين مكوّنة رابطة تساهمية متناسقة.

تفسير هل تلبي الرابطة التساهمية التناسقية في جزيء المنتج قاعدة الثمانيات؟



ذرة البورون ليست بها إلكترونات تشارك بها. في حين أن ذرة النتروجين بها إلكترونان تشارك بهما.

ذرة النتروجين تشارك كلا الإلكترونين لتكون رابطة تساهمية تناسقية.

الثمانيات الفرعية والروابط التساهمية التناسقية وهناك استثناء آخر لقاعدة الثمانيات يرجع إلى عدة مركبات تكوّن الثمانيات الفرعية – حيث تكون التوزيعات المستقرة بأقل من ثماني إلكترونات موجودة حول كل ذرة. هذه المجموعة نادرة نسبيا. ويُعد BH_3 مثالا على ذلك. البورن، شبه فلز يقع في المجموعة 13 يكون ثلاث روابط تساهمية مع ذرات لافلزية أخرى.

تشارك ذرة البورون ستة إلكترونات فقط – وهو عدد قليل جدا لتكوين ثمانية. تميل مثل هذه المركبات إلى أن تكون نشطة كيميائيًا ويمكن أن تُشارك زوجًا كاملاً من الإلكترونات التي تتبرع بها ذرة أخرى.

تتكون رابطة تساهمية تناسقية عندما تتبرع ذرة واحدة بكلا الإلكترونين لتصبح مشتركة مع أي ذرة أو أيون يحتاج إلى إلكترونين لتكوّن ترتيبًا إلكترونيًا مستقرًا مع الطاقة المحتملة المنخفضة. ارجع إلى الشكل 16. تكوّن الذرات أو الأيونات مع الأزواج غير الرابطة روابط تساهمية تناسقية مع الذرات أو الأيونات التي تحتاج إلى إلكترونين إضافيين.

مثال مسألة 6

هيكل لويس استثناء قاعدة الثمانيات الزينون هو غاز نبيل يكوّن عدة مركبات من اللافلزات التي تجذب الإلكترونات بشدة. ارسم هيكل لويس الصحيح لرابع فلوريد الزينون (XeF_4).

1 حلل المسألة

أعطيت بيانات مفادها أن جزيء من رابع فلوريد الزينون يتكون من ذرة زينون واحدة وأربع ذرات فلور. يمتلك الزينون قوة جذب ضعيفة للإلكترونات، وبالتالي فهو الذرة المركزية.

2 ابحث عن تفسيرات للنقاط المجهولة

أولاً، ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ.

$$1\,\text{Xe atom} \times \frac{8\ \text{valence electrons}}{1\,\text{Xe atom}} + 4\,\text{F atoms} \times \frac{7\ \text{valence electron}}{1\,\text{F atom}} = 36\ \text{valence electrons}$$

حدد إجمالي عدد أزواج الربط.

$$\frac{36\ \text{electrons}}{2\ \text{electrons/pair}} = 18\ \text{pairs}$$

استخدم أزواج الربط الأربعة لربط أربع ذرات F بذرة Xe المركزية.

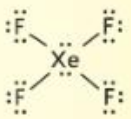
حدد عدد الأزواج المتبقية

$$18\ \text{pairs available} - 4\ \text{pairs used} = 14\ \text{pairs available}$$

أضف ثلاثة أزواج لكل ذرة F للوصول إلى قاعدة الثمانية. حدد عدد الأزواج المتبقية.

$$14\ \text{pairs} - 4\,\text{F atoms} \times \frac{3\ \text{pairs}}{1\,\text{F atom}} = 2\ \text{pairs unused}$$

ضع الزوجين المتبقيين على ذرة الزينون المركزية.



3 قيّم الإجابة

يحدد هذا الهيكل ذرة الزينون بإجمالي 12 إلكترونًا وذلك وفقًا لقاعدة الثمانيات الموسعة. مركبات الزينون، مثل XeF4 المعروضة هنا، وهي سامة لأنها نشطة كيميائيًا للغاية.

مسائل للتمرين

ارسم هياكل رنين لويس للجزيئات الآتية.

43. NO_2^- 44. SO_2 45. O_3

46. **تحدي** ارسم هيكل رنين لويس لـ SO_3^{2-}.

ل للتمرين

ارسم هيكل لويس وفقًا لقاعدة الثمانيات الموسعة لكل جزيء.

47. ClF_3

48. PCl_5

49. **تحدي** ارسم هيكل لويس للجزيء المكوّن من ست ذرات فلور وذرة كبيرت واحدة برابطة تساهمية.

نص الكتاب + استراتيجيات حل المشكلات + الأمثلة 3 و 4 و 5 + تطبيقات	يرسم بنى لويس لعدد من الجزيئات والأيونات

استراتيجيات حل المسائل

رسم هيكل لوريس

1. تنبأ بموقع ذرات محددة.

ستكون الذرة التي لها أقل قوة جذب تجاه الإلكترونات المشتركة هي الذرة المركزية في الجزيء. هذا العنصر هو غالبًا العنصر الأقرب للجانب الأيسر من الجدول الدوري. تقع الذرة المركزية في وسط الجزيء، وتصبح جميع الذرات الأخرى ذرات طرفية.

الهيدروجين هو دومًا ذرة طرفية أو نهائية. ونظرًا لأنها يمكن أن تشارك زوج واحد فقط من الإلكترونات، يمكن ربط الهيدروجين بذرة واحدة أخرى فقط.

2. حدد عدد الإلكترونات المتوفرة للربط.

هذا العدد يساوي إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ الموجود في الذرات التي تكوّن الجزيء.

3. حدد إجمالي عدد أزواج الربط.

لإجراء ذلك قسم عدد الإلكترونات المتوفر للربط على اثنين.

4. ضع أزواج الربط.

ضع زوج ربط واحد (رابطة أحادية) بين الذرة المركزية وجميع الذرات الطرفية.

5. حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقية.

لإجراء ذلك، اطرح عدد الأزواج المستخدمة في الخطوة 4 من إجمالي عدد أزواج الربط المحددة في الخطوة 3. تشمل هذه الأزواج المتبقة أزواجًا غير رابطة وأيضًا أزوجًا مستخدمة في الروابط الثنائية والثلاثية. ضع الأزواج غير الرابطة حول كل ذرة طرفية (عدا ذرات H) مرتبطة بالذرة المركزية لتلبية قاعدة الثمانيات. سيتم تخصيص أي أزواج متبقية إلى الذرة المركزية.

6. حدد إذا ما كانت الذرة المركزية تلبي قاعدة الثمانيات.

هل تُحاط الذرة المركزية بأربعة أزواج من الإلكترونات؟ إذا لم يكن الأمر كذلك، فلن تلبي قاعدة الثمانيات. لتلبية قاعدة الثمانيات، حوّل زوج أو اثنين من الأزوج غير الرابطة في الذرات الطرفية إلى رابطة ثلاثية أو مزدوجة بين الذرة الطرفية والذرة المركزية. وتظل هذه الأزواج مرتبطة بالذرة الطرفية وأيضًا بالذرة المركزية. تذكر أن ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت تكون غالبًا روابط ثنائية وثلاثية.

هيكل لويس لمركب تساهمي بروابط أحادية الأمونيا هو مادة خام تستخدم في تصنيع الكثير من المنتجات، بما في ذلك الأسمدة ومنتجات التنظيف والمتفجرات. ارسم هيكل لويس للأمونيا (NH_3).

1 حلل المسألة

تتكوّن جزيئات الأمونيا من ذرة نيتروجين وثلاث ذرات هيدروجين. ونظرًا لأن الهيدروجين ينبغي أن يكون ذرة طرفية، فسيكون النيتروجين هو ذرة المنتصف.

2 ابحث عن تفسيرات للنقاط المجهولة

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

$$1\text{ N atom} \times \frac{5\text{ valence electrons}}{1\text{ N atom}} + \text{H atoms} \times \frac{1\text{ valence electron}}{1\text{ H atom}}$$

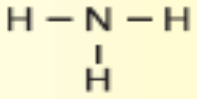
تتوفر 8 إلكترونات تكافؤ للربط.

$$\frac{8\text{ ele ctrons}}{2\text{ electrons/pair}} = 4\text{ pairs}$$

حدد إجمالي عدد أزواج الترابط. لإضافة ذلك، قسم العدد المتوفر من الإلكترونات على اثنين.

يتوفر أربع أزواج من الإلكترونات للترابط.

ضع زوج الترابط (رابطة أحادية) بين ذرة النيتروجين في المنتصف وكل ذرة هيدروجين طرفية.



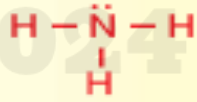
حدد عدد أزواج الترابط المتبقية.

$$\text{pairs totao} - 3\text{ pairs 4}$$
$$\text{used} = 1\text{ pair available}$$

اطرح عدد الأزواج المستخدمة في هذه الروابط من إجمالي عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة.

ينبغي أن تُضاف الزوج المتبقي—زوج مفرد—إلى الذرات الطرفية أو الذرة في المنتصف. ونظرًا لأن ذرة الهيدروجين يكون لها رابطة واحدة فقط. فليس لديها أزواج غير رابطة.

ضع الزوج غير الرابط المتبقي على ذرة النيتروجين في المنتصف.



3 قيّم الإجابة

تُشارك كل ذرة هيدروجين زوج واحد من الإلكترونات، كما هو مطلوب. وتُشارك ذرة النيتروجين في المنتصف ثلاثة أزواج من الإلكترونات ولها زوج غير رابط واحد بحيث توفر ثمانيات مستقرة.

39 - ارسم بنية لويس للإيثلين C_2H_4

40- يحتوي جزيء ثاني كبريتيد الكربون على كل من الأزواج غير المرتبطة والروابط التساهمية المتعددة . ارسم بنية لويس الخاص به ؟

41- ارسم بنية لويس للأيون NH_4^+

42- يحتوي الأيون CLO_4^- على عدد من الأزواج غير المرتبطة . ارسم بنية لويس الخاصة به ؟

مسألة كمثال 5

هيكل لويس لأيون متعدد الذرات ارسم هيكل لويس الصحيح لأيون فوسفات متعدد الذرات (PO_4^{3-}).

1 حلل المسألة

أعطيت بيانات تفيد بأن أيون الفوسفات يتألف من ذرة فوسفات وأربع ذرات أكسجين وشحنته 3-. ونظرًا لأن الفوسفور له قوة جذب ضعيفة للإلكترونات المشتركة مقارنة بالأكسجين، فإن الفوسفور هو الذرة المركزية بينما تمثل ذرات الأكسجين الأربعة الذرات الطرفية.

2 ابحث عن تفسيرات للنقاط المجهولة

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

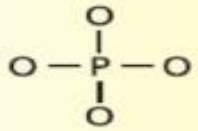
$$1\text{ P atom} \times \frac{5\text{ valence electrons}}{\text{P atom}} + 4\text{ O atoms} \times \frac{6\text{ valence electron}}{\text{O atom}}$$

$$+ 3\text{ electrons x from the negative charge} = 32\text{ valence electrons}$$

$$\frac{32\text{ electrons}}{2\text{ electrons/pair}} = 16\text{ pairs}$$

حدد إجمالي عدد أزواج الترابط.

ارسم روابط أحادية من كل ذرة أكسجين طرفية إلى ذرة الفسفور المركزية.



16 pairs total – 4 pairs used = 12 pairs available

اطرح عدد الأزواج المستخدمة من إجمالي عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة.

أضف ثلاثة أزواج غير رابطة لكل ذرة أكسجين طرفية. 12 زوجًا متوفرًا – 12 زوجًا غير رابط مستخدمة = 0

يبرهن طرح الأزواج غير الرابطة المستخدمة من الأزواج المتوفرة على عدم وجود أزواج إلكترونات متوفرة لذرة الفسفور. عرض هيكل لويس لأيون الفسفور.

هيكل لويس للمركب التساهمي ذي الروابط المتعددة ثاني أكسيد الكربون هو ناتج التنفس الخلوي. ارسم هيكل لويس لثاني أكسيد الكربون(CO_2).

1 حلل المسألة

يتكون جزيء ثاني أكسيد الكربون من ذرة كربون واحدة وذرتي أكسجين. ونظرًا لأن الكربون له قوة جذب ضعيفة للإلكترونات المشتركة. فإن الكربون هو الذرة المركزية بينما تمثلا ذرتي الأكسجين الذرات الطرفية.

2 ابحث عن تفسيرات للنقاط المجهولة

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

$$1\text{ C atom} \times \frac{4\text{ valence electrons}}{1\text{ C atom}} + 2\text{ O atoms} \times \frac{6\text{ valence electron}}{1\text{ O atom}}$$

تتوفر 16 إلكترونات تكافؤ للربط.

$$\frac{16\text{ electrons}}{2\text{ electrons/pair}} = 8\text{ pairs}$$

حدد إجمالي عدد أزواج الربط عن طريق قسمة رقم الإلكترونات المتوفرة على اثنين.

تتوفر ثمانية أزواج من الإلكترونات للترابط.

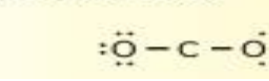
$$O - C - O$$

ضع زوج الترابط (رابطة أحادية) بين ذرة الكربون المركزية وكل ذرة هيدروجين طرفية.

حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقية. اطرح عدد الأزواج المستخدمة في هذه الروابط من إجمالي عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة.

8 pairs total − 2 pairs used = 6 pairs available

اطرح عدد الأزواج المستخدمة في هذه الروابط من إجمالي عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة.



أضف ثلاثة أزواج غير رابطة لكل ذرة أكسجين طرفية.

حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقية.

6 pairs available − 6 pairs used = 0 pairs available

اطرح الأزواج غير الرابطة من الأزواج المتوفرة.

افحص الهيكل غير المكتمل أعلاه (الذي يعرض موضع الأزواج غير الرابطة). لاحظ أن ذرة الكربون ليس لها ثمانيات ولا يوجد أكثر من ثلاثة أزواج متوفرة من الإلكترونات. للوصول بذرة الكربون إلى الثمانية، ينبغي أن يُكوّن الجزيء روابط ثنائية.

استخدم زوج غير رابط من كل ذرة أكسجين (O) لتكوين رابطة ثنائية مع ذرة الكربون (C).

3 قيّم الإجابة

تمتلك كل من ذرة الكربون والأكسجين الآن ثمانية. والتي تلبي قاعدة الثمانية.

نص الكتاب + الشكل 19 + الجدول 6 + مثال 7 + تطبيقات	يستخدم نموذج VESPER لتوقع شكل وزوايا الربط وأفلاك التهجين في جزيء

نموذج VSEPR

يحدد شكل الجزيء الكثير من خصائصه الكيميائية و الفيزيائية. غالبا ما تحدد أشكال الجزيئات المتفاعلة ما إذا كان بالإمكان الاقتراب من بعضها بما فيه الكفاية لتتفاعل في ما بينها. كثافات الإلكترون المُشكلَة من تداخل مدارات الإلكترونات المشتركة هي التي تحدد شكل الجزيء. لقد تطورت النظريات لشرح التداخل في ترابط المدارات و يمكن استعمالها في توقع شكل الجزيء.

يمكن تحديد الهندسة الجزيئية، أو شكل الجزيئي بمجرد رسم بنية لويس. يُعرف النموذج المستعمل في تحديد الشكل الجزيئي باسم تنافر زوج إلكترونات مدار التكافؤ من الانجليزية Valence Shell Electron Pair Repulsion model أو نموذج **VSEPR** يعتمد هذا النموذج على ترتيب يقلل من تنافر أزواج الإلكترونات المشتركة و غير المشتركة حول الذرة المركزية.

زاوية الرابطلفهم نموذج VSEPR بشكل أفضل، تصور بالونات منفوخة بنفس الحجم و مربوطة معا. كما هو مبين في الشكل 18. بحيث يمثل كل بالون منطقة كثيفة الإلكترونات. قوة التنافر في هذه المنطقة كثيفة الإلكترونات تمنع الإلكترونات الأخرى من دخول هذا المجال. عندما تتصل مجموعة من البالونات بنقطة مركزية، و التي تمثل ذرة مركزية، تكوّن البالونات شكلا يقلل من التفاعلات بين البالونات.

و تتنافر أزواج الإلكترونات في جزيء مع بعضها بنفس الطريقة. و تجعل هذه القوى الذرات في الجزيء تتموضع في زوايا ثابتة متناسبة مع بعضها البعض. الزاوية المُشكلة من طرفي الذرتين و الذرة المركزية هي زاوية الرابط زوايا الربط المتوقعة من طرف VSEPR مُدعمة بأدلة تجريبية.

أزواج الإلكترونات غير المشتركة هي أيضا مهمة في تحديد شكل الجزيء. تشغل هذه الإلكترونات مدارات أكبر قليلا من الإلكترونات المشتركة. وبناء على ذلك، يتم دفع مدارات الروابط المشتركة معا بواسطة الأزواج غير المشتركة.

التهجين

ينتُج الهجين عندما يتم الجمع بين شيئين. فيكتسب الناتج منهما خصائص كليهما. فعلى سبيل المثال، يُستخدم في السيارات الهجينة الغاز والكهرباء كمصدر للطاقة. خلال عملية الترابط الكيميائي، تخضع المدارات الذرية المختلفة للتهجين. ولفهم هذا، النظر الترابط الموجود في جزيء الميثان(CH_4). تحتوي ذرة الكربون على أربعة الكترونات تكافؤ مع التركيب الإلكتروني:$[He]2s^2 2p^2$. يمكنك أن نتوقع ارتباط اثنين من الإلكترونات p المفردة بذرات أخرى وإلكترونات 2S ليبقى الزوج غير مشترك. ومع ذلك، تخضع ذرات الكربون للتهجين. وهي العملية التي تمتزج فيها المدارات الذرية وتشكل مدارات جديدة، هجينة ومتطابقة.

وتظهر المدارات الهجينة في ذرة الكربون في **الشكل 19**. لاحظ أن كل مدار هجين يحتوي على إلكترون واحد يمكن مشاركته مع ذرة أخرى. يسمى المدار الهجين مدار sp^3 لأن المدارات الأربعة الهجينة تتشكل من مدار واحد s و ٣ مدارات p . الكربون هو العنصر الأكثر خضوعا للتهجين.

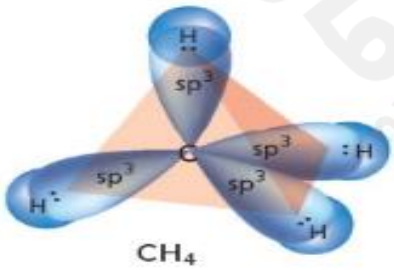
عدد المدارات الذرية التي تمتزج وتشكل المدار الهجين يساوي العدد الكلي لأزواج الإلكترونات. كما هو مبين في **الجدول 6**. وبالإضافة إلى ذلك، فإن عدد المدارات الهجينة المشكلة يساوي عدد المدارات الذرية التي امتزجت. فعلى سبيل المثال، يحتوي كلوريد الألومنيوم $AlCl^3$ على ما مجموعه ثلاثة أزواج من الإلكترونات و يتوقع نموذج VSEPR أن يكون شكل الجزيئي مستو ي ثلاثي الزوايا. ويتم هذا الشكل عند امتزاج مدار s واحد ومداري p مع الذرة المركزية، Al. وتشكيل ثلاثة مدارات متطابقة sp^2 .

كما تحتل الأزواج المنعزلة المدارات الهجينة. فارن المدارات الهجينة لكل من $BeCl_2$ و H_2O في **الجدول 6**، يحتوي كلا المركبين على ثلاث ذرات. لماذا يحتوي جزيء H_2O على مدارات sp^3 ؟ هناك نوعان من الأزواج المنعزلة على ذرة الأكسجين المركزية في H_2O لذلك، يجب أن يكون هناك أربعة مدارات هجينة، اثنان للربط واثنان للأزواج المنعزلة.

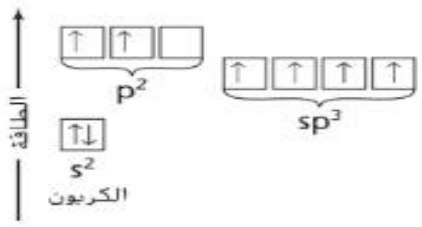
تذكر أن الروابط التساهمية المتعددة تتكون من رابطة sigma واحدة ورابطة pi واحدة أو أكثر. فقط الإلكترونان في رابطة sigma يحتلان المدارات الهجينة مثل sp و sp^2. المدارات غير الهجينة المتبقية تتداخل لتشكل روابط pi. من المهم أن نلاحظ أن الروابط التساهمية الأحادية، المزدوجة، والثلاثية تحتوي فقط على مدار هجين واحد فقط. وهكذا يشكل CO_2 مع اثنين من الروابط المزدوجة مدارات sp الهجينة.

■ **الشكل 19** الإلكترونات 2s و 2p لذرة كربون تحتل مدارات sp^3 الهجينة. لاحظ أن المدارات الهجينة لديها مقدار متوسط من الطاقة الكامنة مقارنة مع طاقة مدارات s و p الأصلية. وفقا لنظرية VSEPR، يظل الشكل الهرمي رباعي السطوح من التنافر بين المدارات الهجينة في جزيء CH_4 .

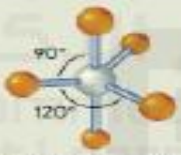
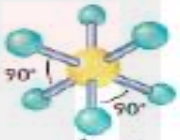
حدد عدد السطوح في الشكل الهرمي رباعي السطوح التي كونتها مدارات sp^3؟



CH_4



الجدول 6 أشكال الجزيئات

الجزيء	مجموع الأزواج	الأزواج المشتركة	الأزواج غير المشتركة	أطلاق التهجين	شكل الجزيء*
$BeCl_2$	2	2	0	sp	خطي
$AlCl_3$	3	3	0	sp^2	مثلث مسطح
CH_4	4	4	0	sp^3	رباعي الأوجه
NH_3	4	3	1	sp^3	هرم ثلاثي
H_2O	4	2	2	sp^3	منحني
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	 هرم مزدوج ثلاثي
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	 ثماني الأوجه

يحتوي جزيء $BeCl_2$ على زوجين فقط من الإلكترونات المشتركة مع ذرة Be المركزية. هذه الإلكترونات المرتبطة تتباعد بزاوية رابطة مقدارها 180°. وشكل الجزيء خطي.

تأزواج الإلكترونات الثلاثة المرتبطة في $AlCl_3$ أقصى تباعد في شكل مثلث مسطح ويكون مقدار زوايا الربط 120°.

عندما يكون للذرة المركزية في جزيء أربعة أزواج من الإلكترونات المرتبطة. كما في الميثان CH_4 يكون الشكل رباعي الأوجه منتظم ومقدار زوايا الربط 109.5°.

يحتوي NH_3 على ثلاث روابط تساهمية أحادية و زوج غير مرتبط واحد. الزوج غير المرتبط يحتل مساحة أكبر من الأزواج المشتركة. هناك تنافر أقوى بين الزوج غير المرتبط و الأزواج المرتبطة أكثر مما هو موجود بين زوجين مرتبطين. الشكل الهندسي الناتج هو شكل هرم ثلاثي. بزوايا رابطة مقدارها 107.3°.

يحتوي الماء على رابطين تساهميتين وزوجين من الإلكترونات غير المرتبطة. التنافر بين الأزواج غير المرتبطة يجعل الزاوية 104.5°. أقل من الشكل رباعي الأوجه و الشكل الهرمي الثلاثي. نتيجة لذلك. يكون لجزيئات الماء شكل منحني.

يحتوي جزيء $NbBr_5$ على خمسة أزواج من الإلكترونات المرتبطة. الشكل الهرمي المزدوج الثلاثي يقلل من تنافر أزواج الإلكترونات المشتركة هذه.

كما هو الشأن مع $NbBr_5$ ليس لـ SF_6 أزواج إلكترونات غير مشتركة على الذرة المركزية. غير أن ترتيب ستة أزواج مشتركة حول الذرة المركزية يؤدي إلى إنتاج شكل ثماني الأوجه.

*الكرات تمثل الذرات. الأعواد تمثل الروابط. و المنصوص تمثل أزواج الإلكترونات غير المرتبطة.

مثال 7

أوجد شكل جزيء الفوسفين غاز عديم اللون، يتم تشكله عند تعفن المواد العضوية، مثل الأسماك. ما شكل جزيء الفوسفين؟ توقع مقدار زاوية الرابطة و حدد نوع التهجين.

1 تحليل المسألة

يحتوي جزيء الفوسفين على ثلاث ذرات هيدروجين مرتبطة بذرة فوسفور مركزية.

2 حساب المجهول

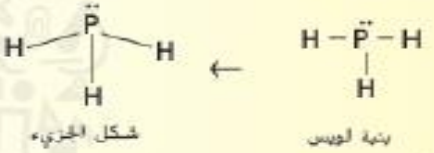
أوجد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ وعدد الأزواج المتوفرة

$$\text{ذرة P واحدة} \times \frac{\text{5 إلكترونات تكافؤ}}{\text{ذرة P واحدة}} + \text{3 ذرات H} \times \frac{\text{1 إلكترون تكافؤ}}{\text{ذرة H واحدة}} = \text{8 إلكترونات تكافؤ}$$

حدد العدد الكلي لأزواج الترابط.

$$\frac{\text{8 إلكترونات}}{\text{2 إلكترون/زوج}} = \text{4 أزواج.}$$

ارسم بنية لويس، وذلك باستخدام زوج واحد من الإلكترونات لربط كل ذرة H مع ذرة P المركزية وتعيين الزوج غير المرتبط للذرة P.



شكل الجزيء هرم ثلاثي مع رابطة متوقعة قدرها 107° ونوع التهجين sp^3.

3 تقييم الإجابة

كل أزواج الإلكترونات مستخدمة ولكل ذرة ترتيب إلكتروني مستقر.

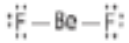
حدد شكل الجزيء، وزاوية الربط والأفلاك المهجنة لكل جزيء.

56. BF_3
57. OCl_2
58. BeF_2
59. CF_4
60. **مسألة تحدي** للأيون NH_4^+. حدد الشكل وزاوية الربط والأفلاك المهجنة.

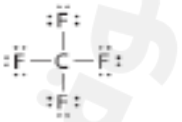
56. BF_3 **مثلث مستو**، 120°، sp^2

57. OCl_2 **منحن**، 140.5°، sp^3

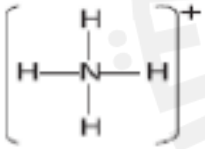
58. BeF_2 **خطي**، 180°، sp



59. CF_4 **رباعي الأوجه منتظم**، 109°، sp^3



60. **رباعي الأوجه منتظم**، 109°، sp^3



نص الكتاب + الأشكال 21 و 22 و 23 + الجدول 7	يُحدد أوجه الاختلاف بين الروابط التساهمية القطبية وغير القطبية والجزيئات القطبية وغير القطبية وأوجه الشبه بينها

الجدول 7 **فروق الكهروسالبية وخواص الروابط**

فروق الكهروسالبية	خاصية الرابطة
> 1.7	أيونية غالبًا
0.4 - 1.7	تساهمية قطبية
<0.4	تساهمية غالبًا
0	تساهمية غير قطبية

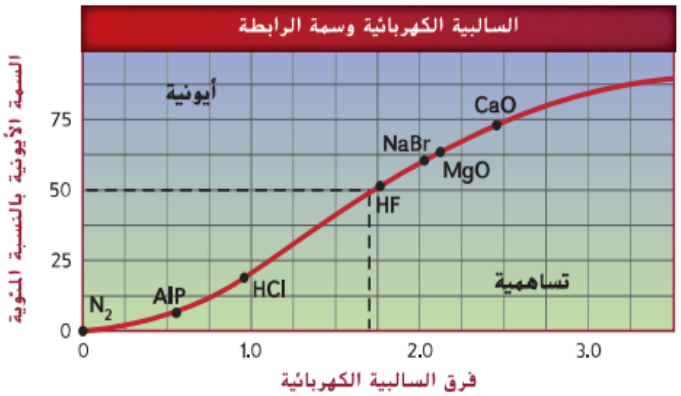
خاصية الرابطة لا يمكن أن تكون الرابطة الكيميائية بين ذرات العناصر المختلفة رابطة أيونية أو تساهمية بالكامل. وتعتمد خاصية الرابطة على مقدار قوة جذب كل ذرة من الذرات المترابطة للإلكترونات. ويبين **الجدول 7** إمكانية توقع خاصية الرابطة الكيميائية ونوعها باستعمال فرق الكهروسالبية بين العناصر المكونة للرابطة. ويكون فرق الكهروسالبية بين ذرتين متماثلتين صفرًا — وهذا يعني أن الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين. وتُعد هذا الرابطة تساهمية قطبية أو تساهمية نقية. وفي المقابل، ولأن العناصر لمختلفة لها مقادير كهروسالبية مختلفة، لذا لا يتوزع زوج إلكترونات الرابطة التساهمية بين ذرات العناصر المختلفة بالتساوي. وينتج عن عدم التساوي في التوزيع رابطة تساهمية قطبية (polar covalent bond). وعندما يكون هناك فرق كبير في الكهروسالبية بين الذرات المترابطة، ينتقل الإلكترون من ذرة إلى أخرى مما يؤدي إلى تكوّن رابطة أيونية أولاً.

أحيانًا تكون الرابطة غير واضحة إذا كانت أيونية أو تساهمية. إذا كان فرق الكهروسالبية هو 1.70، فإن ذلك يعني أن الرابطة بنسبة 50% تساهمية وبنسبة 50% أيونية. وكلما زاد فرق الكهروسالبية، زادت الخاصية الأيونية للرابطة. وعادةً تتكون الروابط الأيونية عندما يكون فرق الكهروسالبية أكبر من 1.70. ومع ذلك، لا يتفق هذا الحد الفاصل في بعض الأحيان مع ملاحظات التجارب التي يرتبط فيها لافلزان معًا. تلخص **الصورة 21** مدى الترابط الكيميائي بين ذرتين. ما نسبة أيونية الرابطة التي تنتج عن اتحاد ذرتَين فرق الكهروسالبية بينهما 2.00؟ وأين سيكون مكان LiBr على الرسم البياني؟

الكهروسالبية وخواص الروابط

يعتمد نوع الرابطة التي تنشأ أثناء التفاعل على قدرة جذب كل ذرة للإلكترونات. الميل الإلكتروني هو مقياس لقابلية الذرة على استقبال الإلكترون. فيما عدا الغازات النبيلة، يزداد الميل الإلكتروني كلما زاد العدد الذري عبر الدورة، ويقل كلما زاد العدد الذري عبر المجموعة. تساعد قيم الكهروسالبية — الموضحة في **الصورة 20** — الكيميائيين على حساب الميل الإلكتروني لبعض الذرات في المركبات الكيميائية. تشير الكهروسالبية إلى المقدرة النسبية للذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية. لاحظ أنه يتم تعيين قيم الكهروسالبية، في حين يتم قياس قيم الميل الإلكتروني.

كهروسالبية (Electronegativity) توضح نسخة الجدول الدوري للعناصر في **الصورة 20** قيم الكهروسالبية. لاحظ أن للفلور أكبر قيمة للسالبية الكهربائية (٣,٩٨)، في حين أن للفرانسيوم أقل قيمة (0,7). ولأن الغازات النبيلة لا تكون مركبات عادة، لا يتضمن الجدول قيم الكهروسالبية للهيليوم والنيون والأرجون. ومع ذلك، تتحد الغازات النبيلة الكبيرة أحيانًا، مثل الزينون، مع الذرات التي لها قيم كهروسالبية عالية مثل الفلور.



■ **الصورة 21** يوضح هذا الرسم البياني أن الفرق في الكهروسالبية بين الذرات المترابطة يحدد نسبة الخاصية الأيونية في الرابطة. تكون الرابطة أيونية إذا كانت نسبة الأيونية فيها أكثر من 50%.

اختبار الرسم البياني

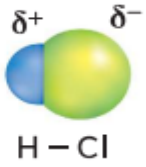
حدّد نسبة الأيونية لأكسيد الكالسيوم.

القطبية الجزيئية تَكُون الجزيئات ذات الروابط التساهمية قطبية أو غير قطبية؛ ويعتمد نوع الرابطة على مكان وطبيعة الروابط التساهمية في الجزيء. ومن الخواص المميِّزة للجزيئات غير القطبية أنها لا تنجذب للمجال الكهربائي. إلا أن الجزيئات الكهربائية تنجذب إلى المجال الكهربائي. ولأن الجزيئات القطبية ثنائيةُ الأقطاب ولها شحنات جزئية عند أطرافها، تكون الكثافة الإلكترونية غير متساوية. وينتج عن ذلك تأثر الجزيئات القطبية بالمجال الكهربائي والانتظام داخله.

القطبية والشكل الجزيئي يمكنك معرفة سبب كون بعض الجزيئات قطبية وبعضها الآخر غير قطبي بمقارنة جزيء الماء (H_2O) وجزيء رباعي كلوريد الكربون (CCl_4). حيث إن لكلا الجزيئين روابط تساهمية قطبية. ووفقًا للبيانات الموضحة في **الصورة 20**، فإن الفرق في الكهروسالبية بين ذرتَي الهيدروجين والأكسجين يساوي 1.24. والفرق في الكهروسالبية بين ذرتَي الكلور والكربون يساوي 0.61. وعلى الرغم من وجود اختلاف في الكهروسالبية، إلا أن رابطة H—O ورابطة C—Cl رابطتان تساهميتان قطبيتان.

$$\overset{\delta^+\ \delta^-}{\text{H—O}} \qquad \overset{\delta^+\ \delta^-}{\text{C—Cl}}$$

ووفقًا للصيغ الجزيئية، نجد أن لكلا الجزيئين أكثر من رابطة تساهمية قطبية. ولكن جزيء الماء وحده هو جزيء قطبي. لِمَ قد يكون جزيء واحد ذو روابط تساهمية قطبية جزيئًا قطبيًا، بينما يكون الجزيء الآخر ذو الروابط التساهمية القطبية جزيئًا غير قطبي؟ تكمُن الإجابة في أشكال الجزيئات.



السالبية الكهربائية	Cl = 3.16	
السالبية الكهربائية	H = 2.20	
الفرق	= 0.96	

■ **الصورة 22** قيمة الكهروسالبية للكلور أعلى منها للهيدروجين. ولذلك يفضي زوج الإلكترونات المشترك في الجزيء المحتوي على الهيدروجين والكلور فترة من الوقت مع ذرة الكلور غالبًا ما تكون أكبر منها مع ذرة الهيدروجين. وتُستخدم الرموز لإبراز الشحنة الجزئية عند كل طرف من الجزيء لبيان عدم تساوي المشاركة في زوج من الإلكترونات.

الروابط التساهمية القطبية

كما تعلمت للتو، تتكوّن الروابط التساهمية القطبية نتيجة عدم جذب الذرات لإلكترونات الرابطة المشتركة بالقوة نفسها. وتُشبه الرابطة التساهمية القطبية رياضة شد الحبل بين فريقين غير متساويي القوى. فعلى الرغم من إمساك كل منهما بالحبل، إلا أن الفريق الأقوى يسحب الحبل إلى جهته. وعندما تتكون الرابطة القطبية، تُسحب أزواج الإلكترونات المشتركة في اتجاه إحدى الذرات. لذا يكون الوقت الذي تمضيه الإلكترونات حول هذه الذرة أطولَ منه حول الذرة الأخرى. وينتج عن ذلك شحنة جزئية عند نهايتَي الرابطة.

ويُستخدم الحرف اللاتيني (δ) ليمثل الشحنة الجزئية. في الرابطة التساهمية القطبية، تمثل δ^- شحنة جزئية سالبة بينما تمثل δ^+ شحنة جزئية موجبة. كما هو موضح في **الصورة 22**، يمكن إضافة δ^- وδ^+ إلى الشكل الجزيئي لتوضيح قطبية الرابطة التساهمية. تكون الذرة ذات الكهروسالبية الأكبر عند طرف الشحنة الجزئية السالبة. أما الذرة ذات الكهروسالبية الأقل فتكون عند طرف الشحنة الجزئية الموجبة. وغالبًا ما تُعرف الرابطة القطبية الناتجة بأنها (ثنائية الأقطاب).

خواص المركبات التساهمية

ملح الطعام مادة أيونية صلبة، والسكر مادة تساهمية صلبة. لهما نفس المظهر. لكن تختلف خواص هذين المركبين عند التسخين. فالملح لا ينصهر، أما السكر فينصهر عند درجة حرارة منخفضة نسبيًا. هل يؤثر نوع روابط المركب في خواصه؟

القوى بين الجزيئية تعود الاختلافات في الخواص إلى الاختلاف في قوى الجذب. ففي المركبات التساهمية، تكون الروابط التساهمية بين الذرات في الجزيئات قوية، في حين تكون قوى الجذب بين الجزيئات ضعيفة نسبيًا. وتُعرف قوى التجاذب الضعيفة هذه بالقوى بين الجزيئية أو قوى فاندرفال (ـ ـ). تختلف هذه القوى في شدتها، ولكنها أضعف من قوى الربط التي تربط بين الذرات في الجزيء أو بين الأيونات في المركب الأيوني.

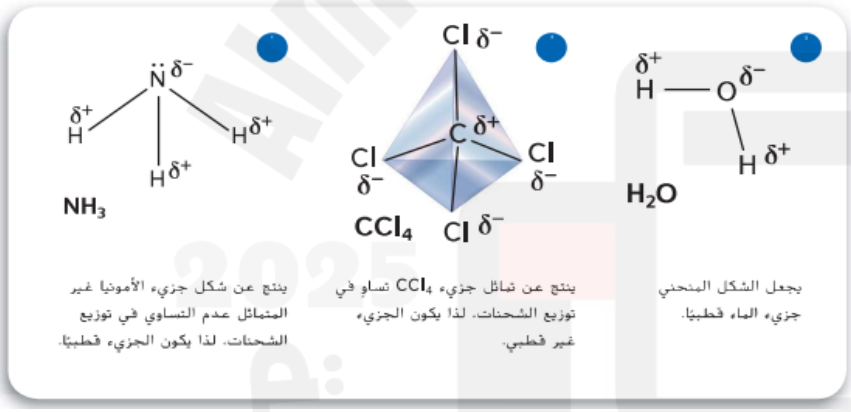
هناك عدة أنواع من القوى بين الجزيئية، منها القوة الضعيفة بين الجزيئات غير القطبية التي تُسمى قوة التشتت، أو ثنائية القطب المحدث. وكذلك القوة بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئَين القطبيين والتي تُسمى قوة ثنائية الأقطاب. كلما زادت قطبية الجزيء، زادت القوة ثنائية الأقطاب. أما القوة الثالثة فهي الرابطة الهيدروجينية، وهي أقواها. وتتكون بين ذرة هيدروجين تقع في نهاية أحد القطبين وذرة فلور أو أكسجين أو نيتروجين على القطب الآخر. ستدرُس القوى بين الجزيئية بالتفصيل عندما تدرُس حالات المادة.

يكون شكل جزيء H_2O، كما هو محدد من خلال نموذج VSEPR، منحنيًا بسبب وجود زوجين من الإلكترونات غير المرتبطة على ذرة الأكسجين المركزية، كما هو موضح في **الصورة 23a**. ولأن روابط H—O غير متماثلة في جزيء الماء، يكون لهذا الجزيء طرفان دائمان، أحدهما موجب والآخر سالب. لذا فهو مركب قطبي.

أما جزيء CCl_4 فهو رباعي الأوجه، لذا فهو متماثل، كما هو مبيّن في **الصورة 23b**. لذا يكون مقدار الشحنة الكهربائية من أي مسافة عن المركز مساويًا لمقدار الشحنة عند المسافة نفسها من الجهة المقابلة. ويكون مركز الشحنة السالبة على كل ذرة كلور. في حين يكون مركز الشحنة الموجبة على ذرة الكربون. ولأن الشحنات الجزئية متساوية، يكون جزيء CCl_4 غير قطبي. لاحظ أن الجزيئات المتماثلة عادة ما تكون غير قطبية، أما الجزيئات غير المتماثلة فتكون قطبية إذا كانت الروابط قطبية.

هل جزيء الأمونيا (NH_3) في **الصورة 23c** قطبي؟ لهذا الجزيء ذرة نيتروجين مركزية وثلاث ذرات هيدروجين جانبية. وله شكل مثلثي هرمي بسبب أزواج الإلكترونات غير المرتبطة التي توجد على ذرة النيتروجين. وباستخدام **الصورة 20**، نجد أن الفرق في الكهروسالبية بين الهيدروجين والنيتروجين يساوي 0.84، مما يجعل كل روابط N—H تساهمية قطبية. إن توزيع الشحنات غير متساوٍ لأن الجزيء غير متماثل. لذا يكون الجزيء قطبيًا.

قابلية ذوبان الجزيئات القطبية إن الخاصية الفيزيائية المعروفة بقابلية الذوبان هي قدرة المادة على الذوبان في مادة أخرى. ويحدد نوع الرابطة وشكل الجزيئات مدى القابلية للذوبان. وعادة ما تكون الجزيئات القطبية والمركبات الأيونية قابلة للذوبان في المواد القطبية. أما الجزيئات غير القطبية فتذوب فقط في المواد غير القطبية، كما هو موضح في **الصورة 24**.



الصورة 23 يحدّد شكلُ الجزيء قطبيته.

ـ لا تكون الروابط التساهمية غير القطبية شائعة لأن ؟
أـ ثنائية القطب نادرة في الطبيعة
ب- تبقى الإلكترونات على مسافة متساوية من الذرتين
ج- ذرة واحدة تجذب الإلكترونات عادة بقوة أكبر من الذرة الأخرى
د- دائما تتشكل الأيونات عند ترابط الذرات

ـتكون معظم الروابط الكيميائية ؟
ـ أيونية صرفة ب- تساهمية صرفة ج- فلزية د- ايونية جزئياً وتساهمية جزئيا
ـالجزيء هو ؟
أـ مجموعة من الذرات مشحونة بشحنة سالبة ومرتبطة بروابط تساهمية
ب- مجموعة ذرات موجبة الشحنة ومترابطة بروابط تساهمية
ج- مجموعة ذرات متعادلة ومترابطة بروابط أيونية
د- مجموعة ذرات متعادلة ومترابطة بروابط تساهمية

2- في مما يلي لا تكون الرابطة بين الذرات تساهمية غير قطبية ؟
أـ HCl ب- H_2 ج- Cl_2 د- O_2

25- عند رسم بنية لويس يجب إحاطة كل ذرة لا فلزية ، عدا الهيدروجين بـ ؟
أـ إلكترونان ب- 4 إلكترونات ج- 8 إلكترونات د- 10إلكترونات

26 ـ عند رسم بنية لويس تكون الذرة المركزية ذات :
أـ الكتلة الأكبر ج- السالبية الكهربائية الأقل
ب- العدد الذري الأكبر د- العدد الأقل من الإلكترونات

27 ـعند رسم بنية لويس يجب معرفة ؟
أـ عدد إلكترونات التكافؤ في كل ذرة ج- طول رابطة كل ذرة
ب- الكتلة الذرية لكل ذرة د- طاقة التأيين لكل ذرة

28- مجموع إلكترونات التكافؤ في بنية لويس الخاصة بأيون الأمونيوم ؟
أـ 2 ب- 4 ج- 8 د- 9

29- أي من الذرات التالية غير قادرة على تكوين روابط تساهمية متعددة :
أـ الهيدروجين ب- الأكسجين ج- النيتروجين د- الكربون

30- المادة التي تُظهر بنية لويس يكون فيها ثلاث روابط تساهمية هي :
أـ CH_2Cl_2 ب- CCl_4 ج- NH_3 د- H_2O

31- ما عدد الروابط المزدوجة في بنية لويس الخاصة بفلوريد الهيدروجين HF :
أـ 0 ب- واحد ج- اثنان د- ثلاث

32- ما عدد الإلكترونات الإضافية في بنية لويس الخاصة بأيون الفوسفات PO_4^{3-}؟
أـ 0 ب- 2 ج- 3 د- 4

33- وفقاً لنظرية VSEPR يكون الجزيء AB_2
أـ زاوي(منحنى) ب- خطياً ج- رباعي الأوجه د- ثماني الأوجه

49- أي الأفلاك المهجنة يفسر كيفية ترابط الإيثاين C_2H_2؟
أـ sp ب sp^2 ج- sp^3 د- sp^3d

50- يساعد التهجين على تفسير الترابط الجزيئي عندما تكون إلكترونات التكافؤ في الذرات غير المتشاركة ؟
أـ ذات مجموع يزيد عن 8 ج- ذات مجموع يقل عن 3
ب- في أفلاك مختلفة د- غير متاحة للترابط

ـكل مما يلي من خصائص الأفلاك المهجنة من نوع sp2 عدا :
أـ الزاوية بينها 120°C ج- توجد في جزيء الإيثين C_2H_4
ب- عددها 3 د- تأخذ شكل رباعي الأوجه

38- وفقاً لنظرية VSEPR يكون شكل الجزيء AB_3

أ- زاوي(منحني) ب- خطياً ج- مثلث متساوي الأضلاع د- رباعي الأوجه

39- وفقاً لنظرية VSEPR يكون شكل جزيء كلوريد الهيدروجين HCl ؟

أ- زاوي(منحني) ب- خطياً ج- مثلث متساوي الأضلاع د- رباعي الأوجه

40- الأفلاك المهجنة المسؤولة عن شكل جزيء الميثان CH_4 ؟

أ- sp ب sp^2 ج- sp^3 د- sp^3d

41- الأفلاك المهجنة المسؤولة عن شكل جزيء PCl_5 ؟

أ- sp ب sp^2 ج- sp^3 د- sp^3d

42- الأفلاك المهجنة المسؤولة عن شكل جزيء SF_6 ؟

أ- sp ب sp^2 ج- sp^3 د- sp^3d^2

43- عملية دمج فلكين أو أكثر في الذرة نفسها لتكوين أفلاك جديدة ذات طاقات متساوية تسمى ؟

أ- التهجين ب - نظرية VSEPR ج- قاعدة الثمانية د- تفاعل ثنائي القطب

44- وفقاً لنظرية VSEPR يكون شكل أيون الكلورات ClO_3^- :

أ- زاوي(منحني) ب- خطياً ج- هرم ثلاثي د- رباعي الأوجه

45 – الأفلاك المهجنة المسؤولة عن الشكل الزاوي (المنحني) لجزيء الماء هي ؟

أ- sp ب sp^2 ج- sp^3 د- sp^3d

46- وفقاً لنظرية VSEPR يكون شكل جزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 :

أ- زاوي(منحني) ب- خطياً ج- هرم ثلاثي د- رباعي الأوجه

47- وفقاً لنظرية VSEPR يكون شكل جزيء رابع يوديد الكربون CI_4 :

أ- زاوي(منحني) ب- خطياً ج- هرم ثلاثي د- رباعي الأوجه

48- وفقاً لنظرية VSEPR يكون شكل جزيء الأمونيا NH_3 :

أ- زاوي(منحني) ب- خطياً ج- هرم ثلاثي د- رباعي الأوجه

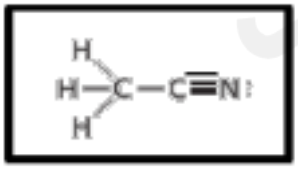
66- ما هو المركب غير القطبي فيما يلي ؟

أ- H_2S ب- CCl_4 ج- AsH_3 د- SiH_3Cl

67-الاسم الشائع للجزيء SiI_4 هو سيلان رباعي اليود .ما الاسم العلمي له ؟

أ- رباعي يوديد السيلان ب- رباعي يود السيلان ج- يوديد السيليكون د- رباعي يوديد السيليكون

68 نوع التهجين لذرتي الكربون في الشكل المقابل ؟



أ- sp^3 , sp^2 ب- sp^3 ج- sp^2 د- sp^3 , sp

69- في الرابطة التناسقية :

أ- تكون الذرات رابطة ثنائية
ب- كل ذرة تمتح إلكترون لتكوين الرابطة
ج- ذرة واحدة تمتح زوج الإلكترونات لتكوين الرابطة
د- الذرات تشارك بأكثر من زوج من الإلكترونات

70- الاسم الصحيح للمركب H_2O_2 هو :

أ- أكسيد الهيدروجين
ب- ثاني أكسيد ثنائي الهيدروجين
ج- أول أكسيد الهيدروجين
د- أول أكسيد ثنائي الهيدروجين

71- ما نوع التهجين الذي يمثله الشكل المقابل ؟

أ- sp
ب- sp^2
ج- sp^3d
د- sp^3d^2

72- الصيغة الكيميائية الصحيحة للمركب الناتج من اتحاد العنصر $Y: [Ne]3s^2, 3p^4$ مع العنصر $X: [Ne]3s^1$ هي :

أ- XY ب- X_2Y ج- XY_2 د- X_2Y_2

73- العامل الآخر غير السالبية الكهربائية المحدد لقطبية الجزيء هو ؟

أ- حالته الفيزيائية ب- كتلته ج- هندسة الجزيء الفراغية د- درجة حرارته

74- جزيء العنصر الذي توزيعه الإلكتروني $1s^2, 2s^2, 2p^6$ يتكون من :

أ- ذرة واحدة ب- ذرتين ج- ثلاث ذرات د- أربع ذرات

75- الروابط التساهمية الأحادية يشار إليها أيضاً بـ

أ- روابط باي ب- روابط سيجما ج- روابط دلتا د- روابط هيدروجينية

76- ما اسم المحلول المائي من H_2SO_4 ؟

أ- حمض الكبريتيك ج- حمض الهيدروكبريتيك
ب- حمض الكبريتوز د- بير كبريتات الهيدروجين

77- عند تكوين بناء جزيئي كل ذرة يجب أن تمتلك .....إلكترون حولها إذا لم توجد أسباب أخرى لا تحقق ذلك ؟

أ- 2 ب- 4 ج- 6 د- 8

78- أي الذرات التالية استثناء لقاعدة الثمانية في جزيء ؟

أ- O ب- C ج- B د- N