



مدخل إلى الكيمياء الهندسية

آلاء حسام السركل _ نقالي بشيش _ جورج حنا
خلوق الأخرس _ تيودور الزيات _ عمر قليطاني

الإهداء

" إلى أمي وأبي "

يا من منحتماني الحياة حبًّا، ورسمتما خطواتي عطاءً، وأحطتماني
برعاية لا تعرف الحدود. إليكما أهدي ثمرة جهدي هذه، اعترافًا
بفضلكما العظيم، ووفاءً لتضحيات نقشت في روحي دروس الصبر
والإصرار، وجعلت مني ما أنا عليه اليوم.

وإلى أختي ومدربتي العظيمة قدوتي الأولى في حياتي النور الذي
أضاء دربي في كل خطوة خطيتها في هذا

المجال

الكوتش مريم حسام السركل

مدخل إلى الكيمياء

الهندسية

تعد هندسة الجزيء من الركائز الأساسية في فهم الكيمياء الحديثة إذ أنها تكشف عن الترتيب الفراغي للذرات داخل الجزيئات كما أنها تفسر كيف يؤثر هذا الترتيب على خواص المادة الفيزيائية والكيميائية فالشكل الهندسي ليس مجرد مظهر بصري بل هو انعكاس مباشر لتوزيع الإلكترونات وقوى التنافر فيما بينها

مفاتيح الفصل:

- الشحن الموضعية
- تمثيل لويس
- نظرية تنافر أزواج الإلكترونات في غلاف التكافؤ VSEPR
- العلاقة بين شكل الجزيء وقطبيته

4-1 الشحنة الموضعية (Formal Charges):

هي أداة حسابية نستخدمها لتحديد التوزيع الإلكتروني الأكثر استقراراً وواقعية في جزيء تساهمي (خصوصاً عندما يكون لهذا الجزيء أكثر من تركيب لويس ممكن)

أو بمعنى آخر تساعدنا على اختيار الشكل الأكثر احتمالاً للجزيء من بين عدة أشكال.

لماذا نستخدمها... أو ما الهدف الأساسي من تطبيقه؟ الهدف هو اختيار تمثيل لويس الأكثر استقراراً للجزيء

#قاعدة هامة

تمثيل لويس الأكثر استقراراً هو الذي:

- تكون الشحنات الموضعية قريبة من الصفر
- لا يوجد شحنات موضعية كبيرة مثل $2+$ أو $2-$
- تكون الشحنة الموضعية السالبة على الذرة الأكثر كهروسلبية (يكون لديها القدرة على جذب الإلكترونات)

. كيف يمكننا حساب الشحنة الموضعية لأي ذرة في جزيء؟

من خلال العلاقة الآتية:

الشحنة الموضعية = عدد إلكترونات التكافؤ في الذرة الحرة - (عدد الإلكترونات غير الرابطة + نصف عدد الإلكترونات الرابطة)

$$FC = V - (L + \frac{1}{2} B)$$

مثال محلول:

اختار تمثيل لويس الصحيح لجزيء CO_2



الحل:

$$\text{FC} = V - (L - \frac{1}{2} B)$$

$$a \# \text{FC}(\text{carbon}) = 4 - 4 = 0$$

$$\text{FC}(\text{right oxygen}) = 6 - 5 = +1$$

$$\text{FC}(\text{left oxygen}) = 6 - 7 = -1$$

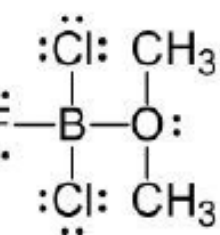
$$b \# \text{FC}(\text{carbon}) = 4 - 4 = 0$$

$$\text{FC}(\text{oxygen}) = 6 - 6 = 0$$

الحل المناسب هو b لأن إذا كانت الشحنة الموضعية للذرة صفر كان تمثيل لويس أكثر استقرار

تطبيقات تدريبية:

#1 احسب الشحنة الموضعية لذرات الفلور والأكسجين والبور في المركب الآتي؟



$$\text{B:}-1, \text{O:}+1 - \underline{\text{C}}$$

$$\text{B:}+1, \text{O:}+1 - \underline{\text{A}}$$

$$\text{F:}0$$

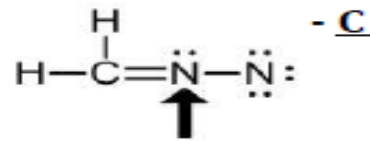
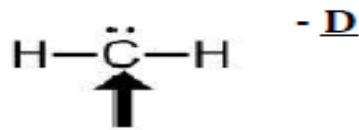
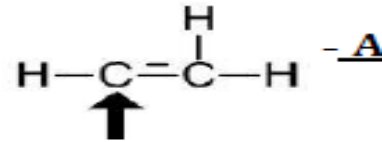
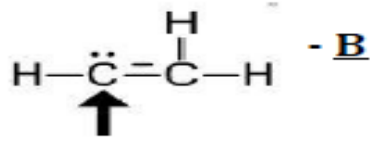
$$\text{F:}0$$

$$\text{D} - \text{جميعها غير صحيحة}$$

$$\text{B:}-1, \text{O:}-1 - \underline{\text{B}}$$

$$\text{F:}0$$

2 # أي هذه الذرات المشار إليها بسهم في المركبات التالية تكون فيها الشحنة الموضعية



للذرة تساوي +1؟

3 # ما هي الشحنة الموضعية لذرات الكربون والأكسجين في المركب الآتي :



O: +1, C: -1 - B

O: -1, C: +1 - A

1+ كلاهما - D

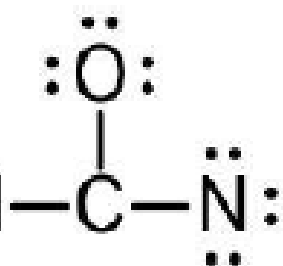
O: +1, C: 0 - C

4 # فيما يلي 3 صيغ لويس لأيونات السيانات NCO^- cyanate أيها هي الصيغة الصحيحة؟



- D جميع الإجابات صحيحة

5 # ما هي الشحنة الموضعية لذرات الكربون والأكسجين والنيتروجين في المركب الآتي ؟



C: +1, O: -1 - B

C: +1, O: +1 - A

N: -2

N: -2

- D جميعها غير صحيحة

C: -1, O: +1 - C

N: -2

*استثناءات قاعدة الثمانية الإلكترونية *

1 # الجزيئات ذات عدد فردي من الإلكترونات (الجزور الحرة):

هذه الجزيئات لا يمكن أن تحقق الثمانية أبدا لأن عدد الإلكترونات فردي أحدها سيبقى غير مزدوج (الكترن وحيد).

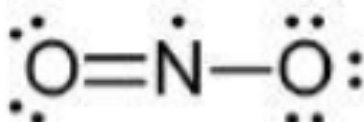
ومن أشهرها:

* أكسيد النيتريك (NO): يحتوي النيتروجين على 7 إلكترونات والأكسجين على 7 إلكترونات في غائف التكافؤ. الإلكترونات الإجمالية هي 11 (عدد فردي) في البنية الأكثر استقرارا يحظى النيتروجين بـ 7 إلكترونات والأكسجين بـ 8.



غلاف

ب 7



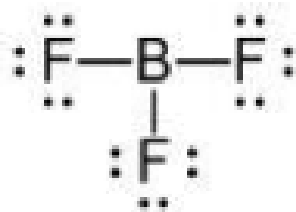
ثاني أكسيد النيتروجين (NO₂): يحتوي على 17 إلكترونات التكافؤ عدد فردي ذرة النيتروجين محاطة إلكترونات فقط.

2 # الجزيئات التي لا تكمل الثمانية الإلكترونية:

هذه الجزيئات تحتوي في طبقتها السطحية على أقل من ثماني إلكترونات.

ومن أشهرها:

* ثلاثي فلوريد البورون (BF₃): يحتوي على 24 إلكترونات في غلاف التكافؤ ، وذرة البور 3 إلكترونات فقط .



∞

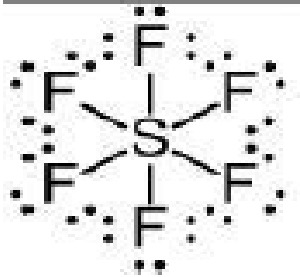
هيدريد البيريليوم (BeH₂): يحتوي على 4 إلكترونات في غلاف التكافؤ ، وذرة البيريليوم محاطة بإلكترونين فقط .



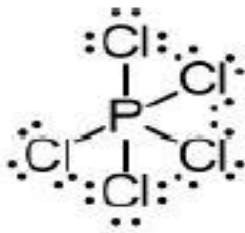
3 الجزيئات التي تتجاوز قاعدة الثمانية الإلكترونية:

هي الجزيئات التي تحتوي على أكثر من 8 إلكترونات حول الذرة المركزية .

ومن أشهرها :



* سداسي فلوريد الكبريت (SF_6) : حيث ان الذرة المركزية (الكبريت) محاطة بـ 12 إلكترونات



* خماسي كلوريد الفسفور (PCl_5) : حيث أن ذرة الفوسفور محاطة بـ 10 إلكترونات

2- 4 تمثيل لويس (lewis structure):

* هو طريقة لتمثيل الذرات والجزيئات بحيث تبين:

- إلكترونات التكافؤ (الإلكترونات في الغلاف الخارجي للذرة).

- كيفية ارتباط الذرات مع بعضها بروابط تساهمية (مشاركة إلكترونات).

- الأزواج المنفردة من الإلكترونات (التي لا تشارك في الرابطة).

* خطوات رسم تمثيل لويس

1 احسب عدد إلكترونات التكافؤ الكلية لكل الذرات في الجزيء.

2 حدد الذرة المركزية (عادة الذرة الأقل كهروسلبية ما عدا H).

3 وزع الإلكترونات كروابط أولية: ضع رابطة واحدة (خط) بين الذرة المركزية وكل ذرة محيطة (الرابطة = 2 إلكترونات) .

#4 وزع الإلكترونات المتبقية كأزواج منفردة حول الذرات لإكمال "قاعدة الثمانية (8) إلكترونات حول كل ذرة غير H، والهيدروجين يكتفي بـ2 إلكترون).

#5 تحقق من الخطوات السابقة، بالإضافة إلى التحقق من الشحنة الموضعية لكل ذرة.

إذن: تمثيل لويس يقتصر على معرفة الإلكترونات والروابط والأزواج المنفردة بدون الاهتمام بشكل الجزيء أو الزوايا

مثال محلول:

ارسم تمثيل لويس المناسب لجزيء الماء:

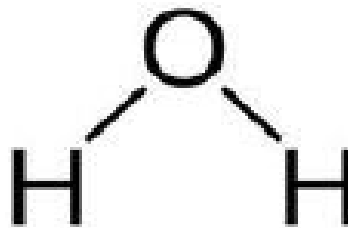
1 # $H=1 \times 2=2$ electron

O = 6 electron

المجموع الكلي = 8 إلكترونات تكافؤ للجزيء

#2 نضع ذرة الأكسجين في المنتصف

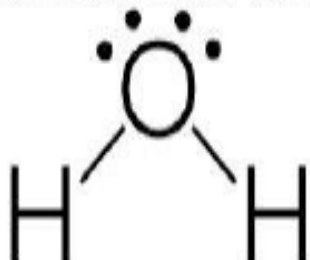
#3



#4 الأكسجين لديه الآن 2 روابط = 4 إلكترونات باقي من المجموع (الكترونات $4 = 8 - 4$) نضعها كأزواج منفردة على O

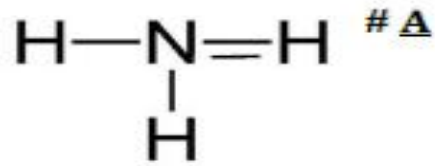
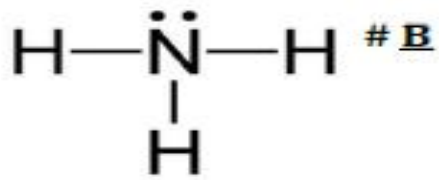
#5 الشكل النهائي:

Lewis Structure for H₂O

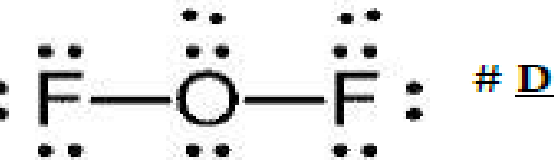
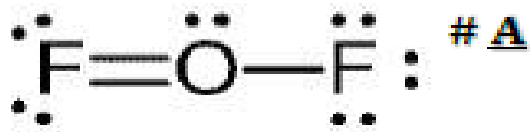
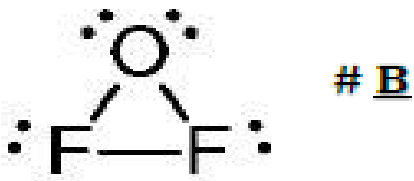


تطبيقات تدريبية:

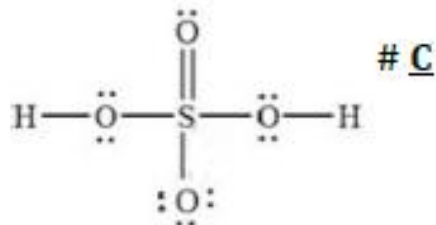
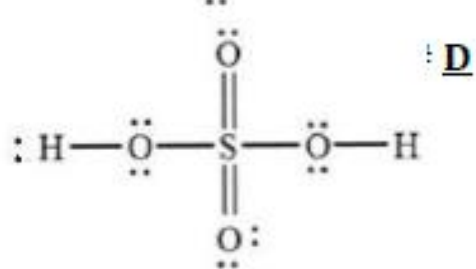
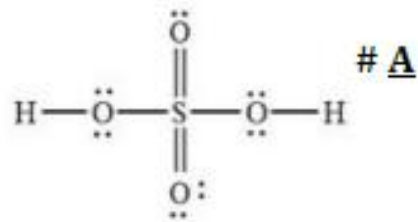
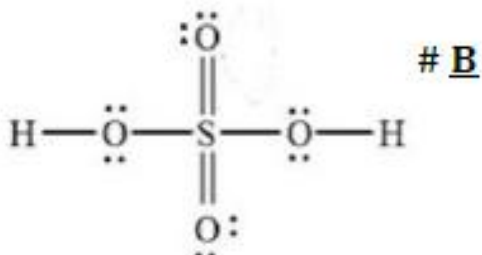
6 ما هو تمثيل لويس المناسب للمركب NH_3 ؟



7 ما هي صيغة لويس المثلى للمركب OF_2 ؟



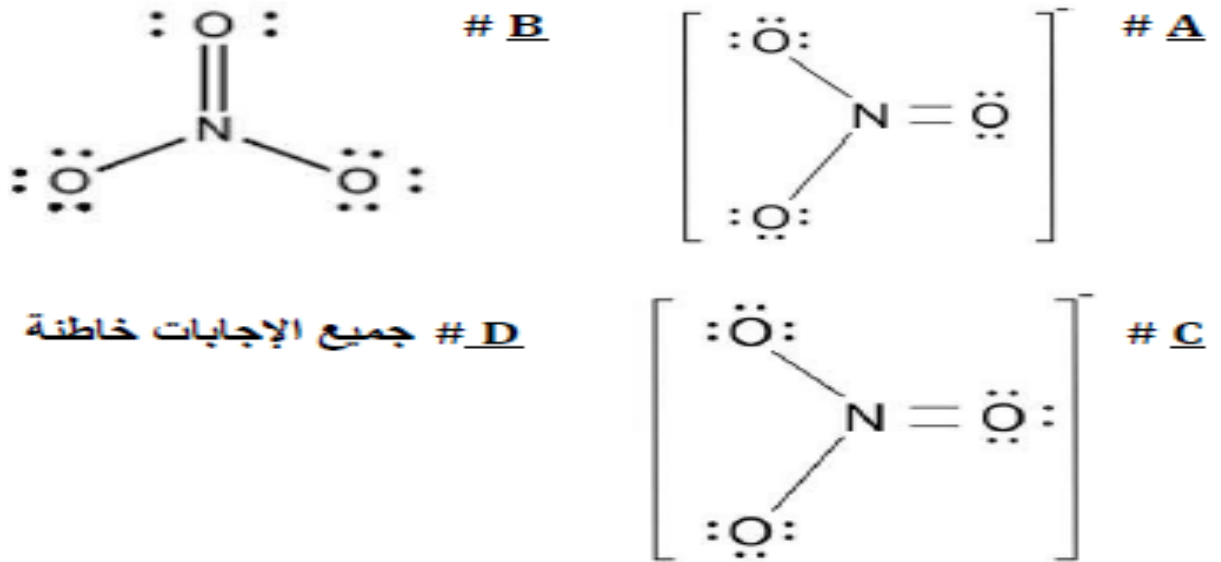
8 ما هي الصيغة الكيميائية المفصلة (صيغة لويس) للمركب H_2SO_4 ؟



9 # ارسم تمثيل لويس لأيون السيانيـد "CN⁻"

10 # ارسم تمثيل لويس لحمض النمل HCOOH

11 # اختار تمثيل لويس المناسب لأيون النترات "NO₃⁻"



3-4 نظرية تنافر الإلكترونات (VSEPR):

تعد هذه النظرية من أهم الأساسيات في الكيمياء الهندسية (الهندسة الجزيئية).

*** فكرتها الأساسية بسيطة جدًا ***

- إن أزواج الإلكترونات (سواء كانت روابط أو أزواج حرة) في غلاف التكافؤ للذرة المركزية تتنافر فيما بينها. ولتقليل هذا التنافر، تترتب هذه الأزواج الإلكترونية في الفراغ بأبعد مسافة ممكنة بينها. هذا الترتيب الفراغي هو ما يحدد الشكل الهندسي (الهيئة) الجزيئي للجزيء.

أنواع الأزواج:

1. أزواج رابطة (Bonding pairs): الإلكترونات المشاركة في تكوين رابطة.

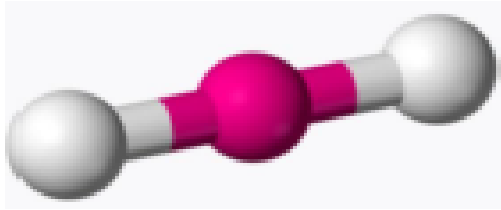
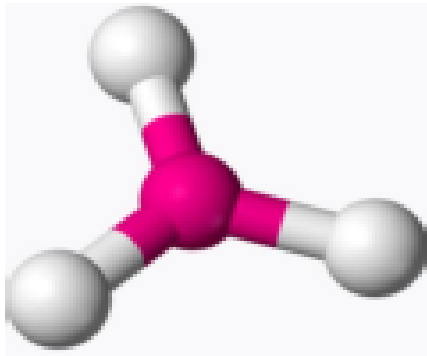
2. أزواج غير رابطة (Lone pairs) تبقى على الذرة المركزية وتؤثر بقوة على






الشكل.

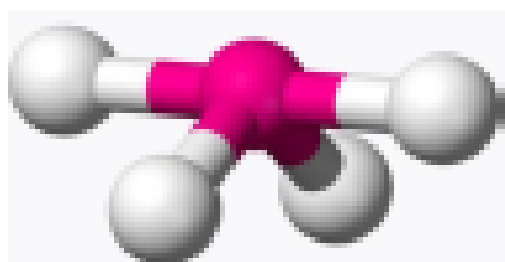
مثال	الزاوية التقريبية	الشكل الهندسي للجزيء	فعالية غير رابطة	فعالية رابطة	هندسة الفعاليات الإلكترونية	عدد الفعاليات الإلكترونية
CO ₂	180°	خطي	0	2	خطي Linear	2
BF ₃	120°	مثلث مستوي	0	3	مثلث مستوي Trigonal planer	3
[NO ₃] ⁻	119°	محنى (مقوس) bent	1	2		
CH ₄	109.5°	هرم رباعي الوجوه	0	4	هرم رباعي الوجوه Tetrahedral	4
NH ₃	107°	هرم مثلثي Trigonal Pyramidal	1	3		
H ₂ O	104.5°	محنى (مقوس)	2	2		
PCl ₅	120° & 90°	هرم مثلثي مضاعف	0	5	هرم مثلثي مضاعف Trigonal bipyramidal	5
SF ₄	120° & 90°	متأرجح seesaw	1	4		
ClF ₃	90°	شكل حرف T Shaped T	2	3		
XeF ₂	180°	خطي	3	2		

الفعاليات الإلكترونية	هندسة الفعاليات الإلكترونية	فعالية رابطة	فعالية غير رابطة	الشكل الهندسي للجزيء	الزاوية التقريبية	مثال
6	هرم ثماني الوجوه octahedral	6	0	هرم ثماني الوجوه	90°	SF ₆
		5	1	هرم مربعي Square pyramidal	90°	BrF ₅
		4	2	مربع مستوي Square planar	90°	XeF ₄

* الأشكال الهندسية للجزيء *

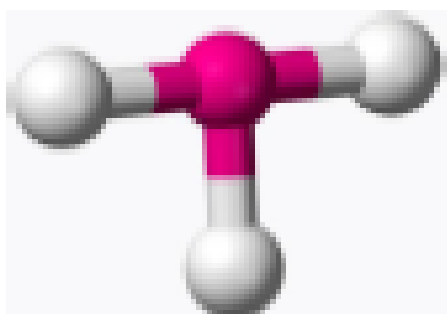
المثال	الشكل الهندسي	التمثيل
CO ₂	LINEAR	
BF ₃	Trigonal planer	

المثال	الشكل الهندسي	التمثيل
$[\text{NO}_2]^-$	Bent	
CH_4	Tetrahedral	
NH_3	Trigonal pyramidal	
H_2O	Bent	
PCl_5	Trigonal bipyramidal	



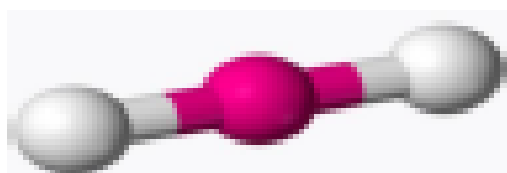
Seesaw

SF_4



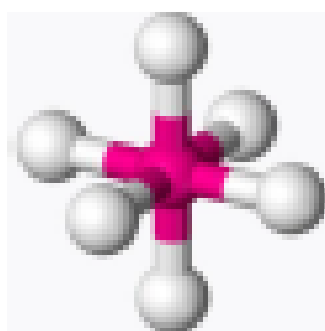
T₂ Shaped

ClF_3



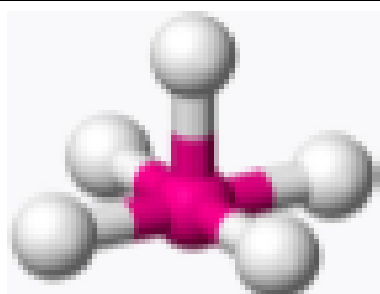
Linear

XeF_2



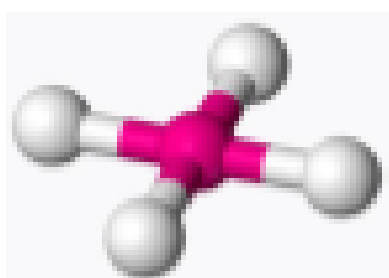
Octahedral

SF_6



Square₂
pyramidal

BrF_5



Square₂ planar

XeF_4

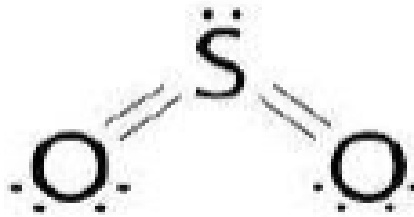
تأثير الإلكترونات غير الرابطة والروابط المضاعفة على زوايا الربط

يمكننا إضافة بعض التحسينات الى نظرية لتفسير بعض الانحرافات عن التوضعات الهندسية المثالية الموجودة في الجدول السابق ، فالماء والميثان والنشادر يملكون هندسة فعاليات إلكترونية بشكل هرم ولكن زوايا الربط تختلف فيما بينهم قليلا رباعي الوجوه

مثال محلول

حدد الشكل الهندسي لثنائي أكسيد الكبريت:

1 # Lewis structure :



تحديد عدد مناطق الإلكترونات حول الذرة المركزية يوجد حول الذرة المركزية فعاليتين رابطتين (الأكسجين) وفعالية غير رابطة (زوج الكتروني حر)

تحديد الهندسة الجزيئية (الحقيقية) من المعطيات السابقة نستنتج ان الشكل محني (مقوس)

ملاحظة هامة:

إذا كان هناك رابطة أحادية أو ثنائية أو ثلاثية تعتبر فعالية رابطة واحدة والزوج الإلكتروني يعتبر فعالية غير رابطة واحدة

تطبيقات تدريبية:

13 # ما هو الشكل الهندسي لأيونات النترات $[\text{NO}_3]^-$:

B # شكل حرف T

A # مثلث مستوي

هرم رباعي الوجوه

C # هرم مربعي

14 # ما هو الشكل الهندسي لفلوريد الاكسجين OF_2 :

B # محني (مقوس)

A # خطي

D # جميعها خاطئة

C # هرم مثلثي

15 # ما هو الشكل الهندسي لمركب يوديد الفلور IF_5 ؟

A هرم مثلثي مضاعف

B مربع مستوي

C خطي

D هرم مربعي

16 # اختار الحل المناسب لكل مما يلي:

PCl_3	PF_5	XeO_4	
مثلث مستوي	متأرجح	هرم رباعي الوجوه	A
هرم مثلثي	شكل حرف T	مربع مستوي	B
هرم مثلثي	هرم مثلثي مضاعف	هرم رباعي الوجوه	C
جميعها خاطئة			D

4 - 4 العلاقة بين شكل الجزيء وقطبيته:

"تتحدد قطبية الجزيء ليس فقط باختلاف الكهروسلبية بين الذرات بل أيضاً بشكل الجزيء؛ فإذا كان الشكل متماثلاً ألغت العزوم الثنائية بعضها وأصبح الجزيء غير قطبي، أما إذا كان غير متماثل تراكمت العزوم في اتجاه واحد فأصبح الجزيء قطبي."

*** ما معنى قطبية الجزيء؟**

الجزيء يكون قطبي إذا كان فيه فرق في الكهروسلبية بين الذرات (يعني الإلكترونات موزعة بشكل غير متساوي)، فينشأ شحنات جزئية طرف فيه + شحنة جزئية موجبة وطرف فيه -- شحنة جزئية سالبة). أما إذا توزعت الإلكترونات بشكل متماثل، فالجزيء يكون غير قطبي.

*** دور شكل الجزيء :**

الشكل الفراغي للجزيء يحدد إذا تتوزع الشحنات بشكل متماثل

(فتلغي بعضها ب غير قطبي أو بشكل غير متماثل فتظهر قطبية).

الجزئيات			
عديدة الذرات		ثنائية الذرة	
توجد أزواج غير رابطة NH_3	لا توجد أزواج غير رابطة	الذرتين مختلفتين HCl	الذرتين متشابهتين Cl_2
	الذرات المحيطة غير متشابهة CH_3Cl	قطبي	غير قطبي
	الذرات المحيطة متشابهة CH_4		
قطبي	قطبي	غير قطبي	

مثال محلول:

"قطبية جزيء الماء " H_2O "

الروابط - قطبية الشكل منحني (V-shape)

تنائي الأقطاب ما يلغي بسبب وجود فعالية غير رابطة بل يتجمع بنفس الاتجاه ، ومنه فإن جزيء الماء قطبي.

تطبيقات تدريبية:

17- أي من المركبات المذكورة هو مركب قطبي :

O_2 # B

BeCl_2 # A

CCl_4 # D

NH_3 # C

18 - أي من المركبات المذكورة هو مركب غير قطبي

PCl_3 # B

PF_3 # A

XeF_2 # D

SF_4 # C

19 - إن جزيء تنائي أكسيد الكربون :

B غير قطبي

A قطبي

20 - أي من المركبات المذكورة هو مركب غير قطبي

BeCl_2 # B

H_2O # A

D جميع الإجابات خاطئة

CH_2Cl_2 # C

حلول التطبيقات التدريبية

c # 1

A # 2

B # 3

A # 4

A # 5

B # 6

D # 7

B # 8

A # 11

A # 13

B # 14

D # 15

C # 16

C # 17

A # 18

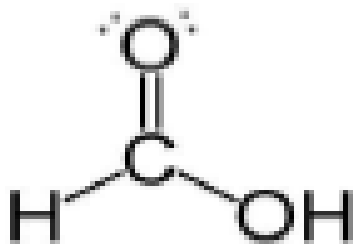
B # 19

D # 20

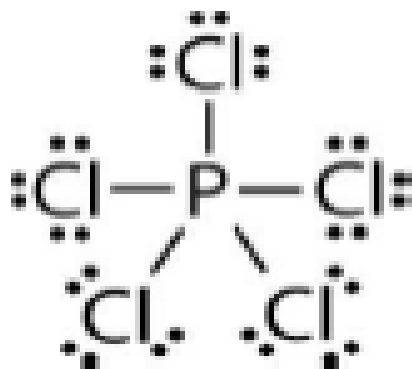
9



10



12



1

1A

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

18

8A

1 H 1.008	2 He 4.003															
2A																
3 Li 6.941	4 Be 9.012															
11 Na 22.99	12 Mg 24.31															
3B																
4B																
5B																
6B																
7B																
8B																
9B																
10B																
11B																
12B																
13																
14																
15																
16																
17																
18																
19																
20																
21																
22																
23																
24																
25																
26																
27																
28																
29																
30																
31																
32																
33																
34																
35																
36																
37																
38																
39																
40																
41																
42																
43																
44																
45																
46																
47																
48																
49																
50																
51																
52																
53																
54																
55																
56																
57																
58																
59																
60																
61																
62																
63																
64																
65																
66																
67																
68																
69																
70																
71																
72																
73																
74																
75																
76																
77																
78																
79																
80																
81																
82																
83																
84																
85																
86																
87																
88																
89																
90																
91																
92																
93																
94																
95																
96																
97																
98																
99																
100																

58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (145)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.3	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 175.0
90 Th 232.0	91 Pa 231.0	92 U 238.0	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)

