الوحدة الأولى	البنية الذرية و دورية الخصائص الذرية
الفصل الأول	نظرية بور الذرية
أولاً	الطيف الكهرومغناطيسي

تجربة رذرفورد :
1. جزء كبير من الأشعة اخترقت الصفيحة.
2. جزء آخر من الأشعة انحرف عن مساره.
3. جزء آخر من الأشعة ارتد عن مساره.

تقسم الأطياف إلى قسمين:
1. الطيف المرئي 2. الطيف غير المرئي

الطيف المرئي: هو جزء بسيط من الطيف الكهرومغناطيسي و يتراوح الطول الموجي له من (380 - 750) نانومتر.

الضوء ينبعث على شكل وحدات تسمى فوتونات و أن كل فوتون فيها يمتلك مقداراً من الطاقة تتناسب طرديا مع تردده.

ط ∝ ت # ط = ثابت × ت ← التردد

ثابت بلانك (هٔ) = 6.63×10^{-34}

يتناسب التردد عكسياً مع الطول الموجي (ل) ت ∝ $\frac{1}{ل}$

س = ت × ل ، سرعة الضوء = 3×10^{8}

ط = هٔ × ت # س= ت× ل

سؤال ؟ (صفحة رقم 14)

1. احسب طاقة فوتون الضوء الذي تردده 5×10^{16} ؟

ط = هٔ × ت

$= 6.63 \times 10^{-34} \times 5 \times 10^{16}$

$= 33.15 \times 10^{-18}$ جول / ذرة

2. احسب الطول الموجي لهذا الفوتون بوحدة المتر.

س = ت × ل

$$\frac{10^{16}\times 5}{10^{16}\times 5} \times \text{ل} = \frac{10^{8}\times 3}{10^{16}\times 5} \quad / \quad \text{ل} = 0.6 \times 10^{-8}$$

يسمى الطيف المرئي بالطيف بالطيف المتصل.
يسمى الطيف غير المرئي بالطيف الخطي (الذرة) .
تنتج الأطياف من تحليل الضوء الصادر عن ذرات العناصر المثارة و التي يمكن إثارتها من خلال :

1. التسخين المباشر باللهب 2. التفريغ الكهربائي

أ. محمد السعدي

ثانياً	نظرية بور لتركيب الذرة

وضع بور تفسير لذرة الهيدروجين و ذلك لأن طيف ذرة الهيدروجين أبسط الأطياف.

افتراضات بور :

1. تدور الإلكترونات حول النواة في مدارات محددة دون أن تفقد شيئاً من طاقتها و سميت بمستويات الطاقة.
2. يتميز كل مستوى طاقة بنصف قطر ثابت و طاقة محددة و يرمز له بالرمز (n).
3. لا يشع الإلكترون طاقة و لا يمتصها ما دام يدور في نفس المستوى.

⇐ عندما يمتص الإلكترون طاقة ينتقل من مستوى أقل إلى مستوى أبعد.

⇐ عندما يشع الإلكترون طاقة ينتقل من مستوى أعلى إلى مستوى أقل.

♦ عندما ينتقل الإلكترون من مستوى إلى مستوى آخر فإنه يحتاج إلى فرق الطاقة ما بين المستويين.

♦ Δ ط = ط_{n2} - ط_{n1}

♦ n2 : الأبعد عن النواة / n1 : الأقرب إلى النواة

♦ **لحساب طاقة كل مستوى نستخدم القانون التالي :**

♦ ط_{n} = - $\frac{A}{n^2}$ **A ⇐ 2.18 × 10^{-18}**

♦ **مثال1: احسب طاقة المستوى الأول.**

ط_1 = - $\frac{A}{1^2}$ = - 2.18 × 10^{-18} جول / ذرة

♦ **احسب طاقة المستوى الثاني.**

ط_2 = - $\frac{A}{2^2}$ = $\frac{10^{-18} \times 2.18-}{4}$ = - 5.45 × 10^{-19}

♦ **Δ ط = A** $\left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2}\right)$ **⇐ لحساب فرق الطاقة بين المستويين.**

♦ **مثال 2 صفحة 19 : احسب الطاقة اللازمة لنقل الكترون من المستوى الأول إلى المستوى الرابع .**

Δ ط = A $\left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2}\right)$ $\Leftarrow$ Δ ط = 2.18×10^{-18} $\left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{1^2}\right)$

$\Leftarrow$ Δ ط = 2.18×10^{-18} $\left(\frac{1}{16} - \frac{16\times1}{16\times1}\right)$

= 2.18×10^{-18} $\left(\frac{15}{16}\right)$ = 2.04×10^{-18} جول = 2.04×10^{-21} كيلو جول

♦ **سؤال صفحة 19 :**

1) احسب رقم المستوى 18 الذي سينتقل منه الالكترون إلى المستوى الأول من طاقة مقدارها $\frac{35}{36}$ A .

Δ ط = A $\left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2}\right)$ $\Leftarrow$ $\frac{35}{36}$ A = A $\left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{1}\right)$ $\Leftarrow$ $\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{1} = \frac{35}{36}$

$\frac{35}{36} - \frac{1}{1} = \frac{1}{n_2^2}$ $\Leftarrow$ $\frac{1}{36} = \frac{1}{n_2^2}$ $\Leftarrow$ $\sqrt[2]{n_2^2} = \sqrt[2]{36}$ $\Leftarrow$ $n_2 = 6$

2) احسب التردد و طول موجة الإلكترون عند عودته من المستوى الثالث إلى المستوى الأول في ذرة الهيدروجين غير المستقرة.

Δ ط = A $\left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2}\right)$ $\Leftarrow$ Δ ط = 2.18×10^{-18} $\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{1^2}\right)$

Δ ط = 2.18×10^{-18} $\left(\frac{1}{9} - \frac{9\times1}{9\times1}\right)$

= 2.18×10^{-18} $\left(\frac{8}{9}\right)$ = 1.94×10^{-18} جول

ط = هـ × ت

ت × $\frac{10^{16}\times 6.63}{10^{-34}\times 6.63} = \frac{10^{-18}\times 1.94}{10^{-34}\times 6.63}$ / ت = 2.93×10^{15}

س = ت × ل

$$\frac{10^{15}\times 2.93}{10^{15}\times 2.93} \times \text{ل} = \frac{10^{8}\times 3}{10^{15}\times 2.93} \quad / \quad \text{ل} = 1.02 \times 10^{-7}$$

الفصل الثاني	النموذج الميكانيكي الموجي للذرة
أولاً	النظرية الميكانيكية الموجية للذرة

★ توصل العالم شرودغنر إلى ثلاث أعداد للكم :

1. عدد الكم الرئيسي 2. عدد الكم الفرعي 3. عدد الكم المغناطيسي

★ عدد الكم الرئيسي (n) :

⇐ يشير هذا العدد إلى رقم الغلاف الرئيسي (مستوى الطاقة) :

★ عدد الكم الفرعي (L):

⇐ يمثل هذا العدد الأغلفة الفرعية التي توجد في الغلاف الرئيسي، والتي يساوي عددها قيمة n.

قيم الغلاف الرئيسي	الغلاف الفرعي		رمز الغلاف الفرعي
N	L	الرمز	
1	0	s	1s
2	0	s	2s
	1	p	2p
3	0	s	3s
	1	p	3p
	2	d	3d
4	0	s	4s
	1	p	4p
	2	d	4d
	3	f	4f

★ عدد الكم المغناطيسي (ml):

⇐ يمثل هذا العدد عدد الأفلاك التي يتكون منها الغلاف الفرعي الواحد.

⇐ يحدد الاتجاه الفراغي للفلك.

⇐ يأخذ القيم من (- L , + L) مروراً بالصفر.

⇐ كل فلك يتسع إلى الكترونين.

الرمز	L	ML	عدد الأفلاك	عدد الإلكترونات
S	صفر	0	1	2
P	1	(1،0،1-)	3	6
D	2	(1،0،1،2-،2-)	5	10
F	3	(1،0،1،2،3-،2-،3-)	7	14

★ عدد الكم المغزلي (ms).

⇐ مبدأ الاستبعاد الباولي: ينص على أنه لا يوجد الكترونان لهما قيم أعداد الكم الأربعة نفسها في الذرة .

	N	L	ml	ms
الالكترون الأول	1	0	0	$+\frac{1}{2}$
الالكترون الثاني	1	0	0	$-\frac{1}{2}$

★ سؤال ؟ صفحة رقم 26.

❖ أيهما أعلى طاقة: 1s أم 2s ؟ لماذا ؟

✓ الأعلى طاقة 2s؛كلما زادت قيمة عدد الكم الرئيس n كلما زاد البعد عن النواة وازدادت طاقة الغلاف.

❖ ما العدد الكمي الفرعي و العدد الكمي الرئيس للغلاف الفرعي 3s ؟

✓ عدد الكم الرئيس n = 3، عدد الكم الفرعي L = 0 .

❖ ما العلاقة بين حجم الفلك و عدد الكم الرئيس له؟

✓ علاقة طردية " كلما زادت قيمة عدد الكم الرئيس كلما زاد حجمه. "

★ سؤال ؟ صفحة رقم 28.

❖ ما أعداد الكم (n / L / m_L / m_s) للإلكترونين الموجودين في الفلك 3s ؟

✓

	N	L	ml	ms
الالكترون الأول	3	0	0	$+\frac{1}{2}$
الالكترون الثاني	3	0	0	$-\frac{1}{2}$

❖ أكمل الفراغ في الجدول الآتي ، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه.

رقم الغلاف الرئيس n	عدد الأغلفة الفرعية في الغلاف الرئيس	رمز الغلاف الفرعي	قيم L للغلاف الفرعي	قيم عدد الكم المغناطيسي m_L	عدد الأفلاك في الغلاف الفرعي	السعة القصوى من الإلكترونات في الغلاف الفرعي
4	4	S	0	0	1	2
		P	1	(1،0،1-)	3	6
		D	2	(1،0،1،2-،2-)	5	10
		F	3	(1،0،1،2،3-،2-،3-)	7	14

❖ ما العدد الكلي لأفلاك الغلاف الرئيس الرابع ؟ 16

❖ ما أكبر عدد من الإلكترونات يمكن أن يستوعبه الغلاف الرئيس الرابع ؟ 32

❖ استنتج العلاقة الرياضية التي تربط قيمة الغلاف الرئيس n بكل من :

✓ عدد الأفلاك الكلي. n^2

✓ عدد الإلكترونات الكلي. $2n^2$

ثانياً	أغلفة الطاقة الفرعية

★ يتبين لنا أن:

1. تزداد الطاقة بازدياد قيم n .
2. فرق الطاقة بين الأغلفة الفرعية يتناقص بازدياد قيم n .
3. التداخل في أغلفة الطاقة يبدأ من المستوى الثالث.
4. تتساوى أفلاك الغلاف الفرعي الواحد في الطاقة.

	3d	4s
4s<3d	2 + 3 = 5	0 + 4 = 4

	2p	3s
2p<3s	1 + 2 = 3	0 + 3 = 3

★ لحساب طاقة الأفلاك نقوم ب

1. جمع قيم (n+L) فيكون المستوى الذي المجموع فيه أقل هو أقل مستوى طاقة.
2. في حال تساوت قيم (n+L) لفلكين فإن أقلهما طاقة هو الفلك الذي تكون فيه n أقل قسمة.

★ سؤال ؟ صفحة رقم 30.

❖ رتب الأفلاك الآتية تصاعدياً وفق طاقتها:

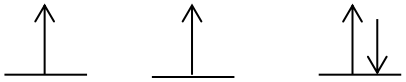
3s،2p،3d،4s.

3d > 4s > 3s > 2p ⇐

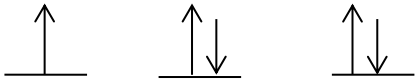
ثالثاً	قاعدة هوند

★ قاعدة هوند : الإلكترونات تتوزع فرادى في أفلاك الغلاف الفرعي الواحد في إتجاه الغزل نفسه ثم تبدأ بالازدواج في اتجاه معاكس.

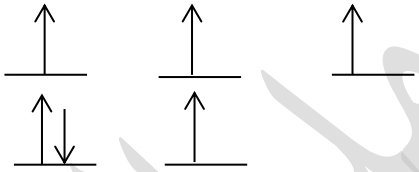
★ كيف تتوزع 4 إلكترونات في أفلاك غلاف p ؟



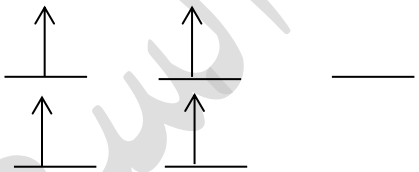
★ كيف تتوزع 5 إلكترونات في أفلاك غلاف p ؟



★ كيف تتوزع 6 إلكترونات في أفلاك غلاف d ؟



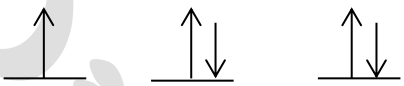
★ كيف تتوزع 4 إلكترونات في أفلاك غلاف d ؟



★ سؤال ؟ صفحة رقم 31.

❖ كيف تتوزع خمسة إلكترونات في أفلاك p ؟ و ما عدد الإلكترونات المنفردة؟

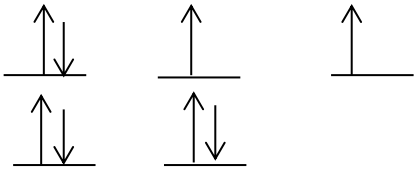
⇐عدد الإلكترونات المنفردة = 1



أ. محمد السعدي

❖ كيف تتوزع ثمانية إلكترونات في أفلاك d ؟ و ما عدد الإلكترونات المنفردة؟

⇐عدد الإلكترونات المنفردة = 2



أ/ محمد السعدي

رابعاً	التوزيع الإلكتروني للذرات

★ قواعد التوزيع الإلكتروني:

1. عدد الإلكترونات في الذرة يساوي العدد الذري.
2. ملء الأفلاك بالإلكترونات بدءاً بالفلك الأدنى طاقة ثم الأعلى طاقة.
3. الفلك الواحد يتسع إلى الكترونين.

1	s	2
2	s p	2 6
3	s p d	2 6 10
4	s p d f	2 6 10 14

H_1: $1s^1$

He_2 : $1s^2$

Li_3 : $1s^2\ 2s^1$

C_6 : $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

O_8 : $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

Cl_{17} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

Ca_{20} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

Ga_{31} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$

Sb_{51} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^3$

Ti_{81} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^3\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^1$

أ. محمد السعدي

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

★ التوزيع باستخدام الغاز النبيل.

$[He]_2 : 1s^2 \rightarrow 2s^2$

$[Ne]_{10} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6 \rightarrow 3s^2$

$[Ar]_{18} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 \rightarrow 4s^2$

★ اكتب التوزيع الالكتروني ل sr^{28} / Li^3 / ca^{20} بدلالة الغاز النبيل.

$Ca : [Ar]_{18}\ 4s^2$

$Li : [He]_2\ 2s^1$

$Sr : [Ar]_{18}\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$

★ سؤال ؟ صفحة رقم 32.

❖ اكتب التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر الآتية بدلالة الغاز النبيل :

$_{12}Mg$ / $_{14}Si$ / $_{26}Fe$

❖ ما عدد الإلكترونات المنفردة في كل منها؟

$_{12}Mg:[Ne]3s^2$ عدد الإلكترونات المنفردة = 0.

$_{14}Si:[Ne]:3s^2\ 3p^2$ عدد الإلكترونات المنفردة = 2.

$_{26}Fe::[Ar]4s^23d^6$ عدد الإلكترونات المنفردة = 4.

أ. محمد السعدي

خامساً	الجدول الدوري الحديث

★ تم ترتيب الجدول الدوري حسب زيادة أعدادها الذرية.

★ تقسم العناصر في الجدول الدوري إلى قسمين:

1. عناصر ممثلة : و هي العناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني ب s و p .
2. عناصر انتقالية: و هي العناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني ب d وf .

d : عناصر انتقالية رئيسية. f : عناصر انتقالية داخلية.

★ تحديد موقع العناصر الممثلة في الجدول الدوري.

★ يمثل أعلى رقم n (رقم الدورة).

★ يمثل عدد الإلكترونات في أعلى رقم n (رقم المجموعة).

الدورة الثالثة /المجموعة الأولى $Na_{11}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

الدورة الثالثة /المجموعة السابعة $Cl_{17} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

الدورة الرابعة /المجموعة الرابعة $Ge_{32} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$

★ مثال : احسب العدد الذري للعناصر المجهولة التالية :

1. عنصر يقع في المجموعة الثانية / الدورة الثالثة.

$X_{12} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

2. عنصر يقع في المجموعة الثالثة / الدورة الرابعة.

$X_{31} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$

3. عنصر يقع في المجموعة السابعة / الدورة الثالثة.

$X_{17} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

★ سؤال : صفحة 37

1. اعتماداً على التوزيع الإلكتروني للعنصرين : Ca_{20} / se_{34} حدد موقع كل منهما في الجدول الدوري.

$Ca_{20} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$ الدورة الرابعة /المجموعة الثانية

$Se_{34} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$

الدورة الرابعة /المجموعة السادسة

2. ما العدد الذري لعنصر يقع في الدورة الثالثة و المجموعة السابعة A ؟

$A_{17} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

3. ما عدد إلكترونات التكافؤ للعنصر S_{16} ؟

$S_{16} : [Ne]_{10}\ 3s^2\ 3p^4$ عدد إلكترونات التكافؤ =4 + 2 = 6 إلكترونات

★ توزيع العناصر الانتقالية :

$V_{23} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$

$Ga_{25} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$

★ يكون التوزيع الإلكتروني للعناصر الانتقالية في حالة استقرار عندما يكون الفلك الأخير ممتلئ أو نصف ممتلئ.

★ عندما يكون d يوجد فيه 9 إلكترونات ⇐ 10 إلكترونات أو 4 إلكترونات ⇐ 5 .

مجموعة A ⇐ ممثلة. مجموعة B ⇐ انتقالية.

مجموعة Cu

Cu_{29} : $[Ar]^{18}\ 4s^2\ 3d^9$ ×

Cu_{29} : $[Ar]^{18}\ 4s^1\ 3d^{10}$

مجموعة Cr

Cr_{24} : $[Ar]^{18}\ 4s^2\ 3d^4$ ×

Cr_{24} : $[Ar]^{18}\ 4s^1\ 3d^5$ ✓

✓

Ag_{47} : $[Kr]^{36}\ 5s^2\ 4d^9$ ×

Ag_{47} : $[Kr]^{36}\ 5s^1\ 4d^{10}$ ✓

★ تحديد موقع العناصر الانتقالية في الجدول الدوري.

★ رقم الدورة أعلى n / تبدأ بالدورة الرابعة.

★ رقم المجموعة

❖ الحالة الأولى : عندما يمكون مجموع الإلكترونات في S و D من (3-7) يكون نفس رقم المجموعة.

الدورة الرابعة /المجموعة الخامسة V_{23} : $[Ar]^{18}\ 4s^2\ 3d^3$

الدورة الرابعة /المجموعة السادسة Cr_{24} : $[Ar]^{18}\ 4s^1\ 3d^5$

❖ الحالة الثانية :إذا كان مجموع الإلكترونات في (S و D) 8 أو 9 أو 10 تكون في المجموعة الثامنة.

الدورة الرابعة /المجموعة الثامنة Ni_{28} : $[Ar]^{18}\ 4s^2\ 3d^8$

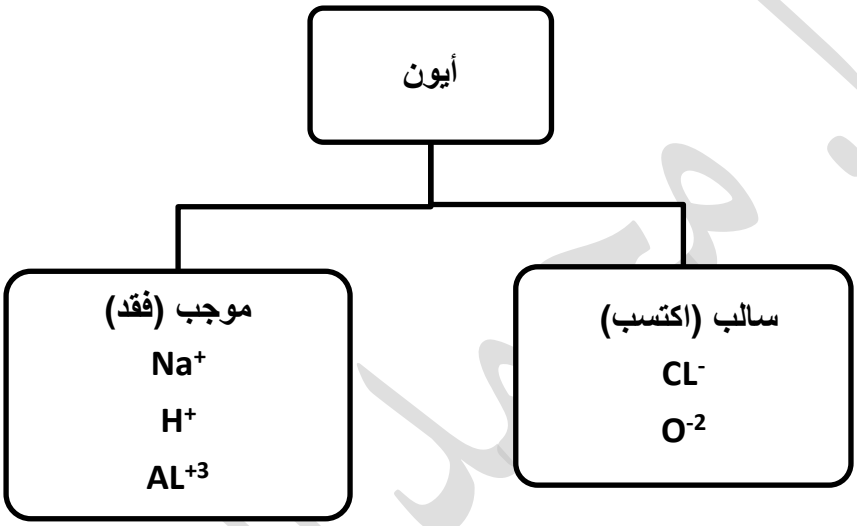
الدورة الخامسة /المجموعة الثامنة Rh_{45} : $[Kr]^{36}\ 5s^2\ 4d^7$

❖ الحالة الثالثة : إذا كانت D ممتلئ ب 10 إلكترونات نأخذ عدد الإلكترونات في S.

Zn_{30} : $[Ar]^{18}\ 4s^2\ 3d^{10}$ الدورة الرابعة /المجموعة الثانية

Cu_{29} : $[Ar]^{18}\ 4s^1\ 3d^{10}$ الدورة الرابعة /المجموعة الأولى

سادساً	التوزيع الإلكتروني لأيونات العناصر



★ الأيون : هو العنصر الذي يكون مشحون بشحنة موجبة أو سالبة.

★ عند حذف الإلكترونات نحذف أولاً من أعلى n .

$_{11}Na^+ : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ أو $[Ne]_{10}$

$_{26}Fe^{+2} : : [Ar]^{18}\ 3d^6$

$_{13}Na^{+3} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ أو $[Ne]_{10}$

$_{17}Cl^- : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ أو $[Ar]^{18}$

$_{25}Mn^{+4} : [Ar]^{18}\ 3d^3$

الفصل الثالث	الدورية في خصائص ذرات العناصر
أولاً	الحجم الذري

★ الحجم الذري : هو معدل المسافة التي تفصل النواة عن الغلاف الأخير.
★ يزداد الحجم الذري في الدورة الواحدة بالانتقال من اليمين إلى اليسار.
★ يزداد الحجم الذري في المجموعة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل.

★ العوامل المؤثرة في الحجم الذري:
1. عدد الكم الرئيسي : (في المجموعة).
كلما زاد عدد الكم الرئيسي يزداد الحجم.

2. شحنة النواة الفاعلة: (الدورة الواحدة).
مقدار الشحنة الفعلية التي تؤثر في إلكترونات الغلاف الخارجي بحيث كلما زاد الإلكترونات ذات قوة الجذب النواة لإلكترونات الغلاف الخارجي فيقل الحجم.

★ سؤال ؟ صفحة 44
♦ الحجم الذري للفلور أصغر من الحجم الذري لليثيوم.

وذلك بسبب زيادة قوة الجذب في الفلور مما يؤدي إلى نقصان حجمه.

$F_9 : 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
$Li_3 : 1s^2\ 2s^1$

♦ الحجم الذري للبوتاسيوم أكبر ن الحجم الذري للصوديوم.

وذلك بسبب زيادة عدد الكم الرئيسي

$K_{19} : [Ar]^{18}\ 4s^1$
$Na_{11}: [Ne]^{10}\ 3s^1$

★ حدد الذرة الأكبر حجماً مع ذكر العامل المؤثر.

1- Mg_{12}:$[Ne]_{10}$ $3s^2$ ✓ شحنة النواة الفاعلة

P_{15} : $[Ne]_{10}$: $3s^2$ $3p^3$

2- O_8 : $1s^2$ $2s^2$ $2p^4$

Se_{34} : $[Ar]_{18}$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^4$ ✓ عدد الكم الرئيس

3- Li_3 : $1s^2$ $2s^1$ ✓ شحنة النواة الفاعلة

N_7 : $1s^2$ $2s^2$ $2p^3$

ثانياً	حجوم الأيونات

★ حجم الذرة المتعادلة يكون أكبر من حجم أيونها الموجب.

★ حجم الأيون السالب أكبر من ذرته المتعادلة.

$_{11}Na$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$	$_8O$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^4$
$_{11}Na^+$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$	$_8O^{-2}$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$

★ سؤال ؟ صفحة 45

أيهما أصغر حجما Na^+ أم F^- ؟ فسر إجابتك.

$_{11}Na^+$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ ✓ أصغر حجماً

$_9F^-$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$

★ الأيون السالب يكون أكبر حجماً من الأيون الموجب عندما يكون لها نفس التوزيع الإلكتروني.

$_{19}K^+$: $[Ne]_{10}$ $3s^2$ $3p^6$

$_{17}Cl^-$: $[Ne]_{10}$ $3s^2$ $3p^6$

أ/ محمد السعدي

ثالثاً	طاقة التأين

★ طاقة التأين : هي كمية الطاقة التي تكفي للتغلب على قوة التجاذب بين النواة و الإلكترون الأضعف ارتباطاً بالذرة.

★ تزداد طاقة التأين في الدورة الواحدة بالانتقال من اليسار إلى اليمين.

★ تزداد طاقة التأين في المجموعة الواحدة بالانتقال من أسفل إلى أعلى.

$M + \text{طاقة} \rightarrow M^{+} + e^{-}$

N>O وذلك لأن الفلك P نصف ممتلئ بالإلكترونات وبالتالي يكون أكثر استقراراً

$N_7 : 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

$O_8 : 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

(Na→3) طاقة تأينه أقل من (Ne→2) وذلك بسبب بعده عن النواة

$Ne_{10} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

$Na_{11} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

لأن الفلك S ممتلئ مما يجعله أكثر استقراراَ

$B_5 : 1s^2\ 2s^2\ 2p^1$

$Be_4 : 1s^2\ 2s^2$

♦ مثال 1: صفحة 48

اكتب التركيب الإلكتروني لذرة الألمنيوم (ع . ذ 13)

1- ما عدد الإلكترونات التي تفقدها ذرة الألمنيوم للوصول إلى تركيب يشبه تركيب ذرة النيون؟

2- ما شحنة الأيون الناتج؟

3- هل يكون الألمنيوم أيون AL^{+4} في مركباته و لماذا؟

طاقة التأين الأول $AL + 578kj/mol \rightarrow AL^{+} + e^{-}$

طاقة التأين الثاني $AL^{+} + 1817kj/mol \rightarrow AL^{2+} + e^{-}$

طاقة التأين الثالث $AL^{2+} + 2745kj/mol \rightarrow AL^{3+} + e^{-}$

إذا فقدت ذرة الألمنيوم إلكتروناً رابعا فإن ذلك سيكون من الغلاف الثاني للأيون AL^{+3} (الذي له تركيب ذرة النيون) الأقرب إلى النواة و الأكثر إنجذاباً نحوها بسبب تأثير شحنة النواة الفاعلة ، وهذا يتطلب قدراً عالياً جداً من الطاقة.

طاقة التأين الرابع $AL^{3+} + 11577kj/mol \rightarrow AL^{4+} + e^-$

إن الارتفاع الكبير في قيمة طاقة التأين الرابع مقارنة بقيمة طاقة التأين الثالث التي يصعب توافرها في التفاعلات الطبيعية ، يجعل من الصعب وجود AL^{+4} في مركبات الألمنيوم.

♦ عند زيادة فرق طاقة التأين و نحدد من خلالها رقم المجموعة.

♦ سؤال صفحة 49 :

الجدول الآتي يبين قيم طاقات التأين لعنصرين من العناصر الممثلة من الدورة الثالثة مقدرةً بالكيلو جول/ مول . ادرس الجدول الآتي ثم أجب عن الأسئلة التي يليه.

طاقة التأين (كيلو جول/مول) / العنصر	ط1	ط2	ط3	ط4
X	738	1450	7731	10545
Y	496	4563	6913	9541

♦ حدد المجموعة التي ينتمي إليها كل عنصر؟

المجموعة الأولى $\rightarrow Y^+$ المجموعة الثانية $\rightarrow X^{+2}$

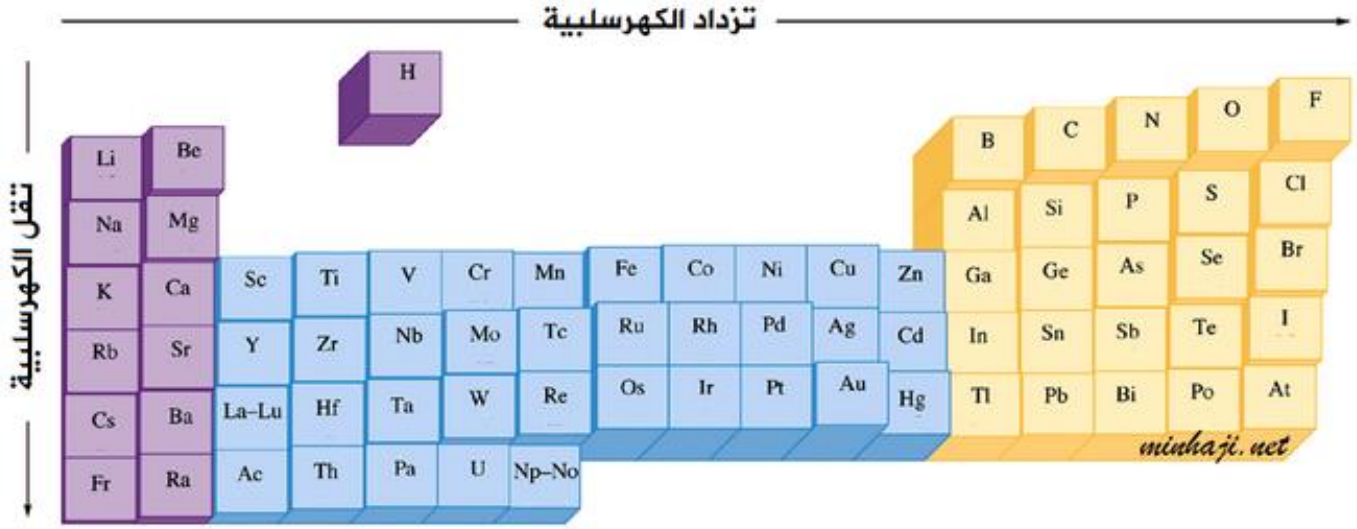
♦ أيهما أنشط كيميائياً في التفاعل مع الكلور : X أم Y ؟ Y انشط

♦ أكتب التركيب الإلكتروني للعنصر X ؟

X : $[Ne]\ 3S^2$

رابعاً	الكهرسلبية

- **الكهرسلبية** : هي القدرة النسبية لجذب الذرة زوج إلكترونات الرابطة التساهمية نحوها.
- تزداد قيم الكهرسلبية في الدورة الواحدة بالانتقال من اليسار إلى اليمين.
- تزداد قيم الكهرسلبية في المجموعة الواحدة بالانتقال من أعلى إلى أسفل.
- العنصر الذي له أعلى كهرسلبية هو F
- عناصر الغازات النبيلة لا يوجد لها قيم كهرسلبية.
- العلاقة عكسية بين الحجم الذري و الكهرسلبية .
- العلاقة طردية بين شحنة النواة الفاعلة و طاقة التأين و الكهرسلبية و عكسية مع الحجم الذري.
- ادرس الشكل الآتي الذي يحوي قيم الكهرسلبية لمعظم عناصر الجدول الدوري ، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه .



- أي ذرات العناصر في الدورة الثانية لها أصغر حجم ذري ؟ F
- أي ذرات العناصر في الدورة الثانية لها أكبر شحنة نواة فاعلة و أكبر طاقة تأين؟ F
- أي ذرات العناصر في الدورة الثانية لها أعلى قيمة كهرسلبية؟ F
- كيف تتغير قيم الكهرسلبية في الدورة الثانية من اليسار إلى اليمين ؟ تزداد
- كيف تتغير قيم الكهرسلبية في المجموعة الواحدة من أعلى إلى أسفل بوجه عام؟ تقل

♦ ما العلاقة بين الكهرسلبية وكل من الحجم الذري ، و شحنة النواة الفاعلة؟
عكسية مع الحجم الذري و طردية مع شحنة النواة الفاعلة.

★ يعتمد المركب القطبي في حال وجود فرق في قيم الكهرسلبية.
★ اتجاه القطبية يكون نحو العنصر الذي يحتوي على أعلى قيمة كهرسلبية.

♦ مثال 1 : Hf

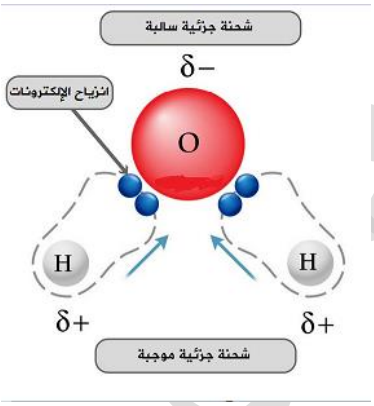
$\delta+ \quad \delta-$
$H - F$

الرابطة H-f رابطة قطبية تحمل فيها ذرة الفلور شحنة جزئية سالبة لأنها الذرة الأعلى كهرسلبية ، بينما تحمل ذرة الهيدروجين شحنة جزئية موجبة و هذا يعني ان زوج إلكترونات الرابطة منزاح أكثر نحو ذرة الفلور.

♦ مثال 2 : H_2

H-H رابطة غير قطبية لأن الفرق في الكهرسلبية بين الذرتين المرتبطتين بالرابطة يساوي صفر.

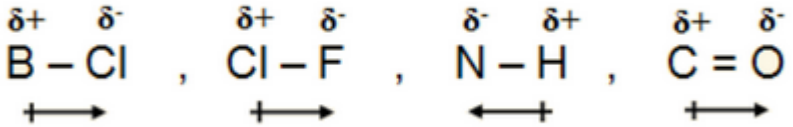
♦ مثال 3 : H_2O



الرابطة H-O في جزيء الماء ينجذب فيها زوج الإلكترونات الرابطة نحو ذرة الأكسجين لأنها أعلى كهرسلبية من ذرة الهيدروجين لذا تظهر على ذرة الأكسجين شحنة جزئية سالبة و على ذرة الهيدروجين شحنة جزئية موجبة وتكون الرابطة H-O قطبية.

♦ مثال 4 : مثل قطبية الروابط الآتية بسهم و بشحنات .

B-CL / CL-F / N-H / C=O



♦ أي الروابط الآتية قطبية ؟ و أيها غير قطبية ؟

N-H / C-O / H-Br /B-f / Cl-Cl

N-H ← قطبية C-O ← قطبية H-Br ← قطبية

B-f ← قطبية Cl-Cl ← غير قطبية

أ. محمد السعدي

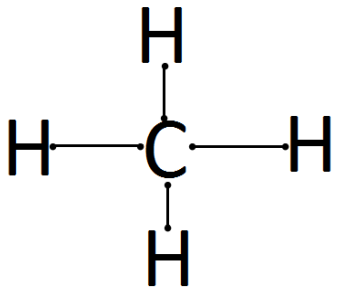
الوحدة الثانية	حالات المادة و أشكال الجزيئات
الفصل الأول	أشكال الجزيئات
أولاً	نظرية تنافر أزواج إلكترونات غلاف التكافؤ

- ✶ أن الأزواج الإلكترونات تتخذ ترتيباً فراغياً حول الذرة المركزية يقلل التنافر بين أزواج إلكترونات إلى حده الأدنى و هذا يشمل أزواج الإلكترونات الرابطة و غير الرابطة في غلاف التكافؤ و يكون التنافر أقل ما يمكن عندما تكون الزاوية بين أزواج الإلكترونات أكبر ما يمكن فيصبح المركب أكثر استقراراً.
- ✶ رموز لويس : تمثيل إلكترونات غلاف التكافؤ على شكل نقاط.
- ✶ نحدد الذرة المركزية من خلال :
  1. العنصر الأقل عدد ذرات.
  2. الكربون دائماً ذرة مركزية.
  3. في حال تساوت أعداد الذرات و العناصر فإن الذرة المركزية هي التي تمتلك أكبر عدد من الأفلاك نصف الممتلئة.

- ✶ مثل CH_4 باستخدام رموز لويس.

$C_6 : 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

$H_1: 1S^1$



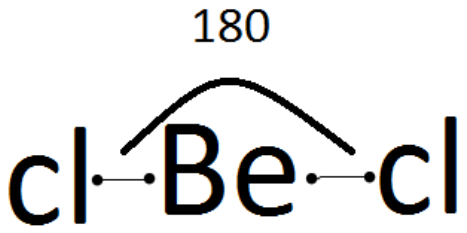
★ أشكال الجزيئات.

1. الصيغة العامة الاولى AB_2 : 1. خطي 2. منحني

★ مثال 1 : $BeCl_2$.

$Be_4 : 1s^2\ 2s^2$

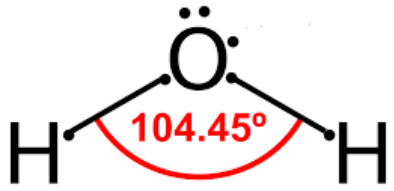
$2Cl_{17} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$



★ مثال 2 : H_2O

$O_8 : 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

$2H_1 : 1S^1$



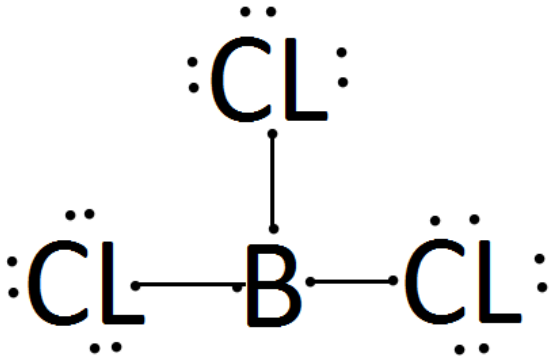
2. الصيغة العامة الثانية : AB_3

1. مثلث مسطح ← لا يوجد إلكترونات غير رابطة ← 120
2. هرم ثلاثي الأوجه ← يوجد إلكترونات غير رابطة ← 107.3

★ مثال 3 : BCL_3

$B_5 : 1s^2\ 2s^2\ 2p^1$

$3Cl_{17} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

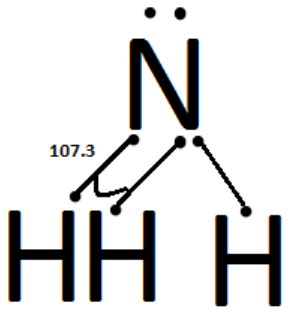


★ مثال 4 : NH_3

$N_7 : 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

$3H_1 : 1S^1$

هرم ثلاثي الأوجه



.3

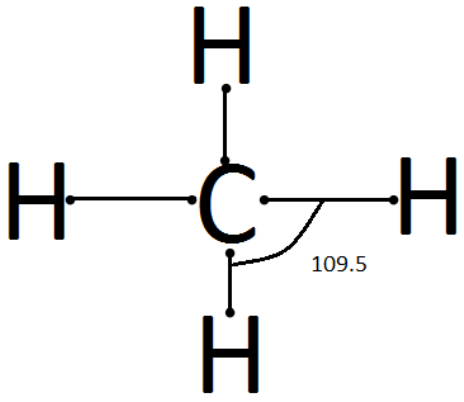
الصيغة العامة الثالثة : AB_4 رباعي الأوجه منتظم ← 109.5

★ مثال 5 : CH_4

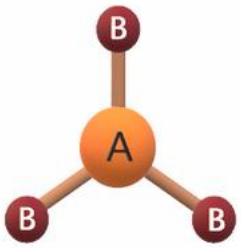
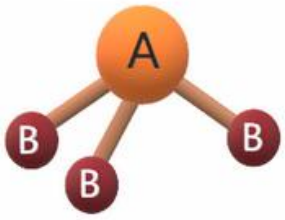
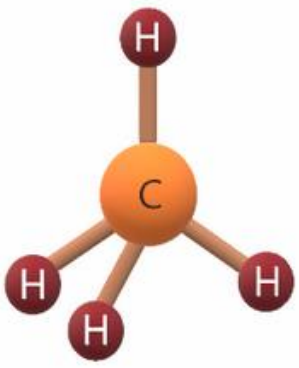
$C_6 : 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

$4H_1 : 1S^1$

رباعي الأوجه منتظم



محمد السعدي

الصيغة العامة	الشكل	وجود إلكترونات غير رابطة	الزاوية	الرسمة
AB_2	خطي	لا يوجد	180	
	منحني	يوجد	104.5	
AB_3	مثلث مسطح	لا يوجد	120	
	هرم ثلاثي الأوجه	يوجد	107.3	
AB_4	رباعي الأوجه منتظم	لا يوجد	109.5	

ثانياً	نظرية الربط التساهمي

★ نظرية الربط التساهمي

عند اقتراب ذرتين من بعضها فإن الأفلاك الذرية لغلافي التكافؤ تتداخل و تصبح إلكترونات الأفلاك المنجذبة نحو نواتي الذرتين في الوقت نفسه ، و تزداد الكثافة الإلكترونية في منطقة التداخل للأفلاك بين الذرتين مما يؤدي إلى اقتراب النواتين من بعضها و انخفاض طاقتهما.

★ الافتراضات

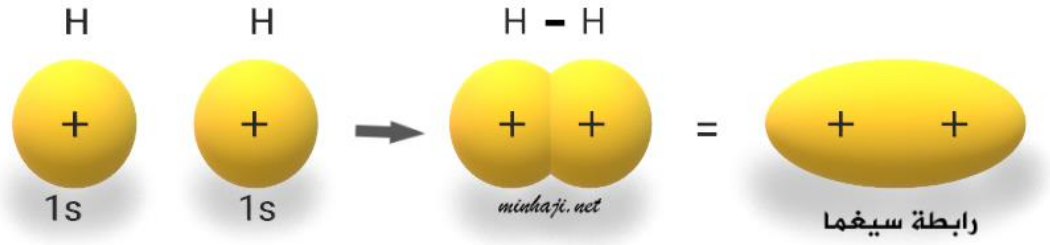
1) سيغما σ : و هي تتكون نتيجة تداخل رأسي رأسي / تعتبر رابطة قوية .

2) باي π : وهي تتكون نتيجة تداخل جانبي / تعتبر رابطة ضعيفة.

---

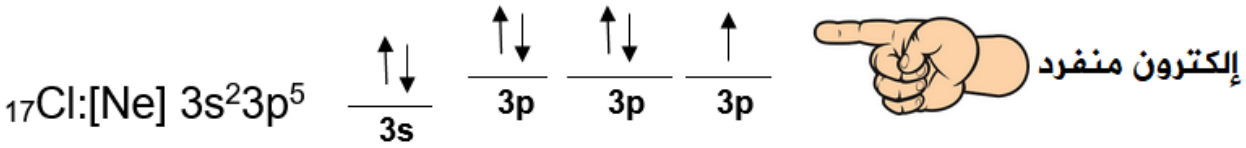
1. تداخل فلكي s لذرتين هيدروجين في جزيء H_2 .

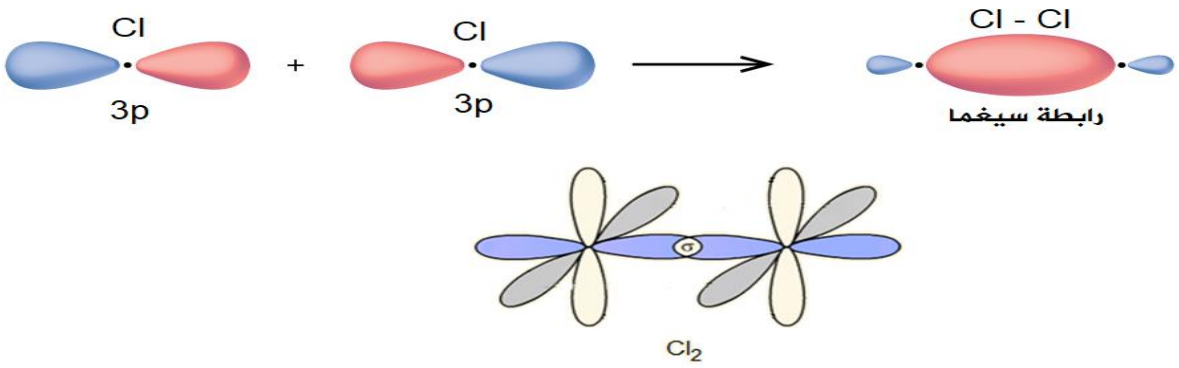
$H_1 : 1S^1$



2. تداخل فلكي p لذرتي الكلور في cl_2 .

$Cl_{17} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ تداخل p-p



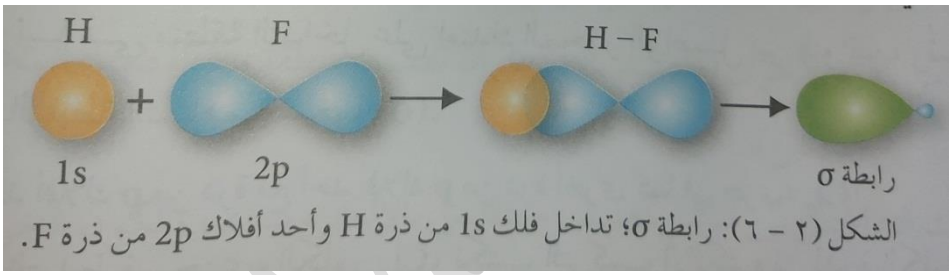


3. تداخل p-s في جزيء HF .

4. H_1 : $1S^1$

F_9 : $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

تداخل رأسي



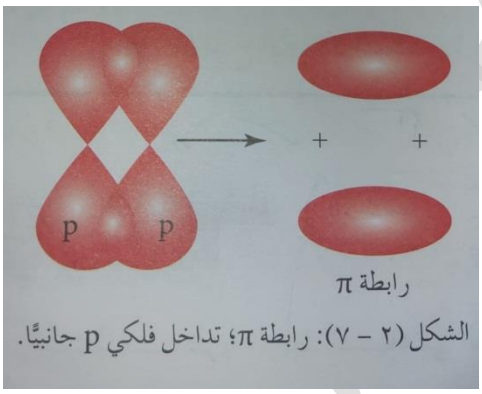
الشكل (٢ – ٦): رابطة σ؛ تداخل فلك 1s من ذرة H وأحد أفلاك 2p من ذرة F.

4. تداخل أفلاك p لذرتي الأكسجين في جزيء o_2 .

O_8 : $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

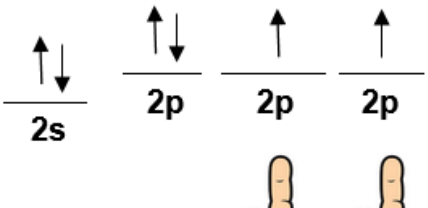
نوع الأفلاك 2p-2p

نوع التداخل : 1. رأسي 2. جانبي /أنواع الروابط : σ و π

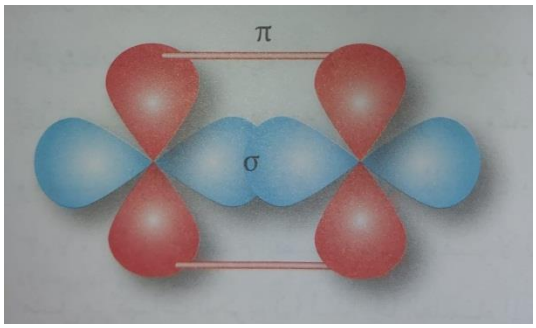


الشكل (٢ – ٧): رابطة π؛ تداخل فلكي p جانبيًا.

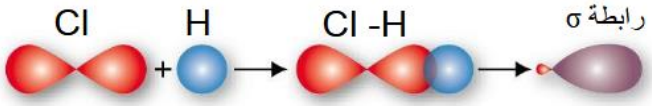
$_8O$:$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$



إلكترونين منفردين



♦ سؤال : مثل بالرسم الروابط في جزيء F_2 و HCL اعتماداً على نظرية الربط التساهمي.



محمد السعدي

ثالثاً	التهجين

★ التهجين : هي عملية اندماج أفلاك ذرية مختلفة الطاقة في غلاف التكافؤ للذرة تؤدي إلى تكوين أفلاك جديدة متماثلة الشكل و الطاقة.

★ أنواع التهجين : 1- Sp^3 2- sp^2 3- sp

الأفلاك المهجنة	عدد الأفلاك المهجنة	الزاوية التقريبية	عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية	الاتجاه الفراغي للأفلاك المهجنه
Sp	**2**	**°180**	**-**	**خطي مستقيم**
sp^2	**3**	**°120**	**-**	**مثلث مسطح**
sp^3	**4**	**°109.5**	**-**	**رباعي الأوجه منتظم**
		°107.3	**زوج**	**هرم ثلاثي**
		°104.5	**زوجين**	**منحني زاوي**

♦ لمعرفة نوع التهجين :

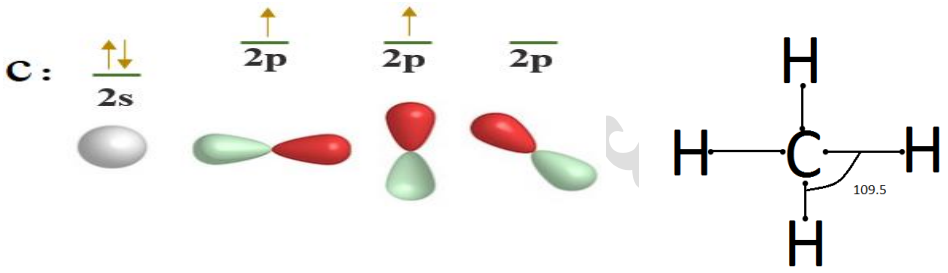
1- نوزع الإلكترونات (توزيع إلكتروني).
2- نرسم رموز لويس.
3- نعد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية.
4- توزيع إلكترونات الغلاف الأخير حسب قاعدة هوند.
5- في حال يوجد انتقال للإلكترون(ننقله).
6- ندمج الأفلاك.
7- نرسم تداخل الأفلاك.

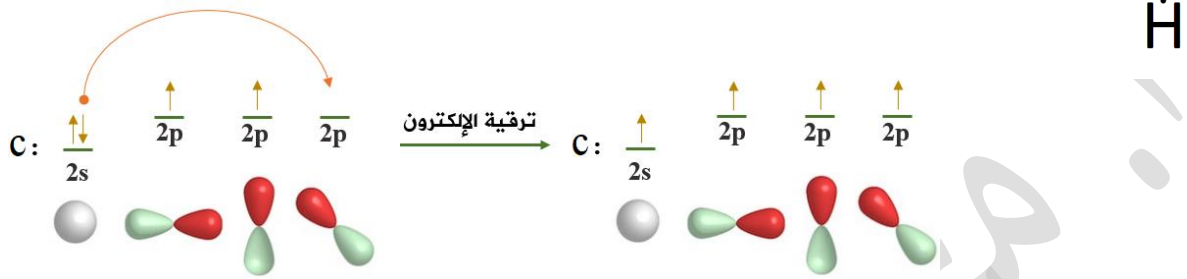
التهجين من نوع SP^3

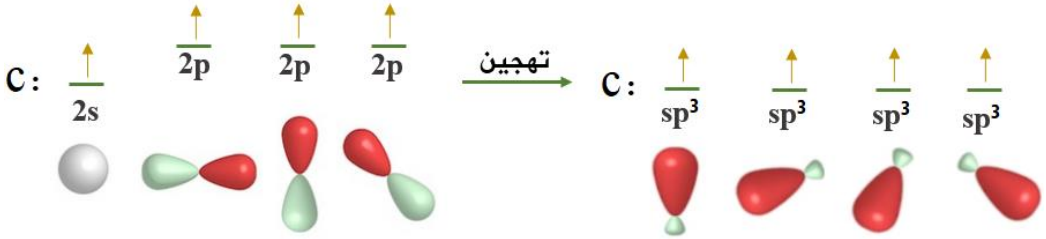
★ مثال 1: جزيء CH_4 .

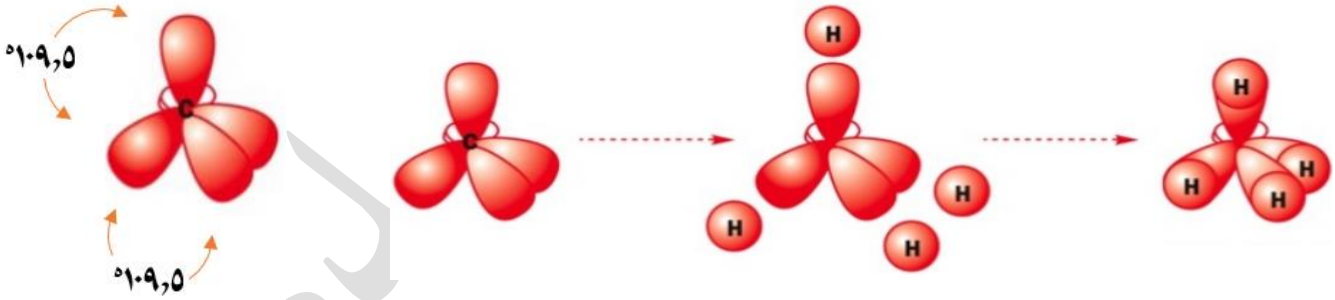
$C_6 : 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

$4H_1: 1S^1$









★ نوع التهجين الذي تجريه ذرة الكربون: sp^3

★ عدد الأفلاك المهجنة في ذرة الكربون: 4

★ الشكل الهندسي (البنائي) للجزيء: رباعي الأوجه منتظم.

★ قيمة الزاوية بين الأفلاك المهجنة: 109,5°.

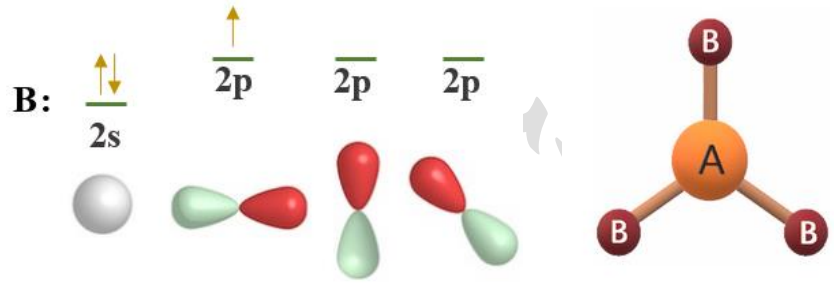
★ نوع الأفلاك الداخلة في تكوين الرابطة C-H : sp^3-s .

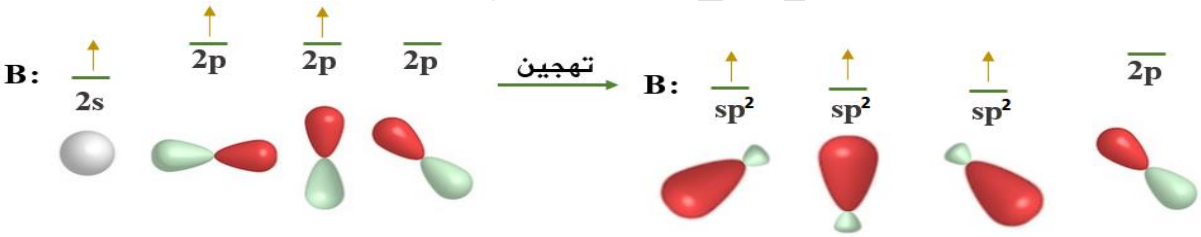
★ مبررات التهجين: تفسير عدد الروابط، وتفسير الزاوية بين الأفلاك المهجنة.

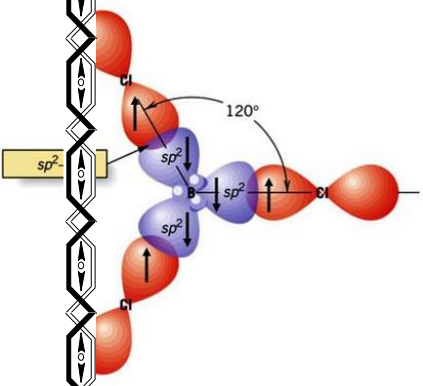
التهجين من نوع sp^2

★ مثال 2: جزيء BCl_3

$_5B$:[He] $2s^2$ $2p^1$







★ نوع التهجين الذي تجريه ذرة البورون: sp^2

★ عدد الأفلاك المهجنة في ذرة البورون: 3

★ الشكل الهندسي (البنائي) للجزيء: مثلث مسطح.

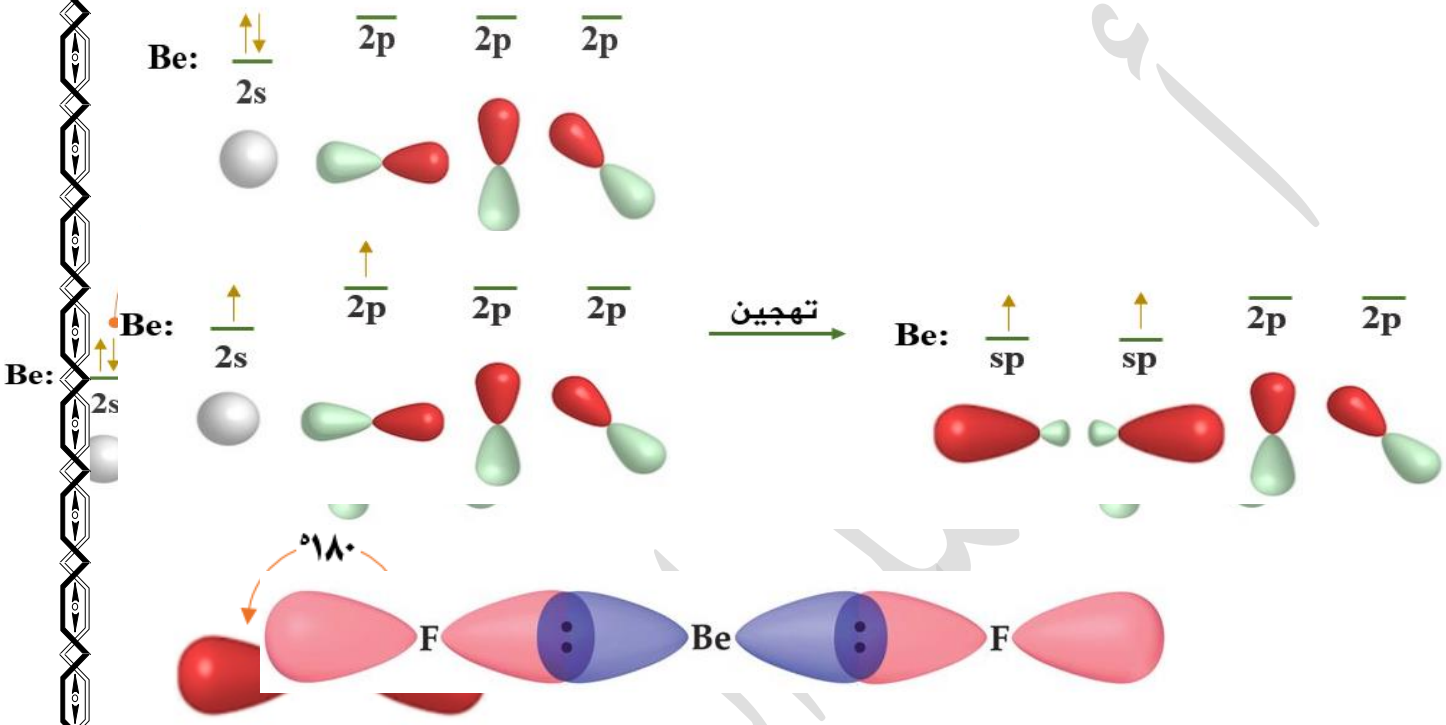
★ قيمة الزاوية بين الأفلاك المهجنة: 120°.

★ نوع الأفلاك الداخلة في تكوين الرابطة B-Cl : sp^2-p .

التهجين من نوع sp

★ مثال 3 : جزيء BeF_2

$_4Be:[He]\ 2s^2\ 2p^2$



★ نوع التهجين الذي تجريه ذرة البريليوم: sp

★ عدد الأفلاك المهجنه في ذرة البريليوم: 2

★ الشكل الهندسي (البنائي) لجزيء BeF_2 : خطي مستقيم.

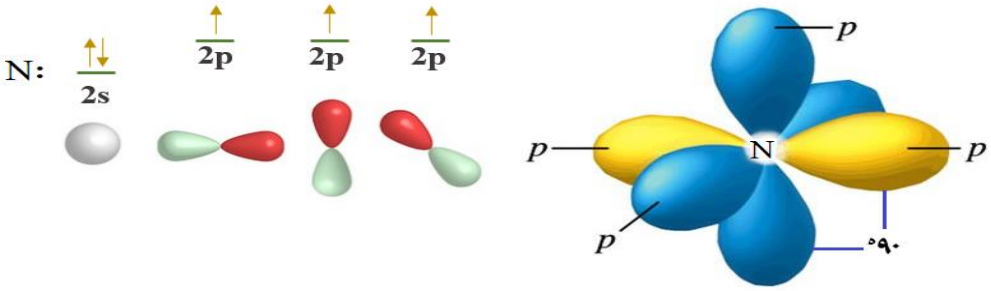
★ قيمة الزاوية بين الأفلاك المهجنة: 180°.

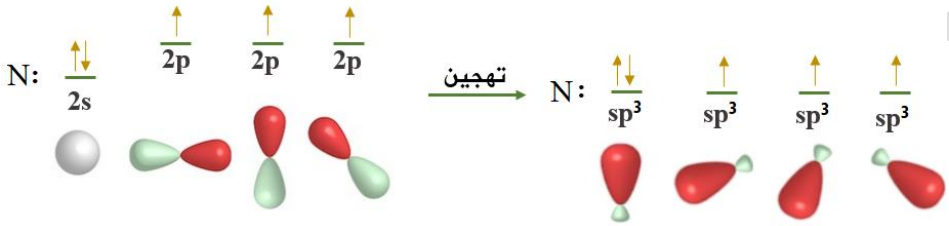
★ نوع الأفلاك الداخلة في تكوين الرابطة Be-F : sp-p .

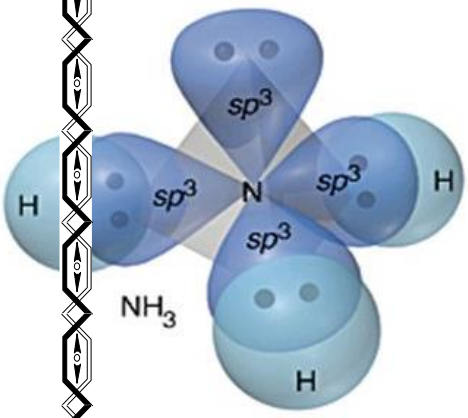
التهجين في الأمونيا والماء

★ مثال 4 : التهجين في الأمونيا NH_3 .

$_7N$: [He] $2s^2$ $2p^3$







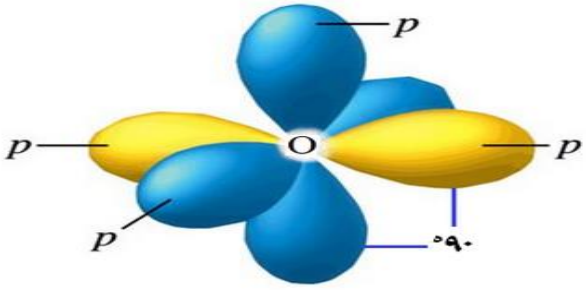
★ نوع التهجين الذي تجريه ذرة النتروجين: sp^3

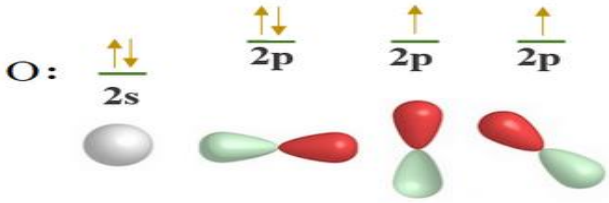
★ عدد الأفلاك المهجنة في ذرة النتروجين: 4

★ الشكل الهندسي (البنائي) للجزيء: هرم ثلاثي.

★ قيمة الزاوية بين الأفلاك المهجنة: 107,3°.

★ نوع الأفلاك الداخلة في تكوين الرابطة N-H : sp^3-s .



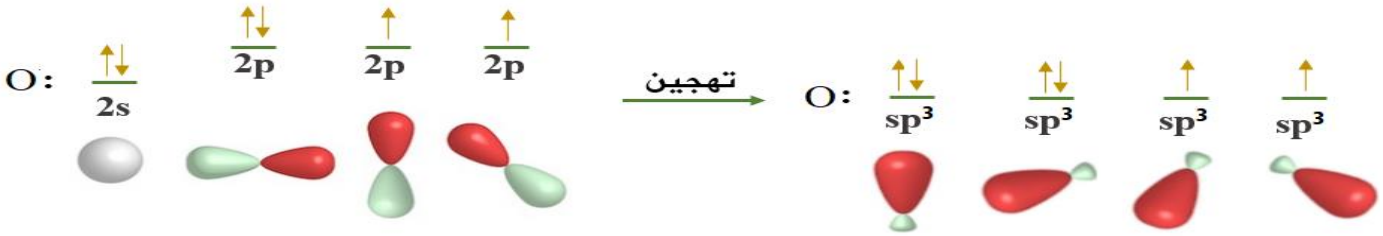


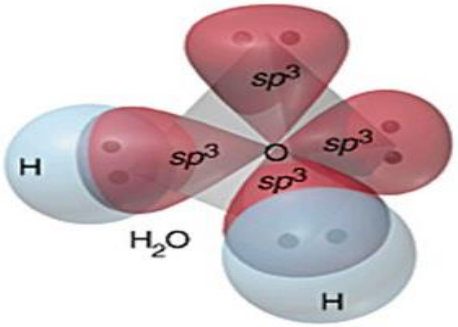
مثال 5: **التهجين في الماء** H_2O

$_8O$:[He] $2s^2\ 2p^4$

★ نوع التهجين الذي تجريه ذرة الأكسجين: **sp^3**

★ عدد الأفلاك المهجنة في ذرة الأكسجين: **4**





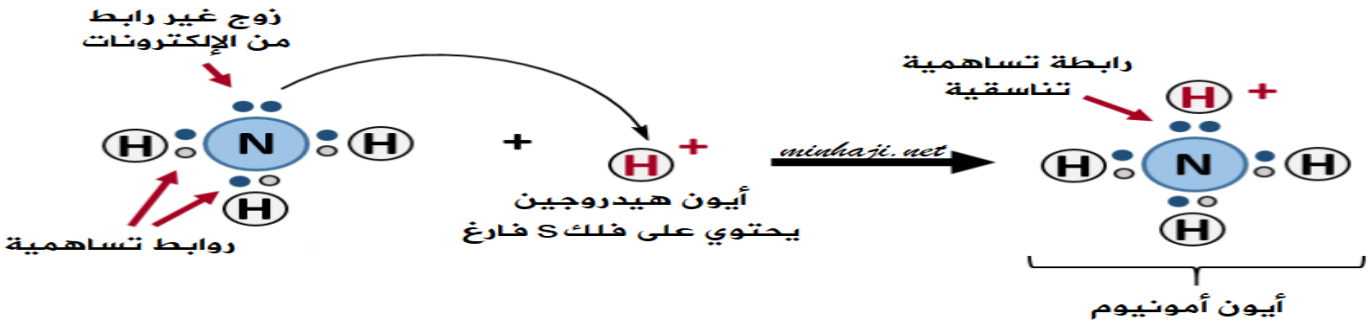
★ الشكل الهندسي (البنائي) للجزيء: منحني.

★ قيمة الزاوية بين الأفلاك المهجنة: 104,5°.

★ نوع الأفلاك الداخلة في تكوين الرابطة : sp^3-s O-H .

★ الرابطة التناسقية : هي الرابطة التي تتكون من تداخل فلك فارغ من إحدى الذرات مع فلك يمتلك زوجاً من الإلكترونات غير الرابطة.

مثال:تنشا رابطة تناسقية بين الأمونيا وأيون الهيدروجين.يمكن لذرة النتروجين في جزيء الأمونيا NH_3 أن تقدم زوجاً غير رابط من الإلكترونات إلى الفلك الفارغ في أيون الهيدروجين الموجب، فتتكون رابطة تناسقية بين النتروجين والهيدروجين، ويتكون أيون الأمونيوم NH_4^+ .



الفصل الثالث	قوى التجاذب بين الجزيئات
أولاً	قطبية الجزيئات

★ قطبية الجزيئات (عزم ثنائي القطب):

هي المقياس الكمي لقطبية الرابطة أو الجزيء الذي يعتمد على مقدار الشحنة الجزيئية على طرفي القطب و المسافة بين الشحنتين في الرابطة.

★ قطبية الجزيئات ثنائية الذرات :

⇐ عندما يكون العنصرين متشابهين يكون غير قطبي (H_2 , CL_2).

⇐ عندما يكون العنصرين غير متشابهين يكون قطبي (HF , HB).

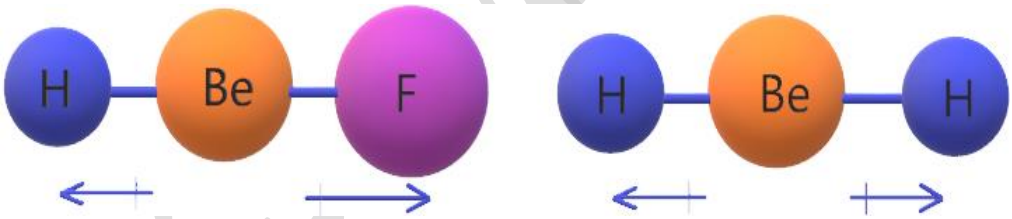
★ قطبية الجزيئات عدديدة الذرات.

1) الجزيء الخطي:

⇐ عندما تكون محصلة العزم تساوي صفر يكون المركب غير قطبي.

⇐ في حال كان العنصرين المرتبطات على الذرة المركزية متشابهات يكون المركب غير قطبي أما إذا كانوا مختلفات يكون قطبي.

✓ أمثلة : BeHF / BeH_2

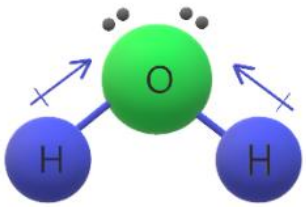


قطبيBeHF /غير قطبي BeH_2

2) الجزيء المنحني:

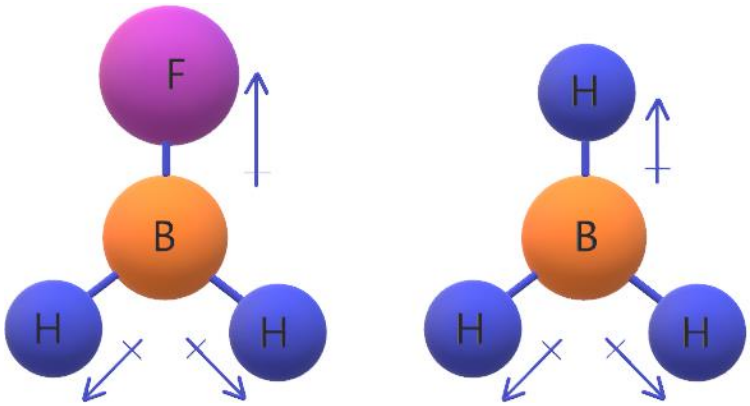
⇐ المركب المنحني دائما قطبي و ذلك بسبب وجود إلكترونات غير رابطة.

✓ مثال : H_2O



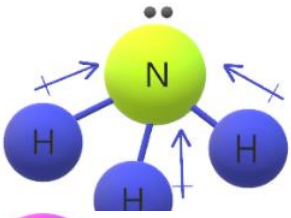
3) الجزيء المثلث المسطح :

⇐ في حال كانت العناصر متشابهة على الذرة المركزية يكون غير قطبي.
⇐ أما في حال كانت العناصر غيير متشابهة على الذرة المركزية يكون قطبي.
✓ أمثلة : BH_3 / BH_2F



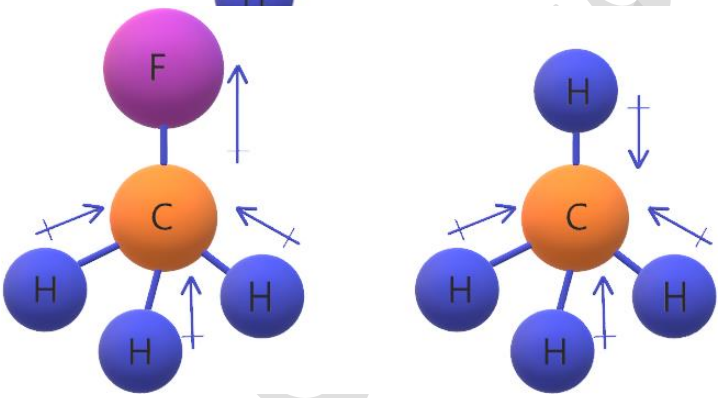
غير قطبي BH_3 / قطبي BH_2F

4) الجزيء الهرم الثلاثي:



⇐ دائماً قطبي بسبب وجود إلكترونات غير رابطة.
✓ مثال : NH_3

5) رباعي الأوجه منتظم:



✓ أمثلة : CH_3F / CH_4
CH_4 : غير قطبي لأن محصلة قطبية روابطه تساوي صفر.
CH_3F : قطبي لأن محصلة قطبية روابطه لا تساوي صفر وذلك لعدم تساوي قطبية روابطه.

ثانياً	أنواع قوى التجاذب بين الجزيئات

✶ قوى التجاذب بين الجزيئات (ثنائية القطب).
✶ هي القوى التي تنشأ بين الطرف السالب لجزيء ما و الطرف الموجب لجزيء آخر.
✶ المركب القطبي تكون قوى التجاذب بين جزيئاته ثنائية القطب.
✶ تعتبر هذه الرابطة رابطة قوية.
✶ كلما كان قوى التجاذب أكبر (قطبي) تكون درجة الغليان أكبر.

CH_4	CH_3CL
غير قطبي	قطبي
درجة الغليان -161 (أقل)	درجة الغليان -87 (أكثر)

NCL_3	Cl_2O
قطبي	قطبي
ك.م = 120.5(أعلى)	ك.م = 87 (أقل)

✶ كلما زادت الكتلة المولية تزداد درجة الغليان.
✶ الرابطة الهيدروجينية:
وهي الرابطة التي تنشأ عند ارتباط الهيدروجين (H) بواحدة من العناصر التالية (F,O,N).
✶ تعتبر الرابطة الهيدروجينية رابطة قوية و ذلك لأن العناصر (F,O,N) لها أعلى قيم كهرسلبية.
✶ تعتبر كل رابطة هيدروجينية هي رابطة قطبية.
✶ كلما كانت عدد الروابط الهيدروجينية أكثر كانت درجة الغليان أكثر وتكون الرابطة أقوى.
✶ أي مركب يحتوي على هيدروجين وكربون فقط هو مركب غير قطبي.

ثنائية القطب	هيدروجينية CH_3NH_2	CH_3F ثنائية القطب
غير قطبيSIF_4	هيدروجينية CH_3OH	غير قطبي $CH_3\ CH_3$

✶ قوى لندن

✶ المركبات غير القطبية ترتبط بقوى لندن.

✶ تعتبر قوى لندن قوى ضعيفة. قوى لندن< ثنائية القطب < الهيدروجينية

✶ المركبات التي تتكون من كربون وهيدروجين فقط تعتبر قوى لندن.

✶ العوامل المؤثرة على قوى لندن:

1- الكتلة المولية : بحيث كلما زادت الكتلة المولية تزداد درجة الغليان.

2- المركب الذي يوجد على شكل سلسلة يكون درجة غليانه أعلى.

✶ أي المركبات له أعلى درجة غليان:

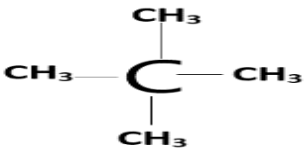
i_2 ⇨ 254 / Br_2 ⇨ 160 / Cl_2⇨71 $i_2 > Br_2 > Cl_2$

✶ رتب المواد الآتية تبعاً لتزايد درجة غليانها.

$CH_3\ CH_3$, CH_4 , $CH_3\ CH_2\ CH_3$ (نقوم بحساب الكتلة المولية)

$15+14+15 = 44$ / 16 / $15+1\times3 + 12+1\times3 = 30$

$CH_3\ CH_2\ CH_3 > CH_3\ CH_3 > CH_4$

الخصيصة	المركب(أ)	المركب (ب)
الصيغة الجزيئية	C_5H_{12}	C_5H_{12}
الصيغة البنائية	CH_3 - CH_3 -CH_3 -CH_3 -CH_3	
الكتلة المولية (غ / مول)	72	72
درجة الغليان	36	9.5
قطبية الجزيء	غير قطبي	غير قطبي

الفصل الثالث	حالات المادة
أولاً	الحالة الغازية

✶ ترتبط جزيئات الغاز بروابط ضعيفة و تكون قوى التجاذب بين الجزيئات من قوى لندن.

✶ العوامل المؤثرة مع الغازات.

1- درجة الحرارة (ط).

2- الضغط (ض).

3- الحجم (ح).

✶ قانون بويل

⇐ درس العلاقة بين الحجم و الضغط عند ثبوت درجة الحرارة.

⇐العلاقة عكسية بين الحجم والضغط ت ∞ $\frac{1}{\text{ض}}$

$$\text{ح} = \frac{\text{ثابت}}{\text{ض}} \quad / \quad \text{ثابت} = \text{ح} \times \text{ض}$$

$$\text{ح}_1 \times \text{ض}_1 = \text{ح}_2 \times \text{ض}_2$$

قبل بعد (أصبحت)

✶ **مثال (1) صفحة 94**

عينة غاز حجمها 36لتراً ضغطها 1 ض.ج احسب حجم العينة إذا أصبح ضغطها 2 ض.ج في درجة الحرارة نفسها.

الحل:

ح_1 = 36 لتراً ح_2 = ؟؟؟ ض_1 = 1ض.ج ض_2 = 2 ض.ج

$$\text{ح}_1 \times \text{ض}_1 = \text{ح}_2 \times \text{ض}_2$$

$$\frac{\text{ض}_1 \times \text{ح}_1}{\text{ح}_2} = \frac{\text{ض}_2}{\text{ح}_2}$$

$$= \frac{1 \times 36}{2} = 18 \text{ لتر}$$

★ قانون شارل

⇐ درس العلاقة بين الحجم و درجة الحرارة عند ثبوت الضغط.

⇐ العلاقة طردية بين الحجم و درجة الحرارة.

⇐ ح ∞ ط

⇐ ح = ثابت × ط / ثابت = $\frac{ح}{ط}$

⇐ كلفن = س + 273

$$\frac{ح1}{ط1} = \frac{ح2}{ط2} \Leftarrow$$

★ سؤال صفحة 95 :

عينة غاز تشغل حجماً مقداره 2.58 لتر عند 25س و 1 ض.ج فكم يصبح حجم العينة عند درجة حرارة 38س و ضغط 1 ض.ج ؟

الحل:

ح$_1$ = 2.58 لتراً **ح$_2$ = ؟؟؟** **ط$_1$ =**

298=273+25 **ط$_2$ = 38 + 273 = 311**

ض$_1$ = 1ض.ج **ض$_2$ = 1 ض.ج**

$$\frac{ح1}{ط1} = \frac{ح2}{ط2}$$

ح$_1$ × ط$_2$ = ح$_2$ × ط$_1$

ح$_2$ 298 =311×2.58

$$\frac{ح1 \times ط1}{ح2} = \frac{ح2 \times ط2}{ح2}$$

ح$_2$ = $\frac{311 \times 2.58}{298}$ = 2.7 لتراً

★ قانون غاي لوساك

درس العلاقة بين الضغط و درجة الحرارة عند ثبوت الحجم وكانت العلاقة طردية.

ض ∞ ط

1 ض.ج ⇐ 760 ملم زئبق **1 ض.ج ⇐** 101.325 باسكال

ثابت = $\frac{\text{ض}}{\text{ط}}$

★ مثال عينة غاز ضغطها 1 ض.ج و درجة حرارتها 25 سْ احسب الضغط عندما أصبحت درجة حرارتها 50 سْ .

الحل :

$ط_1$ = 25+273=298 ك **$ط_2$ = 50 + 273 = 323 ك**

$ض_1$ = 1ض.ج **$ض_2$ = ؟؟؟**

$$\frac{\text{ض}1}{\text{ط}1} = \frac{\text{ض}2}{\text{ط}2}$$

$ض_1 \times ط_2 = ض_2 \times ط_1$

$ض_2$ = $\frac{\text{ض}1 \times \text{ط}2}{\text{ط}1}$ = $\frac{323 \times 1}{298}$ **⇐ $ض_2$ = 1.11 ض.ج**

★ القانون الجامع للغازات.

$\frac{\text{ض}1 \times \text{ح}1}{\text{ط}1} = \frac{\text{ض}2 \times \text{ح}1}{\text{ط}2}$

★ سؤال صفحة 96 ؟

عينة من غاز الهيدروجين المحصور في وعاء حجمه 300مل ضغطها يساوي 82.5 مم زئبق في درجة حرارة 25 سْ . كم يصبح ضغط العينة إذا وضعت في وعاء حجمه 500مل في درجة الحرارة نفسها؟

الحل :

ح$_1$ = 300مل ح$_2$ = 500 مل ض$_1$ = 82.5 مم ض$_2$ = ؟؟؟؟؟؟

ح$_1$ × ض$_1$ = ح$_2$ × ض$_2$

ض$_2$ = $\frac{\text{ض}\times\cancel{11}}{\cancel{2}}$ = $\frac{82.5\times300}{500}$ ⇐ ض$_2$ = 49.5 مم زئبق

★ قانون أفوغادرو

★ الظروف المعيارية: الضغط = 1 ض.ج / درجة الحرارة = 273 ك / الحجم = 22.4 لتر.

⇐ ع : عدد المولات ، ر : ثابت التناسب ، ح : الحجم بالتر ، ض: الضغط الجوي .

★ احسب التأين في الظروف المعيارية ؟

ع ر ط = ح ض

$\frac{1\times\text{ر}\times273}{273}$ = $\frac{1\times22.4}{273}$ ⇐ ر = 0.08206 $\frac{\text{لتر.ض.ج}}{\text{مول}}$

★ مثال :3 صفحة 98

عينة من غاز الهيدروجين H_2 تشغل حيزاً مقداره 8.56لترات في درجة حرارة صفر سْ و ضغط 1.5 ض.ج . احسب عدد مولات غاز الهيدروجين التي توجد في العينة (افترض أن الغاز مثالي).

الحل:

ر = 0.08206لتر .ض.ج / مول.ك ، ط = 0 + 273 = 273 ك

ح ض = ع ط ر

$$\text{ع} = \frac{\text{ض ح}}{\text{ط ر}}$$

$$= \frac{8.56 \times 1.5}{0.08206 \times 273} = 0.57 \text{ مول}$$

✶ سؤال صفحة 98

تفاعل كيميائي أنتج 50 مل من غاز الهيدروجين H_2 عند ضغط 380 مم زئبق و 27 سْ فما عدد مولات الغاز الناتج؟ وما كتلته؟

الحل :

ح = 0.05 ، ض = 0.5 ، ط = 300 ك

ح ض = ع ط ر

$$\text{ع} = \frac{\text{ض ح}}{\text{ط ر}}$$

$$= \frac{0.05 \times 0.5}{0.08206 \times 300} = 0.001 \text{ مول}$$

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{ك}}{\text{ك.م}}$$

$$0.001 = \frac{\text{ك}}{2} \Leftarrow \text{ك} = 0.002 \text{ غ}$$

أ. محمد السعدي