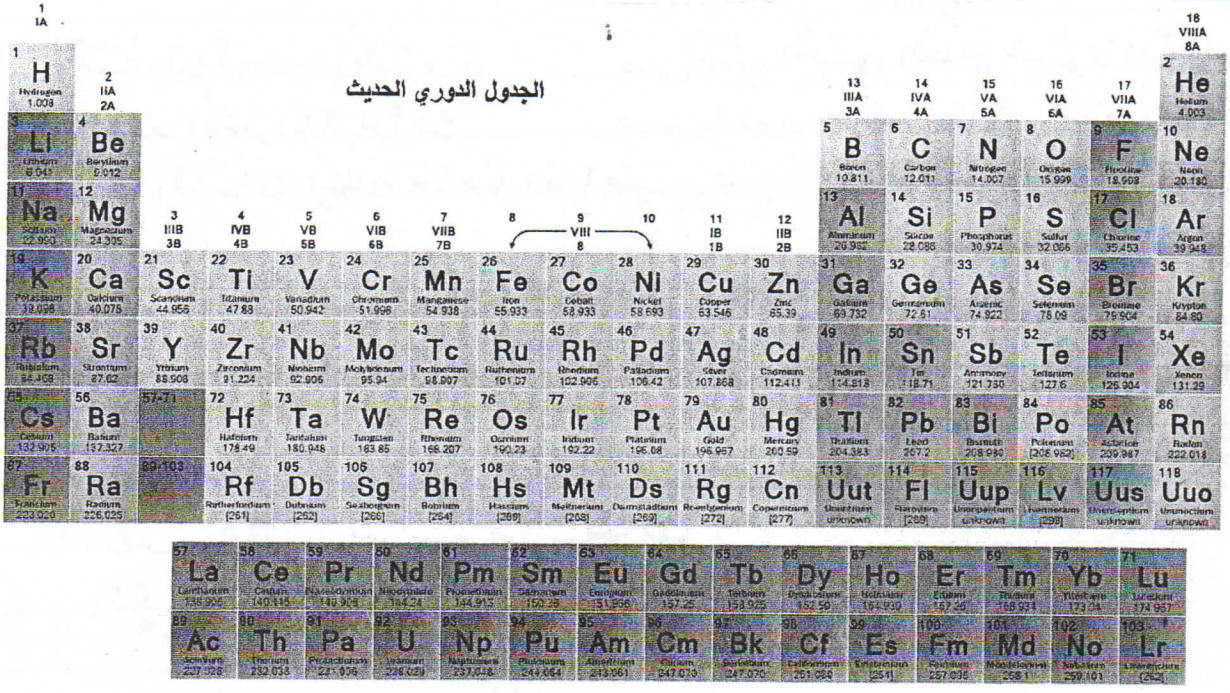
الوحدة الثانية

الدرس (1): الجدول الدوري

* قام كل من مندليف وماير بأول محاولة لتنظيم العناصر في جدول وتم ترتيبها حسب الكتلة الذرية
* اكتشف العالم هنري موزلي أهم الصفة المميزة للعنصر هو العدد الذري فتم ترتيب الجدول الدوري الحديث حسب العدد الذري للعنصر.

الجدول الدوري:
جدول ترتب فيه العناصر حسب تسلسل أعدادها الذرية.



الشكل (2-1): الجدول الدوري للعناصر

نشاط 2-1: مكونات الجدول الدوري.

1- ما عدد العناصر الموجودة في الجدول الدوري؟

ج/ 118 عنصراً.

2- ما الأساس الذي اعتمد عليه في ترتيب العناصر في الجدول؟

ج/ حسب الزيادة في العدد الذري وكل عنصر يزيد 1 عن الذي يسبقه.

3- ما عدد كل من المجموعات والدورات في الجدول الدوري

أ- المجموعة عبارة عن العمود | | وتضم عناصر متشابهة في الخواص الكيميائية والفيزيائية.

ويضم الجدول 16 مجموعة مرقمة من 18 عمود (المجموعة 8B تضم 3 أعمدة)

ب- الدورة عبارة عن الصف | دورة | ويضم الجدول 7 دورات مرتبة من أعلى إلى أسفل

4- صنفت العناصر في الجدول إلى تذكير من المجموعات مارز كل نوع؟

* النوع الأول يرمز له A وهي الأعمدة الطويلة وتضم 8 مجموعات
* النوع الثاني يرمز له B وتضم الأعمدة القصيرة وتشمل 8 مجموعات مرقمة في 10 أعمدة ماعدا 8B تضم 3 أعمدة كما سبق.

5- مارز الصفر الموجود في نهاية كل دورة ؟ وبماذا يسمى تركيبه الإلكتروني؟ وكل دورة تنتهي بغاز نبيل

تمرين: اكتب التركيب الإلكتروني لها.

ملاحظة:

المجموعات في الجدول مرقمة بالأرقام الرومانية وهي تعتمد الرمز I = 1 والرمز V = 5

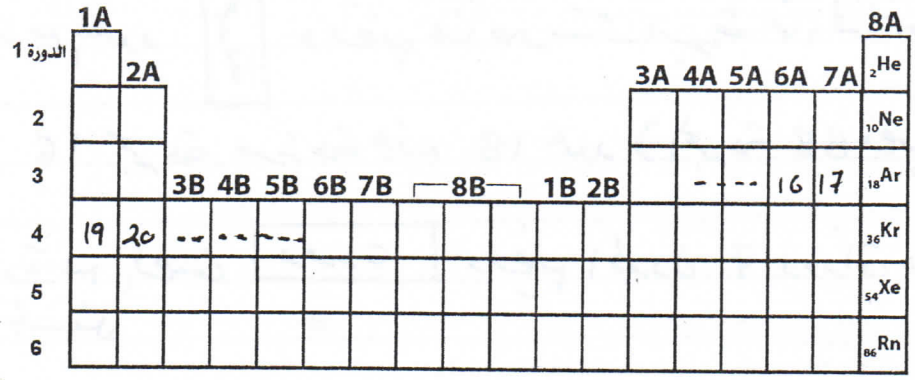
I	II	III	IV	V	VI
الواحد فقط	اثنان	ثلاثة	أربعة	خمسة (خمسة على يسارها واحد)	ستة (خمسة على يمينها واحد)

VII	VIII
سبعة	ثمانية

وتعتمد الأرقام العربية 1, 2, 3 مقبولة ولا بأس من استخدامها.

ومن المفيد أن نتعلم رقم محفظ فارغ للجدول الدوري لأنه يفيد الإجابة على أسئلة تكون عبارة عن محفظ برموز افتراضية لذلك يجب أن نتعلم كيفية التعامل معها.

تمرين: ارسم المخطط الآتي للجدول الدوري مع كتابة البيانات المرفقة.



- يُفضل رسم 6 دورات لأنه السابقة مشغولة وغير مهمة
- أرقام الخانات تمثل العدد الذري للعناصر
- عكس أيجاد العدد الذري لأي عنصر يستخدام الأعداد الذرية للعناصر السابقة
فمثلاً قبل $_{18}Ar$ يأتي العدد الذري 17 وقبله 16 وهكذا
بعد $_{18}Ar$ من الدورة الرابعة يأتي العدد الذري 19 ثم 20 وهكذا

أسئلة الدرس

س/ عرف مما يأتي:
الجدول الدوري الدورة المجموعة

تمرين: أعد رسم المخطط السابق للجدول الدوري

الدرس 2: موقع العنصر في الجدول وعلاقته بالتركيب الإلكتروني

مثال: لديك العناصر الآتية

$_{35}Br$ $_{38}Sr$ $_{26}Fe$ $_{18}Ar$ $_{15}P$ $_{11}Na$

1- اكتب التركيب الإلكتروني لكل منها.
2- حدد رقم المجموعة والدورة لكل منها

الحل

عدد الكترونات المدار الأخير = رقم المجموعة

1 ⟵ 1A : المجموعة

[1] $_{11}Na : [Ne]\ 3S^{1}$ ← المستوى S يأخذ الرمز A

$_{10}$

↓

الدورة الثالثة

رقم الدورة = قيمة n للمستوى الأخير بعد الغاز النبيل مباشرة

$_{11}Na$ يقع في الدورة الثالثة و المجموعة IA (1A).

[2] $_{15}P : [Ne]\ 3S^{2}\ 3P^{3}$ ← المستوى P يأخذ الرمز A أيضاً

$_{10}$

↑ الدورة الثالثة

2 3 ⟵ 5A : المجموعة

$_{15}P$: الدورة الثالثة و المجموعة VA (5A)

[3] $_{26}Fe : [Ar]\ 4S^{2}\ 3d^{6}$ ← المستوى d يأخذ الرمز B

$_{18}$

↓ الدورة الرابعة

2 6 ⟵ 8B : المجموعة

$_{26}Fe$: الدورة الرابعة و المجموعة VIII B (8B)

* أكمل باقي العناصر لتمرين.

الخلاصة:

1- رقم الدورة = n لأخر مستوى (يعد الغاز النبيل) ويتطابق مع ns و np أما المستوى d فيكتب أقل بواحد من رقم الدورة (n-1) d

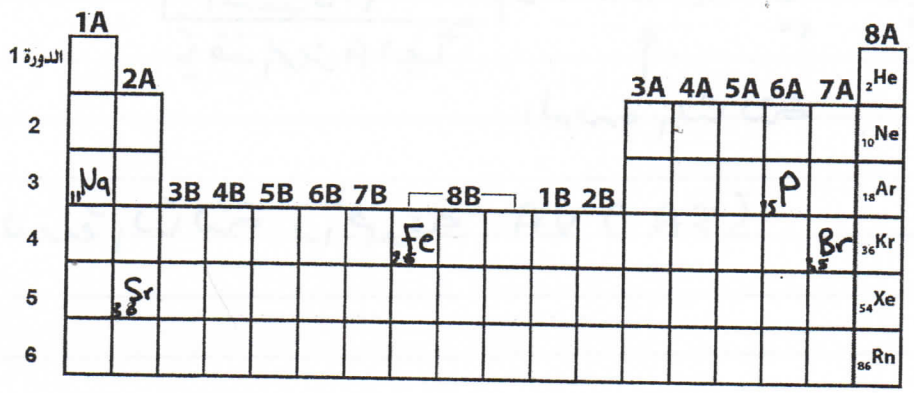
2- رقم المجموعة = عدد الكترونات المستوى

3- المستوى S و المستوى P تأخذ الرمز A

4- المستوى d يأخذ الرمز B

نشاط 2-2: تم شرحه في المثال السابق

ملاحظة: بعدما تقابلت رسم الجدول الدوري استعنت للتحقق من صحة حل المثال السابق.



مثال: اكتب التركيب الالكتروني للعنصر الافتراضي X الذي يقع في الدورة الثالثة والمجموعة VII A.

الحل

الدورة الثالثة تعني بعد الغاز النبيل 3S

المجموعة VIIA (7A) تعني أخر مستوى يحتوي الالكترون S أو P

7 تعني 7 الكترونات تكافؤ.

$$X: [Ne]_{10}\ 3S^2\ 3P^5$$

العدد الذري = 17 (مجموع الالكترونات)

س/ ما العدد الذري للعنصر As الذي يقع في الدورة الرابعة والمجموعة 5A.

الحل

الدورة الرابعة: تعني بعد الغاز النبيل 4S

المجموعة 5A: تعني 5 الكترونات تكافؤ بحيث ينتهي التوزيع بـ S أو P

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

العدد الذري = المجموع = 33

تذكر: d^{10} لا يحسب ضمن الالكترونات التكافؤ فيكفيه عددها S بينما يحسب ضمن العدد الذري.

ب/ ما العدد الذري للعنصر افتراضي W الذي يقع ضمن الدورة الرابعة والمجموعة VB (5B)

الحل

$$W: [Ar]_{18}\ 4s^2\ 3d^3$$

العدد الذري = 23

أسئلة الدرس

س/ حدد رقم الدورة والمجموعة ورمز المجموعة للعناصر الآتية

$_{48}Cd$ $_{37}Rb$ $_{34}Se$ $_{17}Cl$ $_{12}Mg$

س/ حدد العدد الذري للعناصر الآتية

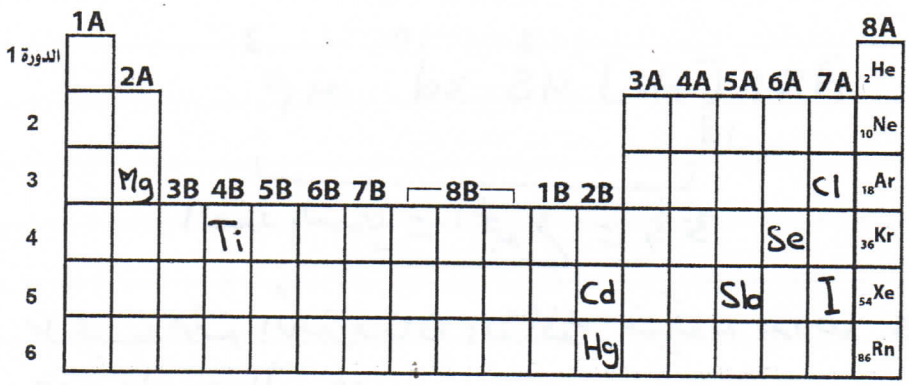
Ti: الدورة الرابعة والمجموعة 4B

Hg: الدورة السادسة والمجموعة 2B

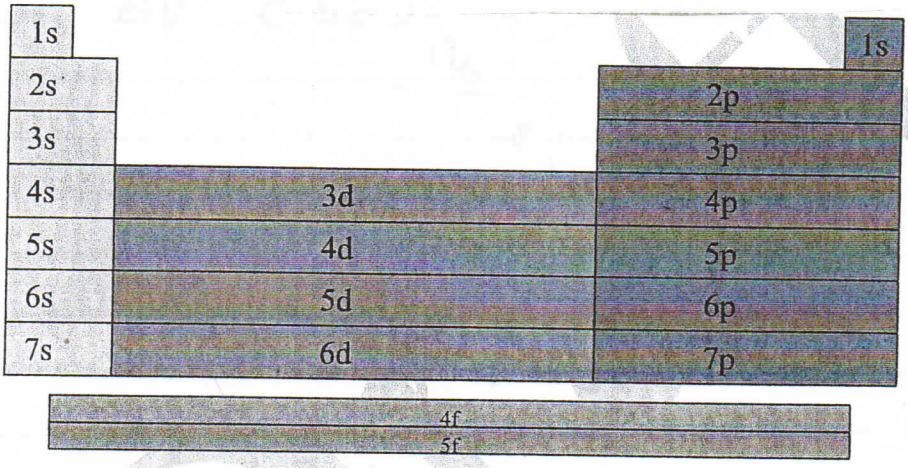
Sb : الدورة الخامسة والمجموعة 5A

I : الدورة الخامسة والمجموعة 7A

نستخدم لكل طريقة الجدول الدوري وطريقة التركيب الإلكتروني



الدرس 3 : أقسام (قطع) الجدول الدوري



الشكل (2-3): الجدول الدوري مقسم إلى مناطق حسب سعة المستويات الفرعية s, p, d, f

1- قطعة s (s-block)

تنتهي تدريج عناصرها بالمستوى ns وتضم عمودين هما المجموعة 1A وتنتهي بـ ns^1 و 2A وتنتهي بـ ns^2

2- قطعة p (p-block)

تحتوي 6 أعمدة من p^1 ... p^6 وتضم المجموعات من 3A حتى 8A

عناصر القطعة s والقطعة p تأخذ الرمز A
وتسمى العناصر الممثلة (الكترونة ثم الأرض)

3- قطعة d (d-block)

يتم تركيبها بالمستوى $(n-1)d\ ns$ وتشمل عشر أعمدة رأسية تمتاز بمجموعات تبدأ من 3B وتنتهي بالمجموعة 2B وهذه المجموعة 8B تضم 3 أعمدة وتبدأ هذه الأعمدة بالإلكترونات ... $d^1\ d^2\ d^3$.

عناصر القطعة d يرمز لها بالرمز B وتسمى العناصر الانتقالية الرئيسية

* انتقالية لأن خواصها وسط بين ما قبلها وما بعدها في الجدول وهي أيضاً وفرة من العناصر المثلة.

4- قطعة f (f-block)

تتكون من سلسلتين أسفل الجدول الدوري وهي مؤلفة من 14 عنصراً وينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوى $(n-2)f\ ns$ وتسمى العناصر الانتقالية الداخلية

للاطلاع: سميت داخلية لأنها تقطع سلسلة العناصر الانتقالية (تقع بداخلها) لكنه تم فصلها أسفل الجدول لإبقاء الجدول شكلاً متناسقاً انظر شكل 2-2 ص 32 في الكتاب وسنعلم هذه العناصر لاحقة ونادرة.

مثال: إذا كان عنصر ما يقع في الدورة الرابعة والعمود الثالث من القطعة p فما توزيعه الإلكتروني ينتهي بالمستوى

(أ) $4p^3$ ب- $3p^6$ ج- $4p^5$ د- $5p^6$

الحل

رقم العمود ← $4p^3$ ← رقم الدورة (في حالة s و p)

مثال: ينتهي التوزيع الإلكتروني للعنصر الافتراضي M الذي يقع في الدورة الخامسة والعمود الثامن من قطعة d بالمستوى.

أ- $5d^8$ (ب) $4d^8$ ج- $3d^8$ د- لا شيء مما سبق

الحل

رقم العمود ← $4d^8$ ← عدد الكم الرئيسي للمستوى d دائماً أقل بواحد من رقم الدورة $(n-1)d$.

ويمكنه حساب العدد الذري من خلال معرفة الدورة والعمود

مثال: ما العدد الذري للعنصر Z الذي يقع في الدورة الرابعة والعمود الخامس من القطعة p.

الحل

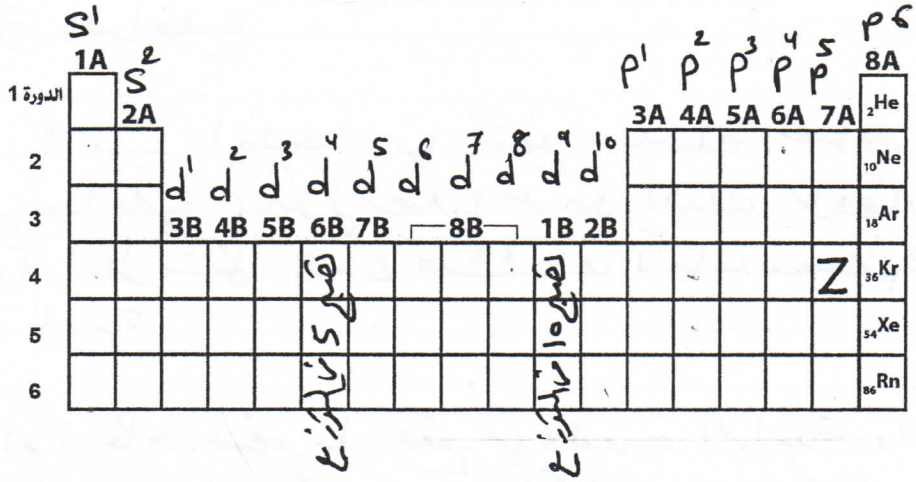
سيتوزع هذا العنصر بالمستوى $4p^5$ ولمعرفة العدد الذري يلزم كتابة التركيب الإلكتروني كاملة

$$Z: [Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$$

18

العدد الذري = 35 (المجموع)

ويمكنه أيضاً وذلك من الجدول من طريقة وضع العنصر في الدورة الرابعة والعمود الخامس من قطعة p (أي p^5)



م/ :
رقم العمود لا يساوي رقم المجموعة

تمرين: ما العدد الذري للعناصر التالية (استخدم الجدول المبين)

X : دورة 5 العمود الثاني من قطعة p ق/ 50

Y : دورة 4 العمود الأول من قطعة s ق/ 19

V : دورة 4 العمود الثامن من قطعة d ق/ 28

Q : يتوزع توزيعه بالمستوى $5d^{10}$ ق/ 80

R : يتوزع توزيعه بالمستوى $4p^6$ ق/ 36

أسئلة الدرس

س1/ ما المستوى الفرعي الأخير وما عدد الالكترونات للعناصر الآتية

1- العنصر الذي يقع في الدورة السادسة والعمود الأول من قطعة S.
و/ $6s^1$

2- العنصر الذي يقع في الدورة الرابعة والعمود الثاني من قطعة P.
و/ $4p^2$

3- العنصر الذي يقع في الدورة الخامسة والعمود الثامن من قطعة d.
و/ $4d^8$

س2/ اكتب التركيب الالكتروني للعناصر الآتية ثم حدد أعدادها الذرية.

1- العنصر As الذي يقع في الدورة الرابعة والمجموعة VA.

2- العنصر Pb الذي يقع في الدورة السادسة والمجموعة IVA

س3/ اختر الإجابة الصحيحة فيما يلي:

1- العدد الذري لعنصر يقع في الدورة الرابعة والعمود الرابع من قطعة P
أ- 32 ب- 33 ج- 34 د- 35

2- العنصر الذي ينتهي توزيعه الالكتروني بالمستوى $4d^3$ يكون موقعه في الجدول الدوري هو
أ- الدورة الخامسة والمجموعة VB ب- الدورة الخامسة والمجموعة VA
ج- الدورة الرابعة والمجموعة VB د- الدورة الرابعة والمجموعة VA

3- اذا كان العنصر X يقع في الدورة الخامسة والمجموعة VII B فان تركيبه الالكتروني ينتهي بالمستوى
أ- $5d^5$ ب- $4d^5$ ج- $5d^7$ د- $4d^7$

4- أي يقع العنصر الذي عدده الذري 26 في الجدول الدوري
أ- الدورة الرابعة والمجموعة VI B ب- الدورة الرابعة والمجموعة VIII B
ج- الدورة الثالثة والمجموعة VIII B د- الدورة الثالثة والمجموعة VI A

5- اذا كان عدد الالكترونات المفردة في المستوى P لعنصر ما يساوي 3 فان رقم مجموعة هذا العنصر هي
أ- 4A ب- 5A ج- 4B د- 5B

6- العنصر الذي يحتوي 4 الكترونات منفردة في المستوى d يقع ضمن المجموعة
أ- VI B ب- VII B ج- VIII B د- VIII A

الدرس 5 : الخاصية الدورية للعناصر

تتشابه عناصر المجموعة الواحدة في الصفات الفيزيائية والكيميائية ... علل
لأنها تحتوي نفس العدد من الالكترونات السكافؤ.
ويعرف ذلك بالقانون الدوري. والذي ينص على أنه:
تظهر الدورية في صفات العناصر إذا رتبت حسب تسلسل أعدادها الذرية.

- عناصر المجموعة IA تسمى الفلزات القلوية وهي نشطة جداً تسلك كعوامل مختزلة قوية وتتفاعل بشدة مع الماء والاكسجين وتزيد قدرتها من أعلى لأسفل
- عناصر المجموعة IIA تسمى الفلزات القلوية الترابية وهي أقل نشاطاً من IA
- عناصر المجموعة VIIA تسمى الهالوجينات وتسلك كعوامل مؤكسدة قوية.
وتزيد قدرتها كلما انتقلنا من أسفل إلى أعلى

أسئلة الدرس

س1 / ما المقصود بالقانون الدوري ؟

س2 / علل لما يأتي :
أ- تتشابه عناصر المجموعة الواحدة في الخواص الكيميائية.
ج/ بسبب امتلاكها نفس العدد من الالكترونات السكافؤ.
ب- تتفاعل عناصر المجموعة IA بشدة مع الماء والاكسجين
ج/ لأنها نشطة كيميائياً وتسلك كعوامل مختزلة قوية.
ج- تختلف العناصر تدريجياً في خواصها الكيميائية والفيزيائية خلال الدورة الواحدة
ج/ بسبب اختلاف عدد الالكترونات السكافؤ فيها.

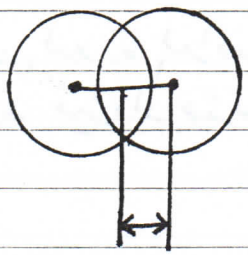
الدرس 6 : خاصية العناصر - الحجم الذري.

يعتمد الحجم الذري على نصف القطر وهناك صعوبة في قياس نصف قطر الذرة.
علل/ لصعوبة قياس نصف قطر الذرة وتحديد الحجم الفعلي بدقة.
ج/ لأن الالكترونات حول النواة تتحرك على شكل سحابة ليس لها حدود واضحة

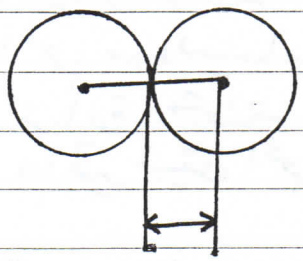
طرق قياس الحجم الذري:
1 نصف القطر التساهمي:
وهو عبارة عن نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين مرتبطتين برابطة تساهمية.

2 نصف المسافة بين ذرتي الذرات المتجاورة في بلورة صلبة من العنصر الفلزي الصلب.

التقاطع يرمز لما يعرف بتداخل الإلكترونات وسنذكره بالتفصيل لاحقاً



نصف القطر التساهمي
(يكون من الجزيئات المكونة من ذرتين مثل I_2 H_2 Cl_2 ... الخ)



نصف قطر الذرة في البلورة الصلبة.
(يكون من بلورات الفلزات الصلبة مثل الحديد Fe والكروم Cr ... الخ)

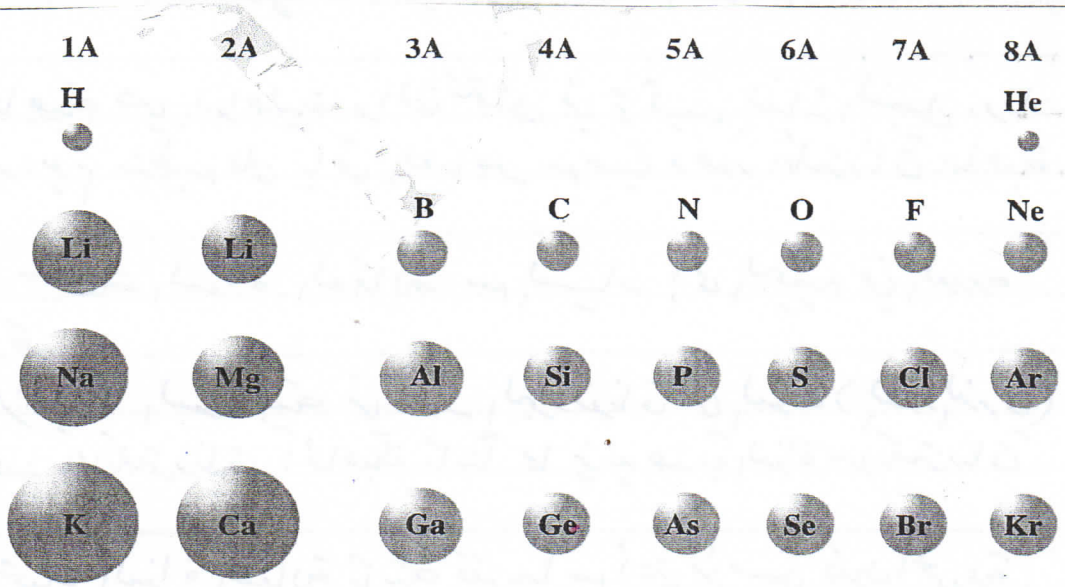
س/ إذا كان نصف قطر الذرة في جزيء اليود I_2 = 1.33 انجستروم فإن طول الرابطة التساهمية بين الذرتين يساوي

أ- 1.33 انجستروم ب- 2.66 انجستروم ج- 3.66 انجستروم د- 2.33 انجستروم

العوامل المؤثرة في الحجم

يقل الحجم من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري ←

يزداد الحجم كلما نزلنا إلى أسفل في الجدول الدوري



الشكل (5-2): تغير نصف قطر الذرة للعناصر الممثلة في الجدول الدوري

اجابة نشاط 2-3

* يزيد الحجم من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة ..... علل.
بسبب زيادة عدد المستويات الرئيسية (زيادة n) مما يؤدي لزيادة بعد الإلكترون عن النواة.

* يقل الحجم من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة ..... علل
بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة فيزداد جذب النواة للإلكترونات المستوى الأخير فيقل الحجم الذري.

تعرف شحنة النواة الفعالة بأنها:
الجزء من شحنة النواة الذي يتأثر به الإلكترون في المستوى الخارجي بسبب وجود الإلكترونات تحجب جزئياً من النواة.

للتوضيح:
لو أخذنا الصوديوم Na كمثال

$Na : [Ne]\ 3s^1$

- 11 ← شحنة النواة 11 بروتون
- 10 ← تحجب الإلكترونات
- $3s^1$ ← المستوى الخارجي

هنا لدينا 10 الكترونات تحجب الإلكترون المستوى الخارجي من النواة لذلك يتأثر بجزء صغير من شحنتها والذي يسمى شحنة النواة الفعالة

ملاحظة:
الإلكترونات الحاجبة هي الداخلية والتي تتمثل في تركيب الغاز النبيل. وما ينطبق على الصوديوم ينطبق على باقي العناصر من حيث وجود الكترونات حاجبة.

علل: تزداد شحنة النواة الفعالة من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة.
ح/ بسبب الزيادة المتزايدة في عدد البروتونات في النواة (العدد الذري) بينما يظل عدد الالكترونات الحاجبة ثابتاً مما يزيد جذب النواة للإلكترونات الخارجية.

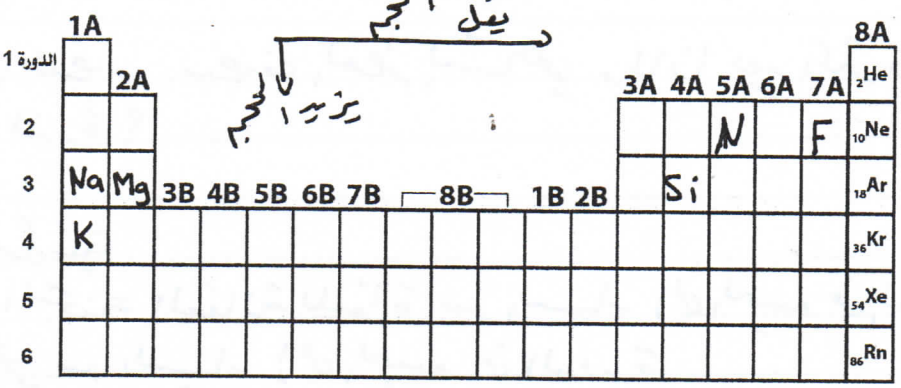
علل: تبقى شحنة النواة الفعالة ثابتة تقريباً من أعلى لأسفل خلال المجموعة.
ح/ لأنه الزيادة في عدد البروتونات في النواة تصاحبها زيادة في عدد الإلكترونات الحاجبة.

مثال:
رتب العناصر الآتية حسب الحجم.

أ- $_{7}N$ ، $_{9}F$ ب- $_{11}Na$ ، $_{19}K$

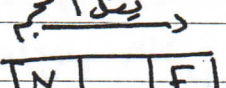
د- $_{11}Na$ ، $_{12}Mg$ ، $_{19}K$ هـ- $_{7}N$ ، $_{14}Si$

الحل
نضع العناصر حسب اعدادها الذرية في مخطط فارغ للجدول الدوري

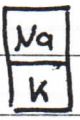


لاحظ ترتيب العناصر في الجدول كالتالي

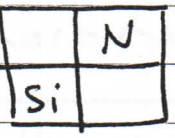
أ- $N > F$ إذن: (أو $F < N$)



ب- $Na < K$ إذن: يزيد الحجم

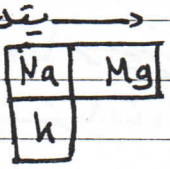


هـ- $N < Si$ إذن: يزيد الحجم



نقارن العناصر المختلفة في المجموعة والدورة حسب الدورة لانه تأثيرها (تأثير البعد عن النواة) اكبر

د- K اكبر من Na و Na اكبر من Mg



إذن: $Mg < Na < K$

ملاحظة:
نرسم نموذج للجدول بقلم الحبر ونضع الرموز بقلم الرصاص لإمكانية التعديل ويكفي نموذج واحد لحل جميع أسئلة الدرس في الاختبار.

أسئلة الدرس

س1/ رتب الآتية حسب حجمها الذري

$(_{33}As, _{17}Cl, _{15}P)$ $(_{19}K, _{16}S)$ $(_{34}Se, _{8}O)$

• استخدم الجدول السابع ص 14 لترتيب العناصر.

س2/ ما المقصود بنصف القطر التساهمي ولماذا يعد أكثر دقة من نصف قطر الذرة؟

ج/ علل الآتية
1- تزداد الكثافة المقالة للذرة من اليسار إلى اليمين في الدورة.
2- يقل الحجم من اليسار إلى اليمين في الدورة
3- يزيد الحجم من أعلى لأسفل في المجموعة
4- الكثافة المتوسطة المقالة أقل من كثافة الذرة
5- الحجم الذري لعنصر البوتاسيوم $_{19}K$ أكبر منه للصوديوم $_{11}Na$
6- يصعب قياس نصف قطر الذرة بدقة.

الدرس 7: حجم الأيون

الذرة المتعادلة أكبر من الأيون الموجب وأصغر من الأيون السالب

الأيون السالب (-) > الذرة المتعادلة > الأيون الموجب (+)

السبب في ذلك:

1- الأيون السالب ناتج من اكتساب الإلكترونات مما يزيد التنافر بينها فيزداد الحجم
2- الأيون الموجب ناتج من فقد الإلكترونات فيقل عدد مستويات الطاقة وبالتالي يقل الحجم.

أسئلة الدرس

س1/ رتب الأنيونات حسب حجمها: $_{10}Ne$ $_{11}Na^+$ $_{9}F^-$

الكل

$Na^+ < Ne < F^-$

+ < متعادل < −

س2/ علل كلاً مما يلي:

1- حجم الأيون Cl^- أكبر من حجم ذرة Cl

ح/ بسبب اكتساب الكلور ما يزيد الشحنات بين الإلكترونات فيزداد الحجم

2- حجم ذرة Na أكبر من حجم أيون Na^+

ح/ بسبب فقد الكلور فيقل عدد مستويات الطاقة الرئيسة وبالتالي يزداد جذب النواة للإلكترونات فيقل الحجم.

3- حجم Ca^{2+} أقل بكثير من حجم Ca

ح/ بسبب فقد الكالسيوم فيقل عدد مستويات الطاقة الرئيسة ويزداد جذب النواة للإلكترونات فيقل الحجم.

س3/ اختر الإجابة الصحيحة فيما يلي:

1- الذرة التي تمتلك أصغر نصف قطر فيما يلي:

أ- $_{9}F$ ب- $_{7}N$ ج- $_{6}C$ د- $_{4}Be$

2- الأيون الأكبر حجماً من بين الأيونات

أ- $_{9}F^-$ ب- $_{17}Cl^-$ ج- $_{11}Na^+$ د- $_{19}K^+$

* $_{9}F^- < _{17}Cl^-$ لأنه العدد الذري أكبر ومستويات الطاقة أكثر.

3- الأيون الأصغر حجماً فيما يلي

أ- $_{11}Na^+$ ب- $_{19}K^+$ ج- $_{12}Mg^{2+}$ د- لا يمكن التحديد

ملاحظة: $_{19}K^+$ أكبر منها لأنه يحتوي عدد أكبر من مستويات الطاقة (أكثر تركيب الإلكتروني) يليه $_{11}Na^+$ و $_{12}Mg^{2+}$ من نفس الدورة ولأنه تحتوي Mg الدرجة أكبر أذن التجاذب أكبر والحجم أصغر.

الدرس 8 : طاقة التأين

تعرف طاقة التأين الأول للعنصر بأنها :
الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأخير من الذرة المعزولة المتعادلة في حالتها الغازية المستقرة وتقاس بوحدة كيلوجول/مول

تمرين : احسب طاقة التأين لذرة الهيدروجين
الحل/ ن١ = ١ ن٢ = ∞ (تقريباً تماماً) ΔE = 2.18 ×10^-18 جول
= 1313 كيلو جول/مول .

س/ إذا علمت أن طاقة التأين الأول للصوديوم تساوي 496 كيلوجول/مول
اكتب معادلة تعبر عن طاقة التأين للصوديوم .
الحل

$$Na + 496\ KJ/mol \longrightarrow Na^+ + \bar{e}$$

العوامل المؤثرة في طاقة التأين الأول للعناصر

تزيد طاقة التأين من اليسار الى اليمين عبر الجدول
(بسبب الحجم)

تقل طاقة التأين من الأعلى إلى الأسفل

1	H 1311						He 2372
2	Li 520	Be 899	B 800	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2080
3	Na 496	Mg 738	Al 577	Si 786	P 1012	S 999	Cl 1256	Ar 1520
4	K 419	Ca 590	Ga 579	Ge 761	As 947	Se 941	Br 1143	Kr 1351
5	Rb 403	Sr 549	In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1009	Xe 1170
6	Cs 376	Ba 503	Ti 589	Pb 715	Bi 703	Po 813	At (926)	Rn 1037

الشكل (2-7): قيم طاقة التأين الأول للعناصر من المجموعات الممثلة بالكيلو جول/ مول

إجابة نشاط 2-4.

* تقل طاقة التأين الأول من أعلى إلى أسفل خلال المجموعة الواحدة ---- علل
بسبب زيادة الحجم فيبتعد الإلكترون الأخير عن النواة وتقل جذبه
وبالتالي تقل الطاقة اللازمة لنزعه.

* تزيد طاقة التأين من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة ---- علل.
بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة ونقصان الحجم مما يؤدي لزيادة
جذب النواة للإلكترون الأخير فتزداد الطاقة اللازمة لنزعه.

* الغازات النبيلة تمتلك أعلى طاقة تأين أول في الجدول الدوري --- علل
بسبب امتلاكها حالة استقرار (ثبات) عالية لأن مستواها الأخير
ممتلئ.

الحالات الشاذة في طاقة التأين الأول

عناصر المجموعة 2A > 3A من حيث طاقة التأين (عكس المتوقع)
لأن امتلاك المستوى الأخير تكون ممتلئة وأكثر ثباتاً حسب
قاعدة ثبات الملئ.

قاعدة ثبات الملئ:
تكون أغلفة المستوى الفرعي أكثر ثباتاً إذا كانت ممتلئة أو نصف ممتلئة

علل/ طاقة التأين للبريليوم $_4Be$ أعلى من البورون $_5B$.

الحل

$$_4Be: [He]_2 2s^2$$

$$_5B: [He]_2 2s^2 \; 2p^1$$

حسب قاعدة ثبات الملئ فإن المستوى $2s^2$ الممتلئ أكثر استقراراً
وأعلى طاقة تأين من $2p^1$ غير الممتلئ

عناصر المجموعة 5A < 6A من حيث طاقة التأين الأول (عكس المتوقع) لأنه أفلاك المستوى الأخير نصف ممتلئة فتكون أكثر ثباتاً حسب قاعدة ثبات النفلة.

تمرين: من خلال التركيب الإلكتروني للعناصر $_8O$ و $_7N$. أيهما له أعلى طاقة تأين أول. فسر إجابتك.

الخلاصة:
عناصر المجموعة 2A < 3A و المجموعة 5A < 6A وتفسر هذا الشذوذ حسب قاعدة ثبات النفلة

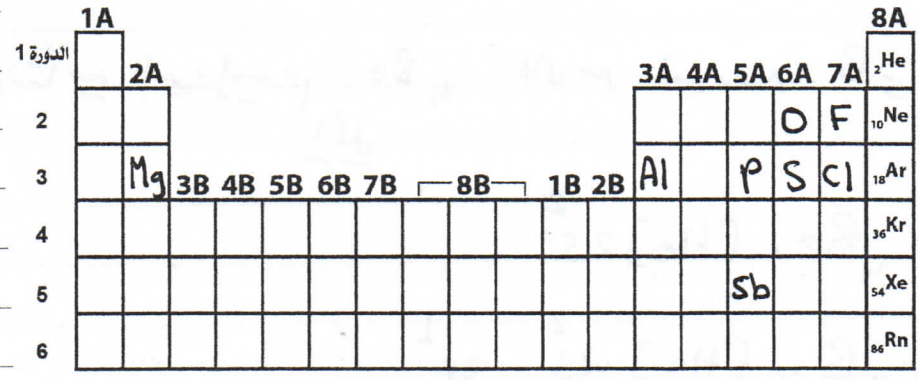
أسئلة الدرس

س/ رتب العناصر الآتية حسب طاقة تأينها الأول

1- $_9F$ ، $_8O$
2- $_{16}S$ ، $_{15}P$
3- $_{17}Cl$ ، $_{13}Al$ ، $_{12}Mg$
4- $_{51}Sb$ ، $_{15}P$
5- $_{15}P$ ، $_{17}Cl$ ، $_9F$
6- $_{15}P$ ، $_8O$

الحل

نستعين بنموذج الجدول الدوري كما يلي:



1- $O < F$ (شواذ 6A 5A)

2- $S < P$ (شواذ 6A 5A)

3- $Al < Mg < Cl$ (شواذ 3A 2A)

4- $Sb < P$

5- $P < Cl < F$

6- $P < O$

(تقاس حسب الدورة لأنه تأثيرها أكبر)

س2/ اذا علمت أن طاقة التأين الأول لعنصر Mg تساوي 738 كيلوجول/مول. اكتب معادلة تعبر عن ذلك

$$Mg + 738\ KJ/mol \longrightarrow Mg^{+} + \bar{e}$$

س3/ أيهما أعلى طاقة تأين أول $_{16}S$ أم $_{15}P$ ؟ مع اجابتك

س6/ علل لما يأتي:

1- يحدث انخفاض كبير في طاقة التأين الأول عند الانتقال من العناصر الخاملة إلى العنصر الذي يليه في المجموعة IA.

ح/ بسبب فقد مستوى طاقة رئيسي جديد (زيادة n) فيكون الإلكترون أبعد وأقل ارتباطاً بالنواة فيسهل نزعه.

2- تمتاز العناصر النبيلة بامتلاك أعلى طاقات تأين في الجدول الدوري

ح/ لأنه مستقرا ولا يميل لتكوين أي شكل حالة عالية من الاستقرار فيصعب نزع الإلكترونات.

س5/ اختر الاجابة الصحيحة من بين الآتية:

1- أي العناصر الآتية له أقل طاقة تأين أول

أ- $_{10}Ne$ ب- $_{9}F$ ج- $_{8}O$ د- $_{7}N$

2- الترتيب الصحيح للعناصر $_{4}Be$, $_{5}B$, $_{6}C$ من حيث طاقة التأين الأول

أ- $Be < B < C$ ب- $B < Be < C$

ج- $Be < C < B$ د- $B < C < Be$

3- العنصر الأعلى طاقة تأين من الآتية: $_{16}S$ $_{15}P$ $_{14}Si$ $_{13}Al$ هو

أ- S ب- P ج- Si د- Al

82 س6: ليكن العناصر الافتراضية الآتية A, B, C, D, E, F, G, H مستقاة في اعدادها الذرية من A إلى H. اذا علمت ان العنصر E يقع في الدورة الثالثة وله أعلى طاقة تأين أول أجب عن الأسئلة الآتية:

أ- أي العناصر انتقالي

ب- ما صيغة المركب الناتج من اتحاد D مع كل من A و F ؟

ج- قارن بين E و F من حيث الحجم

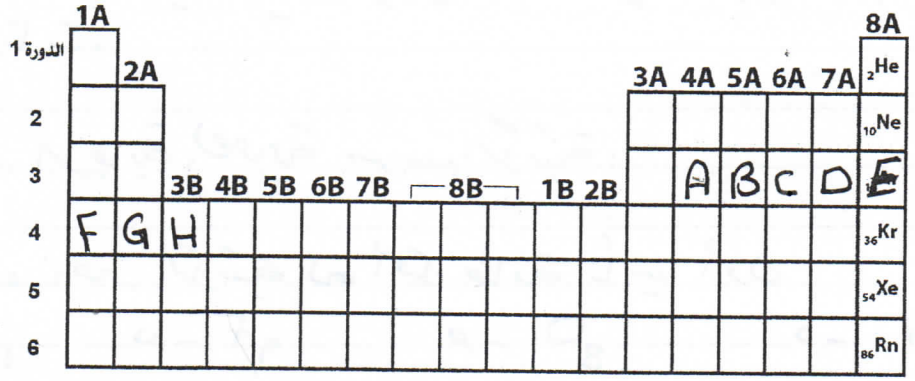
د- حدد موقع العنصر A في الجدول الدوري

هـ- قارن بين B و C من حيث طاقة التأين الأول

الحل

في مثل هذا السؤال يلزم رسم جدول دوري خاص به ومفتاح الحل لترتيب العناصر حسب العنصر E المعطى

- E : دورة ثالثة وأعلى طاقة تأين أول (يمين مجموعة 8A)
- العناصر مستقاة حسب السؤال اذن قبل E يأتي D و C وهكذا وبعد E يأتي F, G, H.



أ- H ب- AD_4 و FD ج- E < F

د- دورة 3. مجموعة 4A (IVA) هـ- B < C (شذوذ)

مراجعة لصيغ اتحاد العناصر

عند اتحاد عنصر من 7A مثل Cl مع عناصر

المجموعات: 1A 2A 3A 4A

يلزم: ذرة ذرتين 3 ذرات 4 ذرات

مثل: NaCl $CaCl_2$ $AlCl_3$ CCl_4

عند اتحاد عنصر من 6A مثل O مع عناصر المجموعات 2A 4A

يلزم: ذره ذرتين

مثل: CaO CO_2

والأصل في ذلك مقدار التعلم لكل عنصر وطبيعة الرابطة ما أيونية أو أيونية وتساهمية يمكنك مراجعة الدرس من كتاب الكاري عشر.

الدرس 9: تحديد رتم المجموعة من طاقات التأين

تعرف طاقة التأين الثاني بأنها:
الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأخير من الأيون الأحادي الموجب في الحالة الغازية المستقرة وتقاس بوحدة كيلوجول/مول.

ملاحظة:
طاقة التأين الثالث تكون للأيون الثنائي الموجب والرابع للثلاثي الموجب وهكذا

تمرين: إذا علمت أن طاقة التأين الثاني لعنصر الصوديوم تساوي 4560 كيلوجول/مول. اكتب معادلة تمثل ذلك.

الحل

$$Na^{+} + 4560\ KJ/mol \longrightarrow Na^{2+} + \bar{e}$$

(أيون Na الأحادي الموجب)

والجدول الذي يبين طاقات التأين السبع الأولى لبعض العناصر (ليس للحفظ)

الإلكترونات المتأينة	العنصر	$ط_1$	$ط_2$	$ط_3$	$ط_4$	$ط_5$	$ط_6$	$ط_7$
1	Na	496	4560	6910	9540	13400	16600	20100
2	Mg	738	1445	7730	10600	13600	18000	21700
3	Al	577	1815	2740	11600	15000	18315	23290
4	Si	786	1575	3220	4350	16100	19800	23800
5	P	1012	1890	2905	4950	6270	21200	25400

جدول (2-1): قيم طاقات التأين السبعة الأولى لبعض عناصر الدورة الثالثة (كيلوجول/ مول).

من خلال الجدول السابق يتضح أن:

1- $ط_1 < ط_2 < ط_3$ ... وهكذا ... على.

لأنه كلما تم نزع الإلكترون يزيد جذب النواة للإلكترون التالي فيصعب نزعه

2- عندما تفقد الذرة جميع الإلكترونات المتأينة ترتفع طاقة التأين بعد ذلك بشكل كبير ---- على.

لأن التركيب الإلكتروني للأيون يصبح مشابهاً لتركيب الغاز النبيل.

مثال: لديك طاقات التأيين الأولية لعنصر $_{13}Al$. ما عدد الإلكترونات التكافؤ له وما رقم المجموعة لهذا العنصر؟

	$ط_1$	$ط_2$	$ط_3$	$ط_4$	$ط_5$
Al :	577	1815	2740	11600	15000

الحل

أولاً نحسب الارتفاع من الطاقة (الفرق) بين كل قيمة والتي تليها.

$ط_1$	$ط_2$	$ط_3$	$ط_4$	$ط_5$
577	1815	2740	11600	15000
	ارتفاع عند $ط_1$	ارتفاع	ارتفاع	ارتفاع
	(الفرق بينهما) = 1238	925	8860	3400

أكبر ارتفاع (قفزة) عند $ط_4$

إذن يحوي 3 إلكترونات تكافؤ وتقع ضمن المجموعة الثالثة 3A

> إذن كانت القفزة (أكبر ارتفاع) عند:
> $ط_2$ ← 1 إلكترون تكافؤ
> $ط_3$ ← 2 إلكترون تكافؤ
> $ط_4$ ← 3 إلكترونات تكافؤ وهكذا

أسئلة الدرس

س/ اعتماداً على الجدول 2-1 ($ص^{22}$) وبدون استخدام التركيب الإلكتروني. ما عدد الإلكترونات التكافؤ للعناصر Mg Si P؟

الحل

Mg : إلكترونين تكافؤ (القفزة عند $ط_3$)
Si : 4 إلكترونات تكافؤ (القفزة عند $ط_5$)
P : 5 إلكترونات تكافؤ (القفزة عند $ط_6$)

س2 / فيما يلي طاقات التأيين الأربعة الأولى لمجموعة عناصر افتراضية بوحدة كيلوجول/مول

	$ط_1$	$ط_2$	$ط_3$	$ط_4$
A :	495.8	4565	6912	9540
B :	737.6	1450	7732	10550
C :	577.4	1816	2744	11580

أ- ما عدد الإلكترونات المكافئة لكل من العناصر السابقة ؟
ب- هل يمكن أنه يوجد A^{2+} في مركباته السائدة.

س3 / علل ما يأتي
1- ارتفاع طاقة التأين الثاني لذرة الصوديوم $_{11}Na$ مقارنة مع طاقة التأين الأول له بشكل ملحوظ.
ج/ عند نزع الإلكترون الأول من $_{11}Na$ يصبح تركيب Na^+ مثل تركيب الغاز النبيل الأكثر ثباتاً $_{10}[Ne]$.

> المجموعة IA لها أعلى طاقة تأين ثاني و 2A أعلى طاقة تأين ثالث وهكذا ..... وهذا لأنه في كل حالة يكون التركيب الإلكتروني مثل تركيب غاز نبيل

تمرين : كيف تفسر الارتفاع الكبير في طاقة التأين الثالث لذرة $_{12}Mg$ بطاقة التأين الثاني له.

2- يوجد المغنيسيوم $_{12}Mg$ في الطبيعة على شكل مركبات يكون فيها على صورة Mg^{2+} بينما لا يوجد الصوديوم على صورة $_{11}Na^{2+}$.

ج/ لأن $_{11}Na^+$ يمثل تركيب الغاز النبيل
$_{11}Na^+ : [Ne]$
فيصعب نزع الإلكترون من تركيب الغاز النبيل للحصول على $_{11}Na^{2+}$.

د- طاقة التأين الثاني للألمنيوم $_{13}Al$ أعلى منها للمغنيسيوم $_{12}Mg$.

ج/ بسبب زيادة الشحنة النووية الفعالة.

تابع لسلسلة حل :

٦- طاقة التأيين الثاني لعنصر Mg أعلى من طاقة التأيين الأول له.
ج/ عند نزع الإلكترون الأول تتحول ذرة Mg لأيون موجب Mg^+ مما يزيد جذب النواة للإلكترون الثاني فيصعب نزعه.

الخلاصة :
- $ط_1 < ط_2 < ط_3$ ... وهكذا وتعليل ذلك: زيادة الشحنة الموجبة يزيد الشحنة النووية الفعالة.
- عند حدوث فرق كبير في طاقة التأيين يكون الأيون له تركيب يشبه التركيب الإلكتروني للغاز النبيل

س/ قارن بين طاقة التأيين الأول والثاني والثالث والرابع لعنصر الألمنيوم Al، مبيناً السبب.
ج/ الأول أصغر من الثاني أصغر من الثالث بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة.
الثالث أصغر بكثير من الرابع بسبب امتلاك تركيب الغاز النبيل

$$_{13}Al^{3+} : [Ne]_{10}$$

الدرس ١٥ : العناصر الانتقالية في الدورة الرابعة

يبدأ تركيبها الإلكتروني بالمستوى 3d وتحتوي المجموعة الثامنة VIII B ثلاث أعمدة ويكون عدد إلكترونات التكافؤ لها

VIII B		
$10\bar{e}$	$9\bar{e}$	$8\bar{e}$
تكافؤ	تكافؤ	تكافؤ

بعض إيعاز عدد إلكترونات التكافؤ ٩ أو ١٠ فتقول المجموعة الثامنة VIII B وليس التاسعة أو العاشرة.

تمرين : ما رقم مجموعة العنصر $_{28}Ni$؟

$_{28}Ni : [Ar]\ 4s^{2}\ 3d^{8}$ $_{18}$

يتبع 10 الكترونات تكافؤ أي من المجموعة VIII B .

قارن: لماذا تبدأ العناصر الانتقالية بالمجموعة III B وتنتهي بالمجموعة II B ؟
ج/ لأن الترتيب محكوم بالزيادة في العدد الذري ولو حاولنا ترتيبها بدءاً من مداري من الثامنة سيتعارض ذلك مع التسلسل في العدد الذري للعناصر.

خواص العناصر الانتقالية في الدورة الرابعة.
1- جميعها فلزات لها لمعان فلزي
2- جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء
3- صلبة في درجات الحرارة العادية
4- درجة انصهارها وكثافتها مرتفعة نسبياً.

لذلك لها استخدامات واسعة نتيجة تنوع خواصها.

إجابة نشاط 2-6:

* يقل الحجم وتزيد طاقة التأين بنسبة ضئيلة من اليسار إلى اليمين خلال العناصر الانتقالية.

* معدل تناقص الحجم ومعدل زيادة طاقة التأين للعناصر الانتقالية أقل منها للعناصر الممثلة ـــــ علل.

بسبب الزيادة الضئيلة في قيمة شحنة النواة الفعالة للعناصر الانتقالية لأن الإلكترون المضاف يدخل المستوى 3d الداخلي مما يزيد من حجب النواة عن الإلكترونات المستوى الأخير (4S).

* تفقد العناصر الانتقالية في تفاعلاتها الإلكترونين 4S أولاً لذلك فإن حالة التأكسد الغالبة في هذه العناصر هي +2

تذكر: حالة التأكسد أو رقم التأكسد عبارة عن شحنة المجبة لأيونات الفلزات

* المستويان 4S و 3d متقاربة في الطاقة لذلك بعدما نفقد العنصر الانتقالي 4S يمكنه أن نفقد الكترونات اضافية من 3d وبذلك تتعدد حالات التأكسد للعناصر الإنتقالية.

ملاحظة:
يجب مراعاة ذلك عند كتابة التركيب الإلكتروني لأيونات العناصر الإنتقالية.

مثال: اكتب التركيب الإلكتروني للأيونات $_{25}Mn^{4+}$ ، $_{25}Mn^{3+}$ ، $_{25}Mn^{2+}$

الحل

من الخطأ أن نطرح الشحنة المدمجة ونوزع الباقي بل نكتب التركيب الإلكتروني حسب العدد الذري فمثلا وجدنا آخر مستوى d يتم فقد الإلكتروني S ثم من d بالتتابع حسب الشحنة.

$$_{25}Mn: [Ar]\ 4S^{2}\ 3d^{5} \Longrightarrow {}_{25}Mn^{2+}: [Ar]\ 3d^{5}$$

يتم فقد الكتروني s أولا لأنه يأتي التركيب هو المستوى d

بعد ذلك يتم فقد الإلكترونة الثالث والرابع من d

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

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

تمرين: اكتب التمثيل النقاطي لأيونات $_{24}Cr^{4+}$ ، $_{26}Fe^{3+}$

* تمتلك معظم العناصر الإنتقالية خواصا مغناطيسية ---- علل لأنها تمتلك إلكترونات منفردة

* معظم مركبات العناصر الإنتقالية وأملاحها ملونة ---- علل لأنها تمتلك إلكترونات منفردة في أفلاك d سهلة الإثارة تمتص

فوقنات في منطقة الضوء المرئي فتظهر المادة بلون الضوء المتمم للضوء الممتص

لون الضوء الممتص	بنفسجي	أزرق	أخضر	أصفر	برتقالي	أحمر
متوسط طول الموجة (نانومتر)	410	480	530	560	610	680
لون المادة	أصفر	برتقالي	أرجواني	بنفسجي	أزرق	أزرق مخضر

الجدول (2-3): ألوان الضوء الممتص وألوان المواد (ليس للحفظ)

أما مركبات العناصر الممثلة فتظهر عديمة اللون أو بيضاء ... علل لأن مركبات العناصر الممثلة تمتص الأمواج الضوئية في منطقة الضوء غير المرئي.

أسئلة الدرس

س1/ ما المقصود بالعناصر الانتقالية؟

س2/ اكتب التركيب الالكتروني للأيونات

$_{47}Ag^{+}$ $_{30}Zn^{2+}$ $_{26}Fe^{3+}$ $_{24}Cr^{3+}$

س3/ حدد رقم الدورة والمجموعة للعناصر

$_{46}Pd$ $_{25}Mn$ $_{23}V$

س4/ علل كلاً مما يلي:

1- تزداد كثافة الشحنة الفعلية للعناصر الانتقالية بسبب ضعيفة مقارنة بالعناصر الممثلة.

ج/ لأن الزيادة في كثافة الشحنة (العدد الذري) يقابلها زيادة في الالكترونات المستوى d الذي يعد داخلياً ويجب تأثير الشحنة على المستوى الخارجي.

2- تشترك معظم العناصر الانتقالية في حالة التأكسد +2

3- تمتاز العناصر الانتقالية بتعدد حالات التأكسد لها

4- مركبات الحديد ملونة

5- أكسيد الصوديوم أبيض اللون

6- مركبات الزنك Zn غير ملونة رغم أنه عنصراً انتقالياً.
ح/ لأنه المستوى d لأيونات Zn^{2+} (30) الكترونات منفردة (d^{10}) فتصعب اثارتها. وبالتالي يمتص فوتونات في منطقة الضوء غير المرئي

س/ اختر الإجابة الصحيحة:

1- أي المحاليل الآتية غير ملونة
أ- $CuSO_4$ ب- $ZnSO_4$ ج- $K_2Cr_2O_7$ د- $KMnO_4$

2- المركب الملون من بين الآتية
أ- $FeCl_3$ ب- $NaCl$ ج- $CaCl_2$ د- $AlCl_3$

3- يتهيأ التركيب الإلكتروني للأيون Cr^{3+} (24) بالمستوى
أ- $3d^1$ ب- $3d^3$ ج- $4d^1$ د- $4d^3$

الدرس 11: نظرية تنافر أزواج الإلكترونات الستافوذ

مراجعة أشكال لويس:
1- نوجد مجموع الإلكترونات الستافوذ لجميع الذرات
2- يوزع مجموع الإلكترونات بالترتيب الآتي:

أولاً: على الروابط ← ثانياً: الأزواج الطرفية إلى ثمانية ← ثالثاً: إن بقي الكترونات (تقطتيه أو فوق بين المركزي) (بوضع 6 نقط اضافية لتكتمل لثمانية ماعدا H) تتوضع على المركزية وكل ذرة طرفية (على هيئة أزواج غير رابطة)

3- نتأكد أن المركزية محاطة بثمانية فإن كانت أقل من ثمانية فإن الأزواج الطرفية تشاركها بالإلكترونيه أو أربعة من الإلكترونات حسب الحاجة على هيئة روابط ثنائية أو ثلاثية.

تذكر: الذرات $_4Be$ و $_5B$ تشذ عن قاعدة الثمانية ولا تكون روابط ثنائية.

الشحنة السالبة اكتساب الإلكترونات فتضاف والموجبة فقد الإلكترونات فتطرح من المجموع

مثال: ارسم شكل لويس للمركب SO_2 [$_{16}S$ $_{8}O$]

الحل

SO_2

$6X1 + 6X2 = 18$ الكترون تكافؤ

لدينا 18 الكترون تكافؤ توزع كالتالي

أوزع على الروابط

O ·· S ·· O

• ثم نكمل الثمانية الى ثمانية

:Ö ·· S ·· Ö:

• نزيد الكترونين لصفها على المركزية

:Ö ·· S ·· Ö:

هذه تم توزيع 18 الكترون لكن المركزية لم تكتمل بثمانية فتشارك احدى الذرات الطرفية بالكترونين من الكتروناتها

:Ö ·· S :: Ö:

الشكل النهائي

$_{16}S$ $_{8}O$

10-ل 2-ل

6 تكافؤ 6 تكافؤ

نحسب الكترونات التكافؤ عن طريق طرح العدد الذري للأقرب غاز نبيل. هنا $_{2}[He]$ و $_{10}[Ne]$

* لدينا عدد 10 بعد الطرح نطرح عشرة اضافية. (d^{10})

مثال: $_{34}Se$ (ا. رقم) ← 16 ← 18 − (نطرح 10 اضافية)

= 6 الكترونات تكافؤ

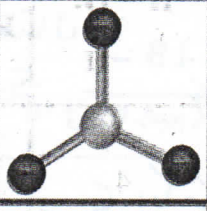
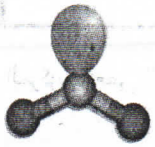
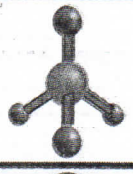
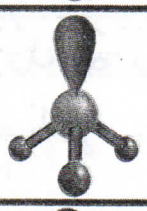
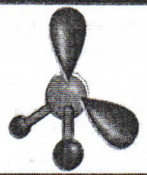
تمرين: ارسم شكل لويس لكل من الآتية (راجع العدد الذري من الجدول)

NF_3 CCl_4 NH_4^- SO_4^{2-} SO_3

N_2F_2 C_2H_2 C_2H_4

نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ
(Valence-Shell Electron-Pair Repulsion (VSEPR) theory)

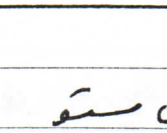
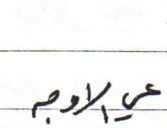
تتوزع أزواج الإلكترونات (الرابطة وغير الرابطة) في الفراغ حول الذرّة المركزية للجزيء، بحيث يكون التنافر بينها أقل ما يمكن؛ لينتج الشكل الأكثر ثباتًا للجزيء.

عدد المجموعات الإلكترونية حول الذرة المركزية	الصيغة العامة	تمثيل الشكل بناء على التنافر بين أزواج الإلكترونات	شكل أزواج الإلكترونات	شكل الجزيء	الزاوية المتوقعة	أمثلة
2	MX_2		خطي	خطي	180°	CO_2, BeF_2
3	MX_3		مثلث مستوٍ	مثلث مستوٍ	120°	SO_3, BF_3
3	MX_2E		مثلث مستوٍ	منحنٍ	120°	O_3, SO_2
4	MX_4		رباعي الأوجه	رباعي الأوجه	109.5°	CCl_4, CH_4
4	MX_3E		رباعي الأوجه	هرم ثلاثي القاعدة	109.5°	NF_3, NH_3
4	MX_2E_2		رباعي الأوجه	منحنٍ	109.5°	F_2O, H_2O

جدول (4): أشكال الجُزيئات حسب نظرية (تَنافر أزواج إلكترونات التكافؤ)

في الجدول أعلاه، تُمثل (M) الذرّة المركزية، وتُمثل (X) الذرّة الطرفية، وتُمثل (E) زوج الإلكترونات غير الرابطة.

اجابة نشاط 2-7 صفحة 43

المركب	شكل لويس	عدد مجموعات الالكترونات	شكل الازواج	شكل الجزيء
BF_3		3 مجموعات رابطة (MX_3)	مثلث مستو	مثلث مستو
CCl_4		4 مجموعات رابطة (MX_4)	رباعي الاوجه	رباعي الاوجه
CO_2		مجموعتا ازواج رابطة (MX_2)	خطي	خطي
H_2O		زوجان رابطان وزوجان غير رابطيين (MX_2E_2)	رباعي الاوجه	منحنية
NH_3		3 ازواج رابطة وزوج غير رابط (MX_3E)	رباعي الاوجه	هرم ثلاثي القاعدة

اسئلة الدرس

س1/ قارن بين NH_3 و CO_2 من حيث

أ- شكل لويس

ب- عدد أزواج الالكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية

ج- الصيغة العامة

د- شكل أزواج الالكترونات حول الذرة المركزية

هـ- شكل الجزيء.

وضعت لتفسير تكوين الرابطة التساهمية بطريقة تداخل الأفلاك الذرية ثم تطورت إلى طريقة الأفلاك المهجنة.

تداخل الأفلاك الذرية:

تفترض نظرية رابطة التساهمية أو الرابطة التساهمية تنتج من تداخل فلكيين نصف ممتلئين (يحتوي كل منهما الكترون واحد) فينتج عن ذلك منطقة مشتركة تسمى منطقة التداخل تزداد فيها الكثافة الالكترونية.

أولاً: تداخل فلك S مع S

يكون ذلك في جزيء H_2 فقط وينتج عنه رابطة حقيقية تسمى سيجما "σ"

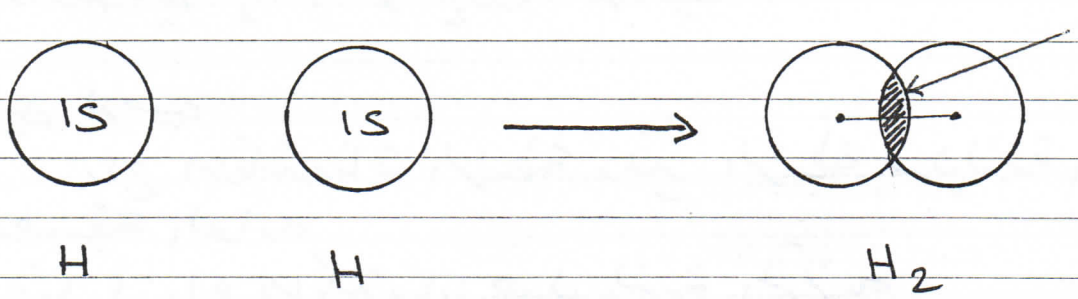
مثال: بين كيف يتكون جزيء H_2 باستخدام طريقة تداخل الأفلاك الذرية.

الحل

يلزم التمثيل النقطي للذرات

$H: \overset{\uparrow}{\underset{1S}{}}$

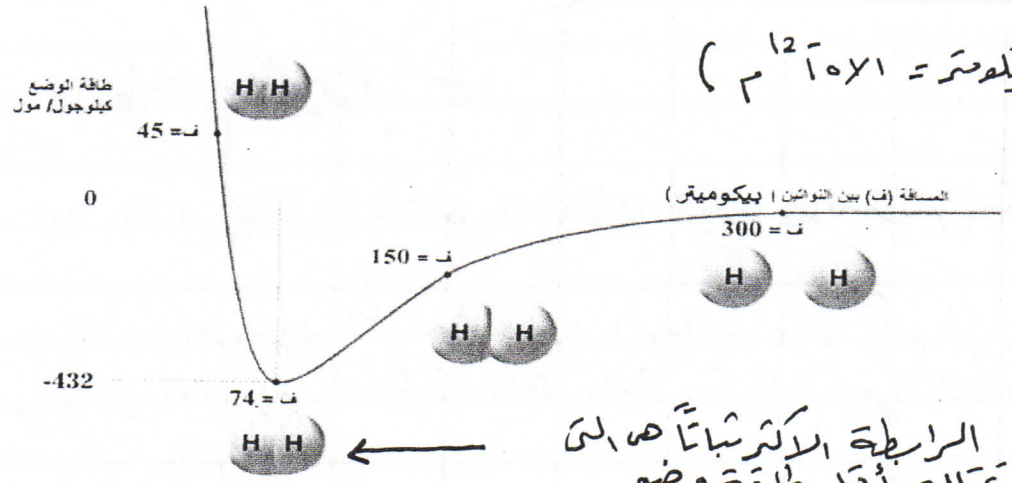
- الأفلاك المتداخلة: فلك 1S لذرة H مع فلك 1S للذرة الأخرى
- نوع الرابطة: سيجما σ



- التداخل يكون فلك S مع S ينتج رابطة σ
- تمتاز الرابطة σ بأن الكثافة الإلكترونية تكون متركزة حول المحور (الخط) الواصل بين نواتي الذرتين (كما في الشكل) لذلك تعد رابطة قوية.

ويوضح الشكل الآتي انخفاض الطاقة عند اقتراب نواتي هيدروجين من بعضهما. تمعن الشكل واجب عن الأسئلة التي تليه.

(البيكومتر = 10^{-12} م)



• الرابطة الأكثر ثباتاً هي التي تمتلك أقل طاقة وضع

الشكل (2-9) العلاقة بين طاقة الوضع والمسافة بين نواتي ذرتي الهيدروجين

١- ما مقدار المسافة بين نواتي ذرتي الهيدروجين عندما يكون مقدار الطاقة يساوي صفراً ؟

ج/ 300 بيكومتر

٢- ما مقدار الانخفاض في الطاقة الذي يجعل الرابطة أكثر ثباتاً ؟

ج/ -432 كيلوجول/مول

3- ما مقدار طول رابطة H – H ؟

ج/ 74 بيكومتر

٤- ما مقدار طاقة رابطة H – H بوحدة كيلوجول/مول ؟

ج/ 432 كيلوجول/مول

ثانياً: تداخل فلك S مع فلك P

يكون بين ذرة H مع أي ذرة أخرى وتكون الرابطة من النوع سيجما σ.

مثال: بين كيف يتكون جزيء HF باستخدام طريقة تداخل أفلاك الذرية
[ع.ذ: H = 1 F = 9]

الحل

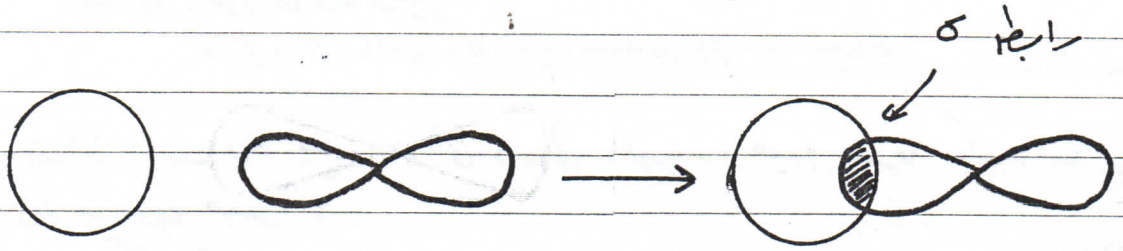
نعتمد على التمثيل الفلكي للذرات المشاركة

$_{1}H: \uparrow \overline{1s}$ $\qquad$ $_{9}F: [He]_{2} \uparrow\downarrow \overline{2s} \quad \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \overline{2p}$

- الأفلاك المتداخلة: 1S لذرة H مع 2p لذرة F
- نوع الرابطة: سيجما σ

ملاحظة:
الفلك 2p الذي يحدث له تداخل هو الذي يحتوي الإلكترون المفرد

> حسب تداخل الأفلاك الذرية عدد الروابط التي يكون لذرة ما تكوينها يساوي عدد الإلكترونات المفردة في تركيبها الإلكتروني



> يعتمد طول الرابطة التساهمية وطاقتها (قوتها) على:
> نوع وحجم الأفلاك المكونة لها

للتوضيح: لاحظ أنه: يزيد طول الرابطة وتقل طاقتها (قوتها) ←

الرابطة	H-F	H-Cl	H-Br	H-I
طول الرابطة (انجستروم)	0.917	1.275	1.415	1.609
طاقة الرابطة كيلو جول/مول	571	432	366	298

الجدول (2-4): أطوال بعض الروابط التساهمية وطاقتها (ليس للحفظ).

مثال:
مستخدما العدد الذري والتمثيل الفلكي للذرات السابقة يتضح الآتي

الذرة: F $\quad$ Cl $\quad$ Br $\quad$ I

الفلك المتداخل: 2p $\quad$ 3p $\quad$ 4p $\quad$ 5p

يزيد حجم الفلك فيزيد طول الرابطة وتقل قوتها (طاقتها) ←

عكسية :

١- ما نوع الأفلاك الذرية المتداخلة لتكوين رابطة H-Cl ؟

و/ 1S لذرة H مع 3p لذرة Cl

٢- ما العلاقة بين طول الرابطة وطاقتها ؟

و/ كلما قصرت الرابطة كلما أقل طاقة (أضعف) والعكس صحيح.

ثالثاً : تداخل أفلاك P ، ويعتمد على عدد الإلكترونات المنفردة

أ) $\overset{\uparrow}{P}$ $\overset{\uparrow}{P}$ مع $\overset{\uparrow}{P}$ $\overset{\uparrow}{P}$ ⟸ رابطة سيجما σ ويكون التداخل رأساً لرأس

ب) $\overset{\uparrow}{P}$ $\overset{\uparrow}{P}$ مع $\overset{\uparrow}{P}$ $\overset{\uparrow}{P}$ ⟸ رابطة سيجما + رابطة أضعف بسبب باي π وفيها التداخل جنباً لجنب

ج) $\overset{\uparrow}{P}$ $\overset{\uparrow}{P}$ $\overset{\uparrow}{P}$ مع $\overset{\uparrow}{P}$ $\overset{\uparrow}{P}$ $\overset{\uparrow}{P}$ ⟸ رابطة سيجما σ + رابطتين باي π

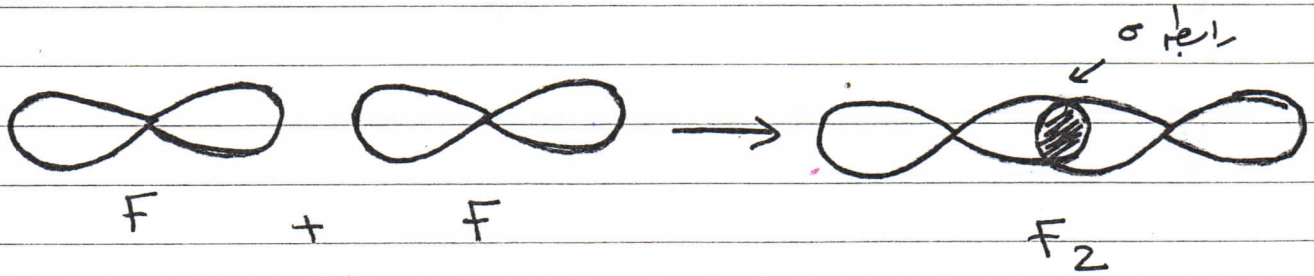
والأمثلة الآتية توضح ذلك.

مثال1: بين كيف يتكون جزيء الفلور F_2 باستخدام طريقة تداخل الأفلاك الذرية [F = 9]

الحل

$$_{9}F : \underset{2}{[He]}\ \underset{2S}{\uparrow\downarrow}\ \ \underset{2p}{\uparrow\downarrow\ \uparrow\downarrow\ \uparrow}$$

- الأفلاك المتداخلة : فلك 2p (نصف الممتلئ) لذرة F مع فلك 2p لذرة F الأخرى.
- نوع الرابطة : رابطة σ ويكون التداخل رأساً لرأس.



لاحظ التداخل باتجاه الرأس لذا يكون أقوى ويسمى رابطة σ

مثال 2 : بين كيف يتكون جزيء O_2 [ع.ذ = 8] باستخدام طريقة تداخل الأفلاك الذرية.

الحل

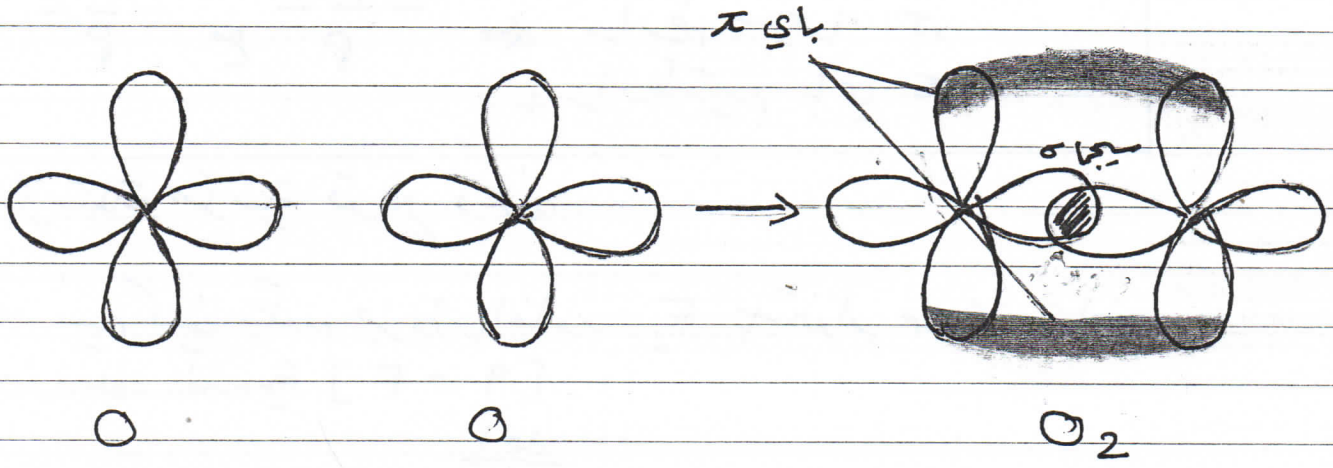
$$_8O : {}_2[He]\ 2s^{\uparrow\downarrow}\ 2p^{\uparrow\downarrow}\ 2p^{\uparrow}\ 2p^{\uparrow}$$

• الأفلاك المتداخلة : نلاحظ وجود فلكيه بالكترونيه منفردين

إذن : يحدث تداخل بين فلكي 2p لذرة O مع فلكي 2p لذرة O الأخرى

• أنواع الروابط : رابط σ وتنشأ من تداخل بالرأس

رابط π وتنشأ من تداخل بالجنب



تمتاز الرابطة باي π بأنه الكثافة الالكترونية تكون موزعة فوق وتحت المحور الواصل بين النواتين (قطعتين) لهذا السبب تعد أضعف من الرابط σ الذي تكون فيه الكثافة الالكترونية متمركزه

س/ استخدم طريقة تداخل الأفلاك في تفسير الرابطة في جزيء N_2 [ع.ذ $Z = N$]

الحل

$$_{7}N: \; _{2}[He]\; 2s^{\uparrow\downarrow} \; 2p^{\uparrow}\,2p^{\uparrow}\,2p^{\uparrow}$$

الأفلاك المتداخلة : 3 أفلاك p لذرة N مع 3 أفلاك p لذرة N أخرى

أنواع الروابط : رابطة سيجما واحدة (تداخل رأسي)
رابطتي باي (تداخل جانبي)

تمرين : أرسم الأفلاك المتداخلة

أسئلة الدرس

س١/ استخدم طريقة تداخل الأفلاك الذرية في تفسير الرابطة في كل مما يلي :

١- H_2 $\quad Cl_2$ $\quad HCl$ $\quad O_2$ $\quad N_2$

س٢/ قارن بين رابطة σ ورابطة π في الجزيء الواحد من حيث المطلوب

	طريقة التداخل	توزيع الكثافة الإلكترونية	قوة الرابطة
الرابطة σ	تداخل بالرأس	متمركزة حول المحور الواصل بين ذراتي الذرتين	قوية
الرابطة π	تداخل بالجنب	موزعة فوق وتحت المحور الواصل بين ذراتي الذرتين	ضعيفة

س٣/ الرابطة الأطول (الأقل طاقة) فيما يلي [ع.ذ: $_{35}Br$ $_{16}S$ $_{8}O$ $_{1}H$]

ب- O–H $\quad$ ج- S–H $\quad$ د- Br–H $\quad$ أ- H–H

الدرس II - 2 : مجالات نجاح وفشل مفهوم التداخل

- نجح مفهوم تداخل الأفلاك الذرية في تفسير تكوين الجزيئات ثنائية الذرة (ذرتين فقط) مثل H_2 , F_2 , HF وقد تم شرحها بالتفصيل
- فشل في تفسير عدد الروابط في بعض المركبات مثل الميثان CH_4
- فشل في تقدير قياس الزاوية في بعض المركبات مثل H_2O و NH_3

> الزاوية المتحققة في مركب أكثر من ذرتين حسب تداخل الأفلاك الذرية = 90° وهو قياس الزاوية بين أفلاك p وهذا يتعارض مع قياس الزاوية حسب نظرية تنافر أزواج

أسئلة الدرس

س1 / بين كيف يتكون جزيء الماء H_2O باستخدام نظرية الأفلاك الذرية.

الحل

$_8O : [He]_2 \underset{2s}{\uparrow\downarrow} \quad \underset{2p}{\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow}$, $_1H : \underset{1s}{\uparrow}$

الأفلاك المتداخلة : فلك 2p لذرة O مع فلك 1S لذرة الهيدروجين

نوع الروابط : سيجما σ (تداخل رأس)

الرسم : تمرين

س2 / ما مقدار الزاوية H - O - H المتحققة من تداخل الأفلاك الذرية في جزيء H_2O ؟

ج1 الزاوية المتحققة من تداخل الأفلاك = 90° (تساوي الزاوية بين أفلاك P)

س3 / هل يعد مفهوم تداخل الأفلاك الذرية كافياً لتفسير الروابط في H_2O ؟

ج/ يتعارض قياس الزاوية المتحققة من تداخل الأفلاك الذرية مع الزاوية المقاسة (في الماء 104.5°) وبذلك يعد المفهوم غير كافٍ والمركب بحاجة لمفهوم تداخل الأفلاك المهجنة.

تمرين : مثل الروابط التساهمية في NH_3 باستخدام تداخل الأفلاك الذرية.
ما مقدار الزاوية H - N - H ؟

س٦/ هل يمكن لمفهوم تداخل الأفلاك الذرية تفسير تكون الروابط في جزيء الميثان CH_4 ؟

الحل

$$_{6}C : [_{2}He]\ 2s^{\uparrow\downarrow}\ 2p^{\uparrow}\ 2p^{\uparrow}\ 2p^{-}$$

عدد الإلكترونات المفردة يساوي 2 لذلك حسب تداخل الأفلاك الذرية يمكن لذرة C الارتباط مع ذرتي H فقط وبذلك فشل المفهوم في تفسير ارتباط C مع 4 ذرات H في CH_4. والمركب يحاكم مفهوم الأفلاك الهجينة

الدرس 12 : تداخل الأفلاك الهجينة

تم تطوير مفهوم التهجين والأفلاك الهجينة لتفسير ما عجز عنه مفهوم تداخل الأفلاك الذرية.

* راجع نشاط 2-8 صفحة 67 في الكتاب

تعريف التهجين:
عملية اندماج (خلط) أفلاك ذرية على الذرة المركزية مختلفة في الشكل والحجم والطاقة لإنتاج أفلاك هجينة متماثلة في الشكل والحجم والطاقة وتختلف في الاتجاه الفراغي فقط.

أنواع التهجين:
ثلاثة أنواع وهي sp sp^2 sp^3 وتتكون كما يلي

دمج فلك S مع فلك P ← ينتج فلكين: sp , sp

فلك S مع P,P ← 3 أفلاك: sp^2 sp^2 sp^2

فلك S مع P,P,P ← 4 أفلاك: sp^3 sp^3 sp^3 sp^3

كيف نحدد نوع التهجين في المركب ؟

نرسم شكل لويس ثم نوجد مجموع الارتباط الرابطة + غير الرابطة (X + E) حول المركزية ثم نحدد التهجين كما يلي

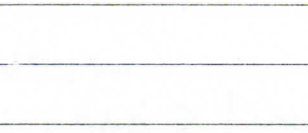
مجموع الارتباط الرابطة + غير الرابطة (X + E)	نوع التهجين
2	sp
3	sp^2
4	sp^3

أفلاك p أقل بواحد من مجموع الارتباط

مثال 1: ما نوع التهجين في جزيء الامونيا NH_3 ؟

الحل

شكل لويس :



مجموع الارتباط الرابطة + غير الرابطة

4 = 1 + 3 =

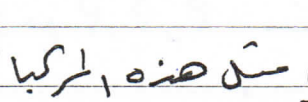
اذن التهجين sp^3

* تذكر : عدد الارتباط الرابطة = عدد الذرات الطرفية .
عدد الارتباط غير الرابطة : كل نقطتين (••) على المركزية تعد زوج

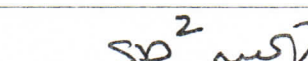
مثال 2: ما نوع التهجين في المركب C_2H_4 ؟

الحل

شكل لويس :



. في مثل هذه المركبات ننظر لاحد الذرتين كما لو كانت غير مرتبطة بشيء (نعتبرها طرفية والاخرى مركزية)



. مجموع الارتباط = 3 اذن التهجين sp^2

مثال 3 : ما نوع التهجين في المركب N_2H_4 ؟

الحل

شكل لويس : $H-\ddot{N}-\ddot{N}-H$ ، نعتبر الاول مركزية والثانية طرفية

($N-\ddot{N}-H$) مجموع الارتباطات = 3 + 1 = 4 اذن التهجين sp^3

أسئلة الدرس

س/ حدد نوع التهجين على الذرة المركزية في كل من المركبات الآتية

N_2F_2 BeF_2 SO_2 H_2O PF_3 CCl_4 O_3 CO_2

الحل

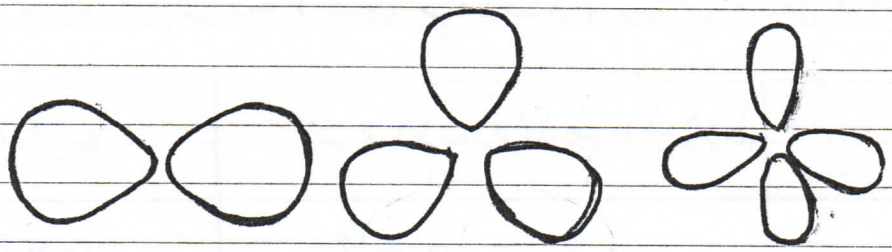
بالرجوع لعدد الذرية (نقطة في الاختبار) وتركيب شكل لويس نجد التهجين كالتالي

شكل لويس	مجموع الارتباط الرابطة + غير الرابطة	نوع التهجين
$:\ddot{O}=C=\ddot{O}:$	2 = 0 + 2	sp
$:\ddot{O}-\ddot{O}=\ddot{O}:$	3 = 1 + 2	sp^2
$:\ddot{Cl}-\underset{:Cl:}{\overset{:Cl:}{C}}-\ddot{Cl}:$	4 = 0 + 4	sp^3
$:\ddot{F}-\underset{:\ddot{F}:}{\overset{\ddot{F}:}{P}}-\ddot{F}:$	4 = 1 + 3	sp^3
$H-\ddot{O}-H$	4 = 2 + 2	sp^3
$:\ddot{O}-\ddot{S}=\ddot{O}:$	3 = 1 + 2	sp^2
$:\ddot{F}-Be-\ddot{F}:$	2 = 0 + 2	sp
$F-\ddot{N}=\ddot{N}-F$	3 = 1 + 2	sp^2

الدرس 13: أشكال الأفلاك الهجينة وقياس الزاوية بينها

نوع التهجين	الاتجاه الفراغي للأفلاك الهجينة	الزاوية بين الأفلاك الهجينة
sp	خطي مستقيم	$180°$
sp^2	مثلث مستو	$120°$
sp^4	رباعي الأوجه	109.5

شكل الأفلاك الهجينة:



sp sp^2 sp^3

الزاوية: $109.5°$ $120°$ $180°$

يتم تحديد نوع التهجين للذرة المركزية من شكل أزواج الإلكترونات (المتمثل في عدد الأزواج) حولها وليس الكلس

ولتوضيح ذلك نحل السؤال الآتي

س/ أي العبارات الآتية صحيحة فيما يخص جزيء الميثان CH_4

أ- يكون شكل الأزواج الإلكترونية رباعي الأوجه بسبب تهجين sp^3

ب- تهجين الذرة المركزية sp^3 بسبب شكل الأزواج الإلكترونية رباعي الأوجه

جـ- تختلف الأفلاك الهجينة في الجزيء بعضها عن بعض في طول الرابطة

د- الزاوية بين الروابط في جزيء CH_4 هي $120°$

فكر (ص 50): رتب الأفلاك الهجينة sp, sp^2, sp^3 حسب نسبة مساهمة S فيها وما علاقة ذلك بقوة تداخل المثلث؟

الحل

تزيد نسبة S (تقل نسبة p) ←

تزيد قوة التداخل (قوة الرابطة) وتزيد قياس الزاوية

	sp^3	sp^2	sp
نسبة S:	%25	%33	%50

العكس صحيح بهذا الاتجاه →

ملاحظة:
سبب ذلك أن فلك S أقل طاقة وأقرب إلى النواة وبالتالي كلما زادت نسبة S تكون الرابطة أقصر والتداخل أقوى

والآن ماذا يحدث لقياس الزاوية عند وجود أزواج غير رابطة؟

عند وجود أزواج غير رابطة على الذرة المركزية يقل قياس الزاوية قليلاً بسبب تنافرها مع الروابط

مثال: لديك جزيء الأمونيا NH_3 [N = 7, H = 1] أجب عما يلي

1- ما نوع التهجين؟

ح/ شكل لويس: H–N(H)–H ، مجموع الأزواج = 4 إذن التهجين sp^3

2- علل: الزاوية في NH_3 107° وليس 109.5° بالرغم من استخدام الأفلاك الهجينة sp^3.

ح/ بسبب وجود زوج غير رابط من الإلكترونات على الذرة المركزية يضغط على الروابط فتقل الزاوية بينها.

الازدواج غير الرابط تشغل حيزاً أكبر من الأزواج الرابطة (الروابط) لذلك تتنافر معها بشكل أقوى وتقلل الزاوية بينهما وكلما زاد عدد الازدواج غير الرابطة تقل الزاوية أكثر

مسألة الدرس

س/ أرسم أشكالاً توضح الأشكال الهندسية sp، sp^2، sp^3 مبيناً قيمة الزاوية في كل منها.

س2/ ما نوع التهجين في H_2O ؟ لماذا تكون الزاوية H – O – H 104.5 بدلاً من 109.5° ؟

س3/ علل ما يأتي:

الزاوية في H_2O 104.5° وفي NH_3 107° رغم أن تهجين كل منهما sp^3

س4/ اختر الإجابة الصحيحة فيما يلي

1- الزاوية الأصغر تكون في الجزيء

أ- CH_4 ب- CO_2 ج- NH_3 د- H_2O

2- ما نوع التهجين في الجزيء XO_2 علماً بأن الزاوية O – X – O تساوي حوالي 119° ؟

أ- dsp^2 ب- sp^3 ج- sp^2 د- sp

3- يقل قياس الزاوية بين الأشكال الهندسية بالترتيب

أ- $sp < sp^2 < sp^3$ ب- $sp^3 < sp^2 < sp$

ج- $sp^2 < sp < sp^3$ د- $sp^2 < sp^3 < sp$

س5/ ما مبررات اقتراح تهجين sp^3 في كل من CH_4 و NH_3 ؟

الدرس 14: إستخدام الأفلاك المهجنة في تفسير الروابط

قبل البدء في شرح الأمثلة تذكر أن:

1- جميع الروابط الأحادية تكون من النوع سيجما σ

2- الرابط الثنائية، $\sigma + \pi$ مثل: $C \overset{\pi}{\underset{\sigma}{=}} C$

3- الرابط الثلاثية، $\sigma + \pi + \pi$ مثل: $C \overset{\pi}{\underset{\pi}{\overset{\pi}{\underset{\sigma}{\equiv}}}} C$

4- الرابطة π لا تتكون الا من تداخل فلك P مع P فقط

5- جميع أنواع التداخل الأخرى (هما كانت) تعطي رابطة سيجما σ

مثال: استخدم الأفلاك المهجنة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء ثلاثي فلوريد البور وهو BF_3 [$_9F$ و $_5B$]

الحل

نتبع خطوات الحل الآتية:

* نرسم شكل لويس ونحدد منه نوع التهجين

* نقوم بدمج (خلط) الأفلاك S و P الداخلة فتحصل على أفلاك مهجنة مساوية لتكوين الروابط

شكل لويس: $:\ddot{F}-\underset{|}{\underset{:\ddot{F}:}{B}}-\ddot{F}:$ ومنه نوع التهجين sp^2

[تابع الحل في الصفحة التالية]

نوع التهجين sp^2

إذ يلزم خلط فلكين من P مع فلك S كما يلي:

قبل التهجين: $_5B : {}_2[He]$ | $2s^{\uparrow\downarrow}$ | $2p^{\uparrow}$ $2p^{-}$ | $2p^{-}$

تهجين sp^2

بعد التهجين: $_5B : {}_2[He]$ | $sp^{2\uparrow}$ $sp^{2\uparrow}$ $sp^{2\uparrow}$ | $2p^{-}$

توزع الإلكترونات بعد التهجين حسب هوند

فلك 2p الفارغ يبقى عمودياً على أفلاك sp^2

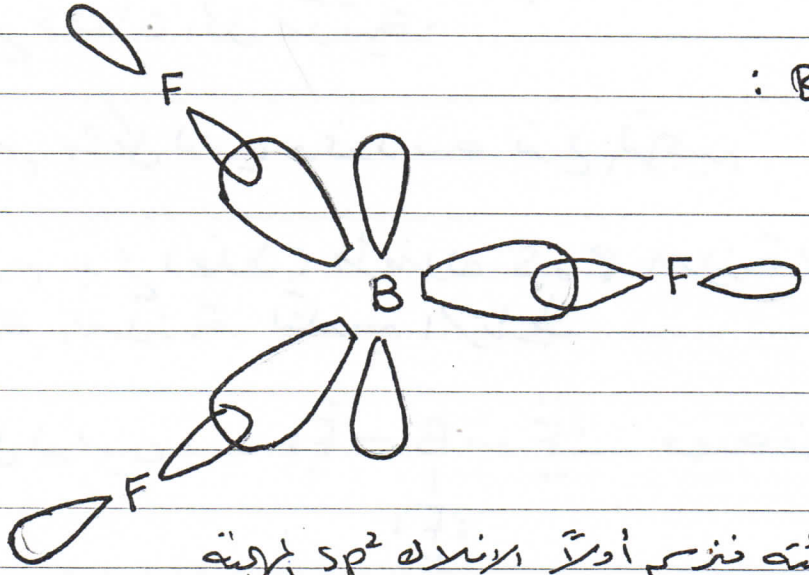
الأفلاك التي تحتوي الكترونات منفردة هي التي تكون الروابط

تفسير الروابط

نوع الرابطة B–F: سيجما σ (جميع الروابط الأحادية σ)

- الأفلاك المتداخلة: $sp^2 - 2p$ [F تشارك بفلك 2p ويمدد ذلك مترتكيبها الإلكتروني]

2 شكل الجزيء BF_3:



ملاحظة:

لتسهيل الرسم نقوم بتجزئته فنرسم أولاً الأفلاك sp^2 الهجينة راجع الرسم ص43 ثم فلك 2p الفارغ عمودياً عليها وأفلاك 2p لذرات الفلور على شكل ∞ تتقاطع (تتداخل) مع أفلاك sp^2

تمرين :

١- هل تنطبق قاعدة الثمانية على الجزيء BF_3 ؟

و/ لا تنطبق لأن ذرة B محاطة بستة الكترونات فقط

2- كيف تفسر النشاط الكيميائي للجزيء BF_3 وميله لكسب الالكترونات عند المشاركة مع مادة غنية بها ؟

و/ بسبب وجود فلك 2p الفارغ الذي يكون قادراً على اكتساب زوج الكترونات عند التفاعل مع مادة أخرى .

فكر (للإطلاع فقط)

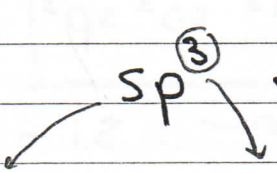
هل يوجد في الذرات أفلاكاً فارغة ؟ بمعنى لو أصبحت الذرة بحجم كرة القدم هل سنرى هذه الأفلاك الفارغة ؟ أم أن الفلك أصبح هو الشكل الذي نراه عند وجود الالكترون يدور حول النواة . وحسب طاقة الالكترون يكون شكل وحجم الفلك وطالما فلك فارغ إنما هي لتقريب الفكرة ؟

أسئلة الدرس

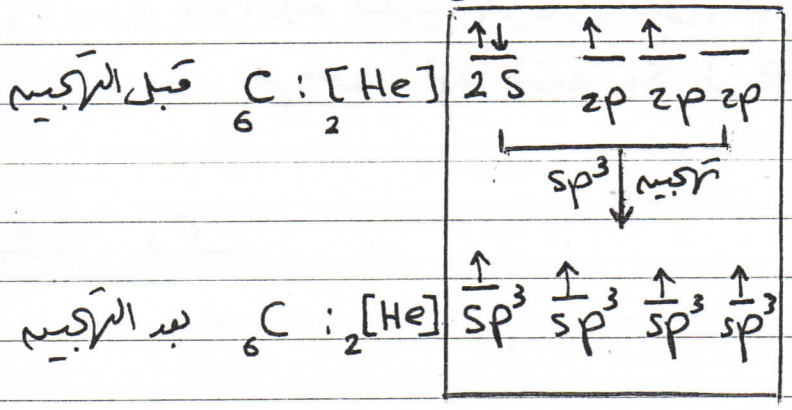
س/ استخدم نظرية الأفلاك الهجينة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء الميثان CH_4 [$_6C$, $_1H$]

الحل

شكل لويس :

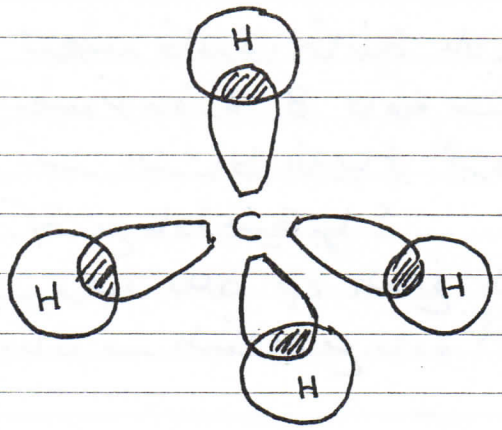


اذن يلزم خلط 3 افلاك P مع فلك S



- نوع الرابطة C - H : سيجما σ
- الأفلاك المتداخلة : 1S لذرة H مع sp^3 لذرة C (sp^3-1S)

شكل جزيء CH_4 .



س2 / وضح الروابط المتكونة في جزيء SiF_4 مستعيناً بنظرية رابطة التكافؤ (التهجين) [$_{14}Si$ ، $_{9}F$]

الحل

شكل لويس : $:\ddot{F}-Si-\ddot{F}:$ (مع $:\ddot{F}:$ و $:\ddot{F}:$) ← sp^3 ، اذن يلزم خلط واحد P مع واحد S .

قبل التهجين $_{14}Si : [Ne]$ $_{10}$ | $\uparrow\downarrow$ 3S | $\uparrow$ 3p | $\uparrow$ 3p | 3p

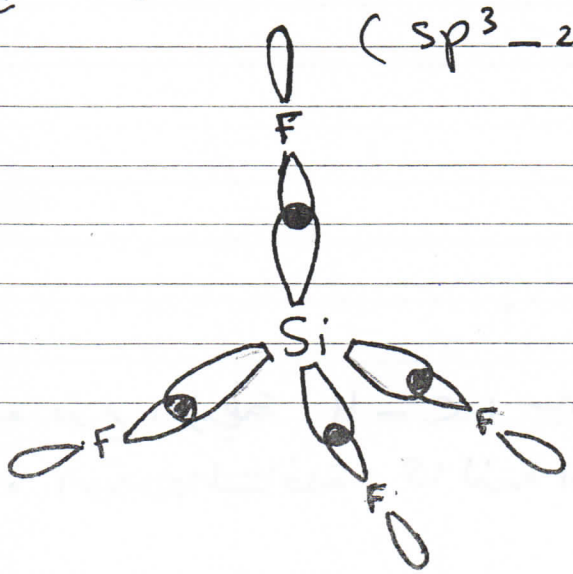
sp^3 ← تهجين

بعد التهجين $_{14}Si : [Ne]$ $_{10}$ | $\uparrow$ sp^3 | $\uparrow$ sp^3 | $\uparrow$ sp^3 | $\uparrow$ sp^3

• نوع الرابطة $Si-F$: سيجما

• الأفلاك المتداخلة لتكوين الرابطة : فلك 2p لذرة F (أكثر تركيزاً بالكترونين) مع فلك sp^3 لذرة Si (sp^3-2p)

شكل المركب :



س3/ تستخدم نظرية الأفلاك الهجينة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء الأمونيا NH_3 [ع.ذ: N = 7 H = 1]

الحل

شكل لويس: $H-\ddot{\underset{\displaystyle H}{\underset{|}{N}}}-H$ ← sp^3

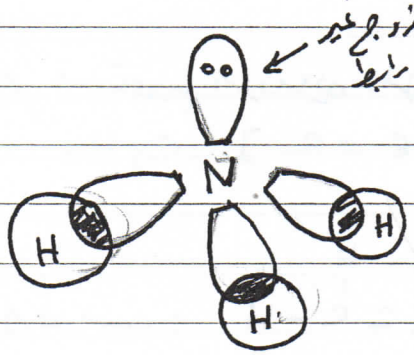
تلط 3 افلاك p مع فلك s

قبل التهجين	$_{7}N: [He]_{2}$	$\underset{2s}{\uparrow\downarrow}$ $\underset{2p}{\uparrow}$ $\underset{2p}{\uparrow}$ $\underset{2p}{\uparrow}$
بعد التهجين	$_{7}N: [He]_{2}$	$\underset{sp^3}{\uparrow\downarrow}$ $\underset{sp^3}{\uparrow}$ $\underset{sp^3}{\uparrow}$ $\underset{sp^3}{\uparrow}$

- نوع الرابطة: N−H سيجما
- الأفلاك المكونة لها: 1s لذرة H مع sp^3 لذرة N (sp^3-1s)

* فلك $\underset{sp^3}{\uparrow\downarrow}$ (الذي يحتوي الكترونين) يمثل الزوج غير الرابط (••) على ذرة النشادر (الهيدروجين).

شكل الجزيء:



س6/ استخدم الأفلاك الهجينة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء فلوريد البريليوم BeF_2.

الحل

شكل لويس: $:\ddot{F}-Be-\ddot{F}:$ ← التهجين sp

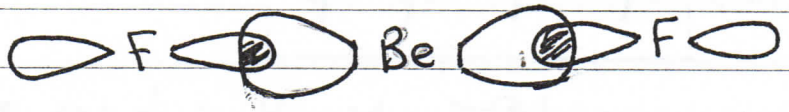
قبل التهجين $_{4}Be : [_{2}He]$ | $\uparrow\downarrow$ 2s | 2p | 2p | 2p

تهجين sp

بعد التهجين $_{4}Be : [_{2}He]$ | $\uparrow$ sp | $\uparrow$ sp | 2p | 2p

- نوع الرابطة Be–F : سيجما σ
- الاندماج المكونة لها : 2p لذرة F مع sp لذرة Be (sp – 2p)

- شكل المركب :



ملاحظة:
ترتيب الاندماج في التمثيل الشكلي على الشكل 2s 2p 2p 2p أحياناً الهدف منه الإشارة إلى أن أندماج P أعلى طاقة من S والبعيد ذلك جزئياً اصبح من الكل وتركه للدماج لا يؤثر مطلقاً.

س / استخدم الاندماج المهجنة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء C_2H_4 [C = 6 H = 1]

الحل

شكل لويس : $H-\overset{H}{\underset{|}{C}}=\overset{H}{\underset{|}{C}}-H$ ← التهجين sp^2 (تخلط فلك P مع فلك S)

قبل التهجين $_{6}C : [_{2}He]$ | $\uparrow\downarrow$ 2s | $\uparrow$ 2p | $\uparrow$ 2p | 2p

تهجين sp^2

بعد التهجين $_{6}C : [_{2}He]$ | $\uparrow$ sp^2 | $\uparrow$ sp^2 | $\uparrow$ sp^2 | $\uparrow$ 2p

توزع الإلكترونان على الاندماج المهجنة وغير المهجنة حسب هوند

فلك P نصف الممتلئ يخصص للرابطة باي بين ذرتي C

تكوّن الرابطة في $H-\overset{H}{\underset{|}{C}}=\overset{H}{\underset{|}{C}}-H$

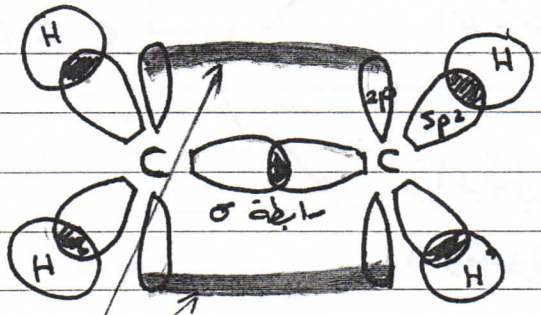
• الرابطة C–H : من التداخل سيجما تنشأ من تداخل الاوربتال $sp^2 - 1s$

• الرابطة C=C تتكون من:
- رابطة سيجما: $C \overset{\sigma}{-} C$ وتنشأ من تداخل $sp^2 - sp^2$ الاوربتال
- رابطة باي: $C \overset{\pi}{-} C$ وتنشأ من تداخل $2p - 2p$ الاوربتال

المركبات المشابهة مثل: $C=C$ ، $N=N$ ... الخ

* تكوّن الرابطة σ من تداخل نفس الفلك الموجه لكل منهما
* تكون الرابطة π من تداخل اوربتال p غير الموجهة لكل منهما

شكل الجزيء C_2H_4

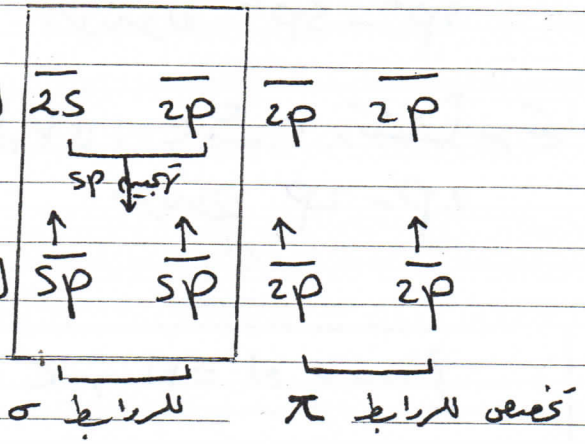


رابطة π تتداخل بالجنب
بين اوربتال p

س7 / استخدم طريقة تداخل الأفلاك الهجينة في تفسير الرابط في جزيء الاستيلين C_2H_2.

الحل

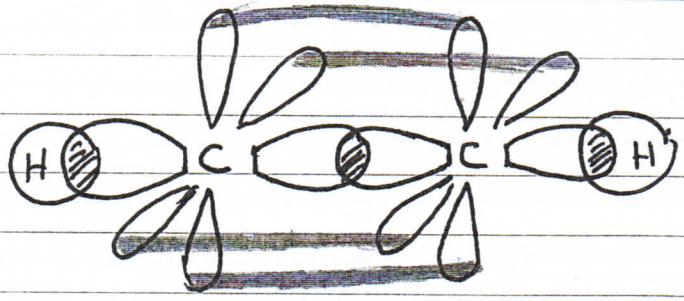
شكل لويس: $H-C\equiv C-H$ ← التهجين sp (يلزم فلك نقي واحد s مع فلك p)



تكوين الروابط:

- الرابطة C–H: من التداخل sp–1s وتتشكل سيجما
- الرابطة $C\equiv C$ تتشكل من رابطة سيجما $C\overset{\sigma}{-}C$ وتتشكل من تداخل الأفلاك sp–sp
- رابطتي باي وتتشكل من تداخل الأفلاك 2p–2p

شكل الجزيء:



تمرين: حدد على الرسم الروابط σ والروابط π

س / استخدم الأفلاك الهجينة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء N_2F_2 [ع.ذ: $N = 7$ $F = 9$]

الحل

شكل لويس: $:\ddot{F}-\ddot{N}=\ddot{N}-\ddot{F}:$ ← sp^2

يلزم خلط فلكي p مع فلك S

قبل التهجين $_7N : [_2He]$

2S	2p	2p	2p
↑↓	↑	↑	↑

تهجين sp^2

بعد التهجين $_7N : [_2He]$

sp^2	sp^2	sp^2	2p
↑↓	↑	↑	↑

يبقى زوج غير رابط على ذرة N.

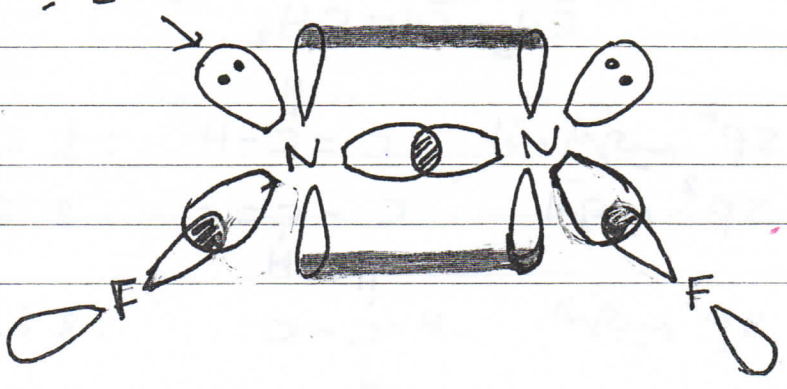
تكوين الروابط:

الرابطة $N - F$: من النوع سيجما وتنشأ من تداخل 2p لذرة F مع sp^2 لذرة N $(sp^2 - 2p)$

الرابطة $N = N$ تتكون من رابطة $N \sigma N$ وتنشأ من تداخل الأفلاك $sp^2 - sp^2$

ورابطة $N \pi N$ وتنشأ من تداخل الأفلاك $2p - 2p$

شكل الجزيء:



س8 / قارن بين BF_3 و PF_3 من حيث

1- تمثيل لويس

2- عدد الأزواج الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية

3- شكل الجزيء

4- الأفلاك المتداخلة لتكوين الروابط

س9 / اختر الإجابة الصحيحة فيما يلي :

1- أي الأفلاك المتداخلة الآتية تشارك في تكوين الرابطة σ بين ذرتي الكربون 2 و 3 في جزيء $CH_3-CH=CH_2$

أ- sp^3-sp^3 ب- sp^3-sp^2 ج- sp^2-sp د- $2p-2p$

* تركيب الذرة 2 هو sp^2 وتركيب الذرة 3 هو sp^3

2- تنشأ الرابطة الأضعف بين ذرتي الكربون في المركب $CH_2=CH_2$ من تداخل

أ- $sp-sp$ ب- sp^2-sp^2 ج- sp^3-sp^3 د- $2p-2p$

3- الأفلاك المتداخلة في تكوين الرابطة N-H في جزيء N_2H_4 هي : [ع.ذ: H = 1 N = 7]

أ- sp^3-1s ب- sp^2-1s ج- $sp-1s$ د- $2p-1s$

مهم جداً :

بعض المركبات مثل $CH_3-CH=CH_2$ تختلف تركيب الذرات فيها بسبب اختلاف عدد الروابط حول كل ذرة منها. ولعلك تتذكر أنه لتحديد التركيب عدد ذرة ما ننظر للذرات الأخرى كما لو كانت غير مرتبطة بشيء (طرفية) لاحظ مثالي :

$$\overset{③}{CH_3}-\overset{②}{CH}=\overset{①}{CH_2}$$

ذرة 1 : $C=\overset{H}{\overset{|}{C}}-H$. اذن التركيب sp^2

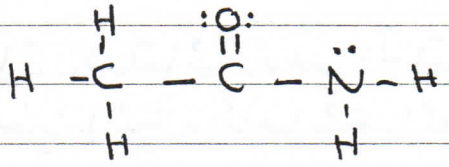
ذرة 2 : $C-\overset{H}{\overset{|}{C}}=C$ التركيب sp^2

ذرة 3 : $H-\overset{H}{\overset{|}{\underset{H}{\underset{|}{C}}}}-C$ التركيب sp^3

س10 / حدد نوع تهجين ذرات C في المركب

$CH_3-C\equiv CH$

س11 / حدد نوع تهجين ذرة N وذرتي C في المركب



س12 / لديك جزيء الميثانال CH_2O [ع ذ: O = 8 H = 1 C = 6]

1- ارسم شكل لويس لهذا المركب
2- ما شكل الاوربيتالات الاكتردية وما شكل الجزيء
3- ما نوع التهجين الذي تستخدمه ذرة C
4- ما نوع الاوربيتالات المتداخلة لتكوين الرابطة بين ذرة C مع كل من ذرتي H وذرة O ؟

انتهت الورقة الثانية.

الوحدة الثالثة: الديناميكا الحرارية وسرعة التفاعل الكيميائي

الفصل الأول: الديناميكا الحرارية.

هو العلم الذي يدرس طرق معرفة قابلية حدوث تفاعل ما. ويدرس تغيرات الطاقة المصاحبة للتغيرات الفيزيائية والكيميائية.

الدرس 1: العمليات التلقائية وغير التلقائية

تنقسم العمليات الفيزيائية والكيميائية إلى:

1. عمليات تلقائية:
تتم من تلقاء نفسها دون مؤثر خارجي.
2. عمليات غير تلقائية:
لا تتم الا بتأثير خارجي.

أمثلة:

1. يحترق البنزين لإنتاج CO_2 و H_2O بشكل تلقائي لكن لا يمكن أن يتم CO_2 و H_2O لإنتاج بنزين بشكل تلقائي.

ملاحظة:
كلمة تلقائي لا تعني بدون طاقة فالبنزين يحتاج إلى طاقة ليحترق لكن عندما يحترق يستمر من تلقاء نفسه.

2. عند وضع قطرة حبر في كأس ماء تنتشر بشكل تلقائي حتى تملأ الكأس ولا يمكن تجميع الحبر في نقطة مرة أخرى في الكأس بشكل تلقائي.
3. عند وصل إناء مملوء بالغاز بإناء آخر مفرغ فإن الغاز ينتشر ويملأ الإناء بشكل تلقائي ولا يمكن إرجاع الغاز لإناء الأول بشكل تلقائي.
4. عند ترك الحديد في الهواء الرطب يصدأ بشكل تلقائي (تآكله بطيء) ولا يمكن إرجاع الصدأ إلى حديد بشكل تلقائي عند الظروف العادية. بل يلزم ظروف خاصة.

ما سبق تقتضي النقاط الآتية:

1. إذا كانت العملية تلقائية فإن العملية العكسية لها تكون غير تلقائية في الظروف العادية دون مؤثر خارجي.
2. قد تحدث العملية التلقائية بسرعة كالاحتراق أو ببطء كالصدأ.
3. تستمر العملية تلقائياً في النظام غير المتزن للوصول إلى الاتزان.