

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE

**MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR
ET DE LA RECHERCHE SCIENTIFIQUE**



**UNIVERSITE – Frères Mentouri CONSTANTINE 1
FACULTE DES SCIENCES EXACTES
Département de Chimie**

CHIMIE GENERALE :
Cours et exercices corrigés

Destiné aux étudiants de la 1ere année Tronc Commun SNV

Présenté par

Dr. Nour BOUANIMBA
Maître de Conférences Classe « A » (Chimie)
Université des Frères Mentouri Constantine

Date : 18-04-2023



الجمهورية الديمقراطية الشعبية الجزائرية
وزارة التعليم العالي والبحث العلمي
جامعة الإخوة منتوري قسنطينة 1
كلية العلوم الدقيقة
قسم الكيمياء



كيمياء عامة: دروس و تمارين محلولة

مطبوعة بيداغوجية موجهة لطلبة السنة الأولى - الجذع المشترك لعلوم الطبيعة والحياة - مقياس الكيمياء العامة

من إعداد الأستاذ بو عنيمبة نور- أستاذ محاضر قسم أ - كيمياء-

التاريخ: 18-04-2023

السنة الجامعية 2023/2022

مقدمة

هذا الكتاب مخصص بشكل أساسي لطلاب السنة الأولى من كلية علوم الطبيعة والحياة (SNV) التابعة لجامعة الإخوة منتوري - قسنطينة 1.

يهتم هذا العمل بالكيمياء العامة، و يتكون من خمسة فصول. في كل فصل ، يتم عرض التعريفات والمفاهيم التي يجب استيعابها. كما تم اقتراح العديد من التمارين مع حلول تفصيلية في نهاية كل فصل. يستمد هذا العمل أصالته و أهميته في عرضه المبسط للدروس و كذلك كثرة التمارين المقترحة و التي تعالج كل جزئية في الدرس مع تقديم حلول تفصيلية. وبالتالي فهو يهدف إلى مساعدة الطالب على اكتساب منهجية صارمة للتعامل مع المشاكل واستيعاب المفاهيم المكتسبة في المقرر.

تم تفصيل محتويات هذا الكتاب إلى خمسة فصول:

يتعلق الفصل الأول بالمعرفة العامة حول بنية الأجسام البسيطة و المركبة. حالات المادة المختلفة و تعريف المول ووحدة الكتلة الذرية بالإضافة إلى وحدات قياس كمية المادة. تم إثراء الفصل بتمارين تطبيقية مع الحلول.

يتناول الفصل الثاني النشاط الإشعاعي وتحول النوى الذرية بالإضافة إلى النظائر والنقص في الكتلة.

يهدف الفصلين الثالث و الرابع إلى تحديد التركيب الإلكتروني للذرة حسب تصنيفها في الجدول الدوري. ستنجح المعلومات المكتسبة أيضًا تحديد السطر أو العمود الذي تنتمي إليه الذرة وتصنيفها في الجدول الدوري. بالإضافة إلى ذلك، تمكن الطالب من التعرف على طاقات الطبقات المختلفة للذرة و كذا بعض الخصائص الأخرى للذرات مثل الكهروسالبية و القطر الذري و الألفة الإلكترونية.

و أخيرًا الفصل الخامس مكرس لتحديد أنواع الروابط الكيميائية المختلفة الممكنة بين الذرات. سيتعلم الطلاب كيفية التنبؤ بالروابط المحتملة على أسس علمية محددة (تمثيل لويس). و كذا دراسة تهجين الذرات المركزية للجزيئات و تحديد بنيتها الهندسية اعتمادا على نظرية جيليسبي.

الفهرس

الفصل الأول: بعض المفاهيم الأساسية في الكيمياء	
1	1. المادة
1	1.1 مفهوم الجسم البسيط والمركب
1	2.1 مفاهيم الخليط
2	2. الحالات الفيزيائية للمادة
2	1.2. الحالة الصلبة
2	2.2. الحالة السائلة
2	3.2. الحالة الغازية
2	4.2. حالة البلازما
2	3. مفهوم العنصر و النوكليد والذرة والمركب
2	1.3. العنصر
3	2.3. النوكليد
3	3.3. الذرة
4	4.3. الجزي
4	4. المول
5	5. وحدة الكتلة الذرية
6	6. سلسلة تمارين محلولة
6	1.5. تمارين
6	2.5. حلول
الفصل الثاني: النشاط الإشعاعي	
8	1. تاريخ النشاط الإشعاعي
9	2. خواص الأشعة المختلفة
9	1.2. الانبعاث α
9	2.2. جسيمات β
9	3.2. الإشعاع γ
10	3. الفرق في الكتلة ، طاقة الربط ، طاقة التماسك
10	1.3. الفرق في الكتلة
10	2.3. طاقة الربط
10	3.3. طاقة التماسك
11	4.3. طاقة الربط لكل نكليون
11	5.3. منحنى أستون
11	4. قانون الانحلال الإشعاعي (التفكك الإشعاعي)
12	1.4. الدور الإشعاعي T (أو زمن نصف العمر المشع $t_{1/2}$)
13	2.4. النشاط الإشعاعي
13	3.4. تطبيقات قانون الانحلال الإشعاعي
13	5. أنواع التفاعلات النووية الاصطناعية
14	1.5. التحولات النووية
14	2.5. الانشطار النووي
14	3.5. الاندماج النووي
15	6. تطبيقات النشاط الإشعاعي

15	7.	خطر النشاط الإشعاعي
16	8.	سلسلة تمارين محلولة
16	1.8.	تمارين
17	2.8.	حلول

الفصل الثالث: البنية الإلكترونية للمادة

22	1.	الأرقام الكمية :
22	1.1.	رقم الكمي الرئيسي "n"
23	2.1.	رقم الكمي الثانوي "l"
23	3.1.	رقم الكمي المغناطيسي "m"
24	4.1.	رقم الكمي المغزلي "s"
25	2.	مبادئ و قواعد ملء المحطات الذرية
25	1.2.	قاعدة الاستبعاد لباولي (Pauli)
25	2.2.	قاعد هوند Hund
26	3.2.	قاعدة كليشكوفسكي (Klechkowski) أو مبدأ الاستقرار
28	3.	التوزيع والتشكيل الإلكتروني
28	1.3.	التوزيع الإلكتروني
28	2.3.	التشكيل الإلكتروني
28	3.3.	التوزيع الإلكتروني باستعمال الغاز الخامل
29	4.3.	التشكيل الإلكتروني للأيونات
29	4.	إلكترونات القلب
30	5.	إلكترونات التكافؤ
31	8.	سلسلة تمارين محلولة
31	1.8.	تمارين
32	2.8.	حلول

الفصل الرابع: التصنيف الدوري للعناصر

35	1.	وصف الجدول الدوري
36	2.	موقع العنصر في الجدول الدوري
36	3.	عائلات العناصر في الجدول الدوري
36	1.3.	عائلة القلوويات
36	2.3.	عائلة القلوويات الترابية
36	3.3.	عائلة الهالوجينات
37	4.3.	عائلة الغازات الخاملة
40	4.	تطور الخصائص الفيزيائية للعناصر في الجدول الدوري
40	1.4.	نصف القطر الذري "r _a "
41	2.4.	طاقة التأين "E _i "
41	3.4.	الألفة الإلكترونية "A _e "
42	4.4.	الكهروسالبية "χ"
43	5.	سلسلة تمارين محلولة
43	1.5.	تمارين
44	2.5.	حلول

الفصل الخامس: الروابط الكيميائية	
47	1. تعريف الرابطة الكيميائية
47	1.1. الروابط بين الذرات أو ضمن الجزيئات (الروابط القوية)
48	2.1. الروابط بين الجزيئات (الروابط الضعيفة)
48	2. أنواع الروابط القوية (بين الذرات)
48	1.2. الرابطة التساهمية
48	1.1.2. الرابطة التساهمية غير القطبية
49	2.1.2. الرابطة التساهمية القطبية
50	2.2. الرابطة الأيونية
50	3.2. الرابطة المعدنية
50	3. نموذج لويس للرابطة التساهمية
50	1.3. تمثيل الذرة
51	2.3. تمثيل الجزيئات
51	1.2.3. الرابطة التساهمية البسيطة (σ)
52	2.2.3. الرابطة المتعددة ، الثنائية (π, σ) والثلاثية (π, π, σ)
53	3.2.3. الرابطة التساهمية التساندية
54	4. القاعدة الثمانية و القاعدة الثنائية
54	1.4. القاعدة الثنائية
54	2.4. القاعدة الثمانية
55	3.4. استثناءات من القاعدة الثمانية
56	5. طريقة تمثيل الجزيء ببنية لويس
56	6. الشحنات الرسمية
57	7. عزم ثنائي القطب
57	1.7. عزم ثنائي القطب لجزيء ثنائي الذرة
58	2.7. عزم ثنائي القطب لجزيء متعدد الذرات
59	8. هندسة الجزيئات
59	1.8. نظرية VSE.P.R أو نموذج جيليسي Gillespie
63	2.8. نظرية تهجين المدارات الذرية (OA)
63	1.2.8. تهجين sp^3
64	2.2.8. تهجين sp^2
64	3.2.8. تهجين sp
65	4.2.8. تهجين spd
66	9. سلسلة تمارين محلولة
66	1.9. تمارين
67	2.9. حلول
76	المراجع

الفصل الأول: بعض المفاهيم الأساسية في الكيمياء

مقدمة

علم الكيمياء هو العلم الذي يدرس المادة والتغيرات التي تطرأ عليها، تحديداً بدراسة خواصها، بنيتها، تركيبها، سلوكها، تفاعلاتها وما تحدثه من خلالها . يدرس علم الكيمياء الذرات والروابط التي تحدث بينها مكونةً الجزيئات، وكيف تترايط هذه الجزيئات فيما بعدها لتكوّن المادة. ويدرس أيضاً التفاعلات التي تحدث بينها.

1. المادة

تظهر المادة كجسم نقي أو في حالة خليط. يمكن أن يكون الجسم النقي جسماً بسيطاً (H₂، O₂، N₂، Fe، Ca، ...) ، أو جسماً مركباً (H₂O، CO₂، Na₂CO₃، ...) أو جسماً معقداً (DNA، RNA، دهون، بروتينات ...). أما الخليط فانه يتكون من مادتين على الأقل (مثل: ماء و ملح، ماء و سكر، دم، إلخ).

1.1 مفهوم الجسم البسيط والمركب

الجسم البسيط هو جسم نقي. مشكل من نوع كيميائي واحد يتميز بخصائص فيزيائية و كيميائية مثل الكثافة، ودرجات حرارة الانصهار والغليان و قابلية الاشتعال و الذوبان و الرائحة واللون، إلخمثل: H₂، O₂، N₂.

يتكون **الجسم المركب** من عدة أجسام بسيطة. على سبيل المثال الماء النقي يتكون من الهيدروجين والأكسجين المرتبطين كيميائياً. 2g من H₂ و 16g من O₂ تشكل مولاً واحداً من الماء. بمعنى آخر، يتكون الماء من نسبة محددة من الهيدروجين والأكسجين. يمكن للجسم النقي المركب أن يتفكك إلى أجسام نقية بسيطة (مثل التفاعلات 1 و 2 و 3) أو يتشكل انطلاقاً من تفاعلات كيميائية بين أجسام بسيطة (التفاعلات 1' و 2' و 3').



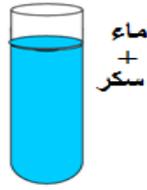
2.1 مفهوم الخليط

يتكون الخليط على الأقل من مادتين نقيتين ذات طبيعة مختلفة و ينقسم الخليط الى نوعين **خليط متجانس و خليط غير متجانس**.

الخليط المتجانس هو الخليط الذي لا يمكن التمييز بين مكوناته بالعين المجردة، حيث تكون مكوناته قابلة للامتزاج كلياً و سمي بالمتجانس بسبب التوزيع المنتظم للمادة المذابة في كل نقطة من حجم الخليط.

أما الخليط غير المتجانس هو الخليط الذي يمكن التمييز بين مكوناته بالعين المجردة، حيث تكون مكوناته غير قابلة للامتزاج، أو يكون امتزاجها غير كلي و تكون المادة المذابة موزعة توزيعاً غير منتظماً في الخليط.

يمكن فصل الأنواع الكيميائية المشكّلة لخليط معين عن طريق عمليات الفصل التي يمكن تلخيصها على أنها التقطير، التبخر، التبلور بالنسبة للخلائط المتجانسة والترسيب، الترشيح، الطرد المركزي، الترسيب بالنسبة للخلائط غير المتجانسة.



خليط متجانس a-



خليط غير متجانس b-

الشكل 1: أنواع الخلائط.

2- الحالات الفيزيائية للمادة

يمكن أن توجد المادة في حالات فيزيائية مختلفة مثل الحالة الصلبة ، الحالة السائلة ، الغازية أو البخارية وحالة البلازما . يمكن العثور على الماء ، على سبيل المثال ، في الحالة الصلبة أو السائلة أو الغازية.

1.2 الحالة الصلبة

الحالة الصلبة تتميز بغياب حرية الحركة بين الجزيئات أو الأيونات و يكون للمادة في حالة صلبة شكل و حجم معينين كقطعة معدن مثلا.

2.2 الحالة السائلة

تأخذ السوائل شكل الوعاء الذي توضع فيه، والجزيئات في السوائل ليست ثابتة بسبب المساحات الكبيرة نسبيا بين الجزيئات. تكون العناصر الكيميائية في المحاليل السائلة أكثر حرية في حركتها منها في الحالة الصلبة.

3.2 الحالة الغازية

في الحالة الغازية لا يكون للمادة شكل محدد لكن الغازات تملأ أي فراغ متاح لأن الجزيئات تتحرك بسرعة في كل الاتجاهات حيث أن لجزيئات الغازات مساحات كبيرة فيما بينها ، يمكن ضغط الغازات بسهولة، لذلك فإنه من السهل أن تتقارب جزيئات الغاز. كثافة الغازات منخفضة جداً مقارنة بالمادة السائلة و الصلبة.

4.2 حالة البلازما

إذا كانت المادة توجد في الطبيعة في ثلاث حالات: صلبة وسائلة وغازية، فإنه بالإمكان تصنيف البلازما على أنها الحالة الرابعة التي يمكن أن توجد عليها المادة. في حالة البلازما يتم تنشيط الطور الغازي بحيث تصبح الإلكترونات في الذرة غير مرتبطة بأي نواة ذرية معينة. و تتكون البلازما من أيونات موجبة الشحنة البلازما و إلكترونات غير مرتبطة (حررة). و يمكن إنتاج البلازما إما عن طريق تسخين الغاز حتى يتأين أو عن طريق إخضاعه لحقل كهرومغناطيسي قوي.

3. مفهوم العنصر والنوكليد والذرة والمركب

1.3 العنصر

العنصر عبارة عن نوع كيميائي ينقسم إلى جسيمات متناهية الصغر ومتطابقة أو متشابهة تسمى الذرات. على سبيل المثال ، نذكر بعض العناصر مثل الكربون (C) ، والذهب (Au) ، والسيليكون (Si).

الفرق بين العناصر يتحدد بالاختلاف في الخصائص الفيزيائية والكيميائية التي تميزها، أي اللون، والرائحة، ودرجات حرارة الانصهار والغليان، والكثافة، وما إلى ذلك).

2.3 النوكليد

النوكليد (أو النويّدة) عبارة عن مصطلح عام يشمل النظائر أيضا. فالنوكليد تعرف بأنها مجموعة من النوى لها نفس عدد البروتونات و نفس عدد النيوترونات. أما النظائر فهي نوكليدات لها نفس قيمة Z (نفس عدد البروتونات) و تختلف من حيث عدد النيوترونات.

3.3. الذرة

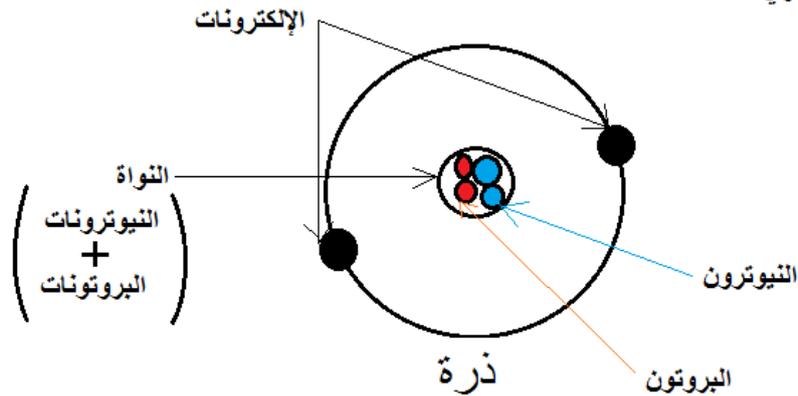
تعرف الذرة بأنها أصغر شيء يمكن الحصول عليه في المادة عند تجزيها وبذلك تعتبر أصغر جسيم من المادة و هي متعادلة كهربائياً. و تتكون الذرة من نواة تحيط بها الكترونات. و تتمركز كتلة الذرة في النواة، لأن كتلة الإلكترونات صغيرة جداً.

حتى عام 1808، كان يُعتقد دائماً أن الذرة هي أصغر جسيم في المادة وأنها غير قابلة للتفكيك. في الواقع ، ثبت لاحقاً أن الذرة تتكون من جسيمات دون ذرية مختلفة.

أظهرت تجارب رذرفورد أن الذرة فارغة (مجوفة)، وتتكون من نواة تنجذب إليها إلكترونات و تدور حولها. حجم النواة يقل بحوالي عشرة آلاف مرة عن حجم الذرة، و تتمركز معظم كتلة الذرة في النواة. تتكون الذرة من ثلاث جسيمات أولية وهي:

- الإلكترونات (اكتشفها كروكس عام 1879)
- البروتونات (اكتشفها رذرفورد عام 1918)
- النيوترونات (اكتشفها تشادويك عام 1932)

هذه الجسيمات الثلاثة تشكل كل مادة في الكون وبالتالي تتواجد في جميع عناصر الطبيعة.



الشكل 2: بنية الذرة.

تحتوي جميع الذرات على نفس نوع الجسيمات: البروتونات والنيوترونات والإلكترونات. البروتونات والنيوترونات متواجدان بالنواة. و تتموضع الإلكترونات خارج النواة و تتحرك بصفة مستمرة حولها مشكلة سحابة إلكترونية. يعبر عن عدد الإلكترونات بالرمز e^- ، وعدد النيوترونات بالرمز N والبروتونات بالرمز P . يعبر عن مجموع عدد البروتونات والنيوترونات $(N + P)$ بالعدد الكتلي و يرمز له ب A .

بصفة عامة :



A: العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد النيوترونات

Z: العدد الذري (العدد الشحني) = عدد البروتونات = عدد الإلكترونات (في الذرة المتعادلة الشحنة)

q: الشحنة = عدد البروتونات - عدد الإلكترونات

كما في حالة النظام الشمسي حيث يوجد فراغ بين الشمس والكواكب، فالأمر نفسه بين النواة والإلكترونات. الذرة محايدة أو متعادلة كهربائياً ويتم تحقيق الحياد أو التعادل الكهربائي عن طريق الشحنات المتساوية بين البروتونات (الموجبة الشحنة) والإلكترونات (السالبة الشحنة). النيوترونات متعادلة كهربائياً (لا تملك شحنة).

شحنة البروتون هي +e

$$|+e| = |-e| = 1,602\ 189 \times 10^{-19} \text{ Coulomb}$$

شحنة الإلكترون هي -e

شحنة النيوترون تساوي صفر

كتلة البروتون تساوي تقريباً كتلة النيوترون.

uma وحدة الكتلة الذرية

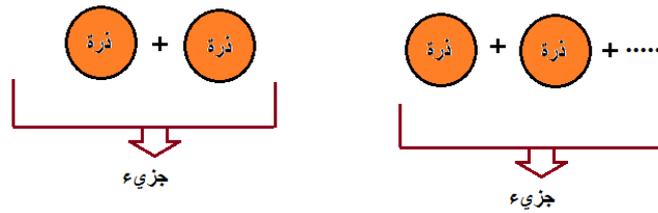
$$m_n = 1,00869 \text{ uma} \text{ (كتلة النيوترون)}$$

$$m_e = 0,000548 \text{ uma} \text{ (كتلة الإلكترون)}$$

$$m_p = 1,00728 \text{ uma} \text{ (كتلة البروتون)}$$

4.3 الجزيء

يُعرّف الجزيء بأنه اتحاد ذرتين أو أكثر و ترتبط مع بعضها البعض بواسطة روابط كيميائية.



الشكل 3: الجزيء.

4. المول

المول (mol) هو وحدة قياس كمية المادة وترتبط بعدد أفوجادرو ($N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$) ، فهو كمية المادة التي تحتوي عدد أفوجادرو من الذرات أو الإلكترونات أو الجزيئات، إلا أن أهم ما يميز المول عن عدد أفوجادرو هو ارتباط المول بكتلة المادة؛ فعلى سبيل المثال، مول واحد من الكربون يحتوي على 12g ، أما مول واحد من الأكسجين فكتلته تساوي 16g ، وبهذا يتضح أنه على الرغم من تساوي عدد المولات إلا أن الكتلة تختلف تبعاً لطبيعة كل مادة، أي أن الكتلة المولية تختلف باختلاف طبيعة كل مادة.

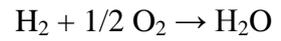
1 مول من الذرات ← $6,023 \cdot 10^{23}$ ذرة
1 مول من الإلكترونات ← $6,023 \cdot 10^{23}$ إلكترونات

مثال:

يتكون مول واحد من الماء بالضبط مما يلي:

- مول واحد من الهيدروجين

- نصف مول من الأكسجين



5. وحدة الكتلة الذرية

وحدة الكتل الذرية (uma أو u), هي وحدة صغيرة للكتلة تستخدم للتعبير عن الكتل الذرية والكتلة الجزيئية. وهي تساوي

12\1 من كتلة ذرة الكربون 12. وعلى هذا:

$$1 \text{ uma} = 1/N_A \text{ (g)} = 1/1000N_A \text{ (kg)}$$

و منه : $1 \text{ uma} = 1,66053886 \times 10^{-24} \text{ g}$

$$1 \text{ uma} = 1,66053886 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

حيث N_A يمثل عدد أفوجادرو.

سلسلة تمارين محلولة

5. سلسلة تمارين محلولة

1.5. تمارين

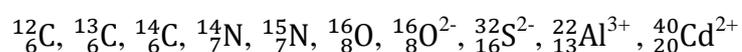
التمرين 1:

1- ليكن



ماذا يمثل كل من A و Z و q للعنصر X .

2- حدد عدد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات في كل من :



التمرين 2:

كتل كل من البروتون والنيوترون والإلكترون هي:

$$m_p = 1,6723842 \cdot 10^{-24} \text{g}, m_n = 1,6746887 \cdot 10^{-24} \text{g} \text{ et } m_e = 9,109534 \cdot 10^{-28} \text{g}.$$

1. حدد وحدة الكتلة الذرية (u.m.a). حدد قيمتها ب g بنفس عدد الأرقام بعد الفاصلة.

2. أحسب ب u.m.a. كتل كل من البروتون والنيوترون والإلكترون.

2.5. حلول

التمرين 1 :

1.



A: العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد النيوترونات

Z: العدد الذري (العدد الشحني) = عدد البروتونات = عدد الإلكترونات (في الذرة المتعادلة الشحنة)

q: الشحنة = عدد البروتونات - عدد الإلكترونات

2.

	${}^{12}_6C$	${}^{13}_6C$	${}^{14}_6C$	${}^{14}_7N$	${}^{16}_8O$	${}^{16}_8O^{2-}$	${}^{32}_{16}S^{2-}$	${}^{27}_{13}Al^{3+}$	${}^{40}_{20}Cd^{2+}$
Z	6	6	6	7	8	8	16	13	20
A	12	13	14	14	16	16	32	27	40
P	6	6	6	7	8	8	16	13	20
N = A - Z	6	7	8	7	8	8	16	14	20
e ⁻	6	6	6	7	8	10	18	10	18

التمرين 2:

1- وحدة الكتل الذرية (uma أو u), هي وحدة صغيرة للكتلة تستخدم للتعبير عن الكتل الذرية والكتلة الجزيئية وهي

تساوي 1\12 من كتلة ذرة الكربون 12 وعلى هذا:

$$1 \text{ uma} = 1/N_A \text{ (g)} = 1/1000N_A \text{ (kg)}$$

$$\text{و منه : } 1 \text{ uma} = 1,66053886 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ uma} = 1,66053886 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

حيث N_A يمثل عدد أفوجادرو.

-2

$$\text{لدينا : } 1 \text{ uma} = 1,66053886 \times 10^{-24} \text{ g}$$

كتلة البروتون ب uma

$$1 \text{ uma} \rightarrow 1,66053886 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$m_p \rightarrow 1,6723842 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$\Rightarrow m_p = 1,007277 \text{ uma}$$

كتلة النيوترون ب uma

$$1 \text{ uma} \rightarrow 1,66053886 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$m_N \rightarrow 1,6746887 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$\Rightarrow m_n = 1,008665 \text{ uma}$$

كتلة الإلكترون ب uma

$$1 \text{ uma} \rightarrow 1,66053886 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$m_e \rightarrow 9,109534 \cdot 10^{-28} \text{ g}$$

$$\Rightarrow m_e = 0,000549 \text{ uma}$$

الفصل الثاني: النشاط الإشعاعي

1. تاريخ النشاط الإشعاعي:

- في عام 1896 ، اكتشف هنري بيكريل النشاط الإشعاعي الطبيعي حيث لاحظ أن خامات اليورانيوم تنبعث منها إشعاعات. حصل على جائزة نوبل في الفيزياء عام 1903.
- في عام 1898 ، عزل بيري وماري كوري من اليورانيوم عنصرين مشعين للغاية: الراديوم (Ra) والبولونيوم (Po) و فازا بجائزة نوبل في الفيزياء عام 1903. في عام 1911 فازت ماري كوري بثاني جائزة نوبل في الكيمياء.
- في عام 1899 ، اكتشف إرنست رذرفورد إشعاع ألفا وبيتا.
- في عام 1902 ، اكتشف إرنست رذرفورد وفريدريك سودي أن النشاط الإشعاعي يمكن أن يؤدي الى تحول عنصر كيميائي ما إلى عنصر آخر.
- في عام 1903 ، اكتشف إرنست رذرفورد أشعة جاما.

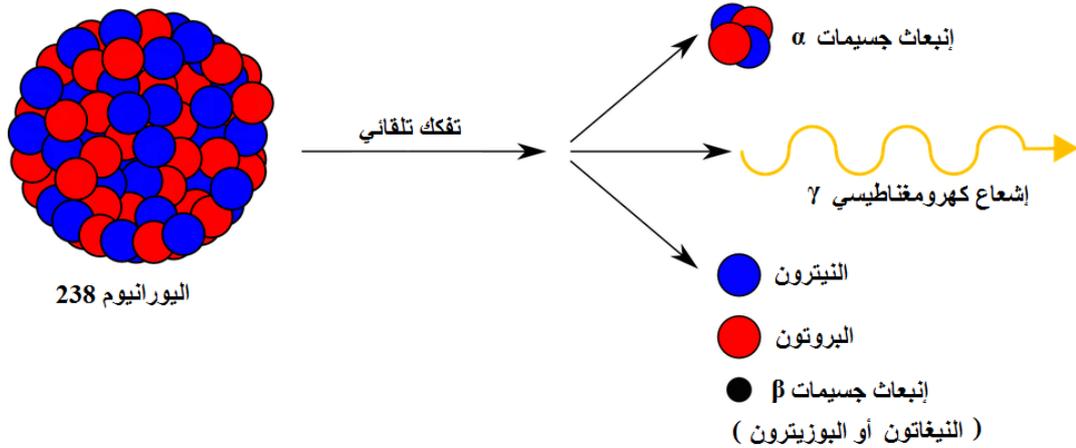
تعريف النشاط الإشعاعي : يُعرّف النشاط الإشعاعي بأنه خاصية بعض النوى الذرية للتفكك بشكل طبيعي وتلقائي أو اصطناعي. ويترافق هذا التفكك مع إصدار جسيمات (ألفا ، بيتا ، نيوترونات) أو إشعاع كهرومغناطيسي (جاما) أو كليهما في نفس الوقت (الشكل 4).

النشاط الإشعاعي الطبيعي لمادة ما هو تلقائي ينتج عن عدم استقرار النواة ويرافقه:

- ظهور نواة جديدة مستقرة أو غير مستقرة.
- انبعاث الجسيمات: α أو β^+ أو β^- .
- انبعاث الإشعاع الكهرومغناطيسي (γ).

في الطبيعة ، هناك حوالي 300 نواة مختلفة (نكليدات) (nucléides).

يحدث النشاط الإشعاعي الاصطناعي عن طريق التعرض للأشعة (irradiation) أو قصف نوى الذرات (bombardement des noyaux).



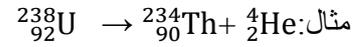
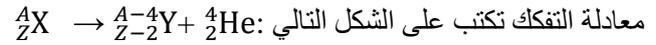
الشكل 4: تحلل اليورانيوم 238.

2. خواص الأشعة المختلفة

أنوية بعض العناصر غير مستقرة وتتحلل إلى عناصر جديدة يصاحب هذا التفكك انبعاث الجسيمات α و β والإشعاع الكهرومغناطيسي γ . جميع العناصر التي تحتوي على أكثر من 83 بروتوناً مشعة و من الممكن تصنيع نظائر مشعة اصطناعية غير موجودة في الطبيعة.

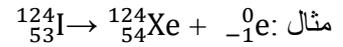
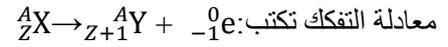
1.2. الإشعاع α

تتحلل الأنوية الثقيلة جداً إلى أنوية أخف يصاحب هذا التفكك انبعاث جسيمات ألفا والتي هي نوى الهيليوم و كان بكرل أول من تعرف عليها.

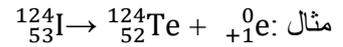
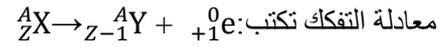


2.2. جسيمات β

عبارة عن جسيمات يمكن أن تكون مشحونة سالبا أو موجبة الشحنة (تعرف عليها النيوزيلندي إرنست رذرفورد). جسيمات β المشحونة سالبا (β^-) تسمى نيغاتونات (negatons).



أما جسيمات β المشحونة موجبا (β^+) تسمى بوزيترونات (positrons).



ملاحظة: إن جسيمات بيتا أكثر نفوذاً من جسيمات ألفا ويعود ذلك لسرعتها الكبيرة التي تصل حتى 250.10^3 Km/s .

3.2. الإشعاع γ

لا ينتج عن انبعاث إشعاع γ أي تغير في كل من A أو Z للعنصر المشع، فقط الكتلة الذرية تقل بمقدار مكافئ للطاقة $h\nu$ للإشعاع المنبعث. إنها ببساطة إعادة تنظيم داخلي للنواة. للإشعاع γ قدرة اختراق أكبر بكثير من قدرة جسيمات ألفا وبيتا لكنه أكثر تأيئاً و تكتب معادلة التفكك كالتالي : ${}^A_ZX^* \rightarrow {}^A_ZX + \gamma$

الأنواع الثلاثة من النشاط الإشعاعي (β^+ ، β^- ، α) غالباً ما تكون مصحوبة بانبعاث إشعاع كهرومغناطيسي γ ذي الطاقة العالية جداً (أعلى من تلك الخاصة بالأشعة السينية) و أطوال موجة قصيرة جداً ($10^{-4} \text{ A}^\circ - 1 \text{ A}^\circ$).

3. الفرق في الكتلة، طاقة الربط ، طاقة التماسك

1.3. الفرق في الكتلة

يُعرَّف الفرق في الكتلة بأنه الفرق بين كتلة النيوكليونات وكتلة النواة و يشار إليه Δm . بالنسبة إلى نوكليد معين ${}^A_Z X$ ، تتم كتابة الفرق الكتلي: $\Delta m = \text{كتلة النيوكليونات التي تتكون منها النواة} - \text{كتلة النواة}$.

$$\Delta m = [Z \cdot m_p + (A - Z) \cdot m_n] - m_{\text{noyau}}$$

مثال :

أحسب Δm لنواة الهليوم ${}^4_2\text{He}$ حيث الكتلة المقاسة لنواة الهليوم تساوي $m_{\text{réel}} = 4.002 \text{ u.m.a}$.
معطيات :

كتلة النيوترون	كتلة البروتون
m_n	m_p
1.0086 u.m.a	1.0074 u.m.a

باعتبار نواة الهليوم تكونت من اتحاد 2 بروتون و 2 نيوترون:

$$m_{\text{th}} = [Z \cdot m_p + (A - Z) \cdot m_n]$$

$$m_{\text{th}} = [2 \cdot 1,0074 + 2 \cdot 1,0086] = 4,032 \text{ u.m.a}$$

$$\Delta m = m_{\text{th}} - m_{\text{réel}} = 4,032 - 4,002 = 0,030 \text{ u.m.a. ومنه}$$

ملاحظة: وفقاً لعلاقة أينشتاين تتحول هذه الكتلة المفقودة إلى طاقة وبالتالي فإن تكوين نواة الهليوم يترافق مع تحرير للطاقة. وفقاً لنظرية أينشتاين هناك تكافؤ بين الطاقة والكتلة وهذا يعني أنه يمكن تحويل الكتلة إلى طاقة والعكس صحيح.

$$\text{و ذلك حسب العلاقة: } E = m \cdot c^2$$

$$E = \text{الطاقة (joule)} ; m = \text{الكتلة (kg)} ; C = \text{سرعة الضوء (} C = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s)}$$

2.3. طاقة الربط

تمثل طاقة الربط الطاقة المحررة أثناء تكوين النواة من الترابط بين البروتونات والنيوترونات:

$$\text{طاقة الربط} = (\text{الكتلة النظرية} - \text{الكتلة التجريبية للذرة}) \times \text{مربع سرعة الضوء (} C = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s)}$$

$$E = \Delta m \cdot C^2 < 0 \text{ هذه الطاقة سالبة.}$$

3.3. طاقة التماسك

هي الطاقة اللازمة لتفكيك نواة إلى بروتونات ونيوترونات.

$$\text{طاقة التماسك} = (\text{الكتلة التجريبية للذرة} - \text{الكتلة النظرية}) \times \text{مربع سرعة الضوء (} C = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s)}$$

$$E = \Delta m \cdot C^2 > 0 \text{ هذه الطاقة موجبة.}$$

4.3. طاقة الربط لكل نكليون (معامل الاستقرار للأنوية)

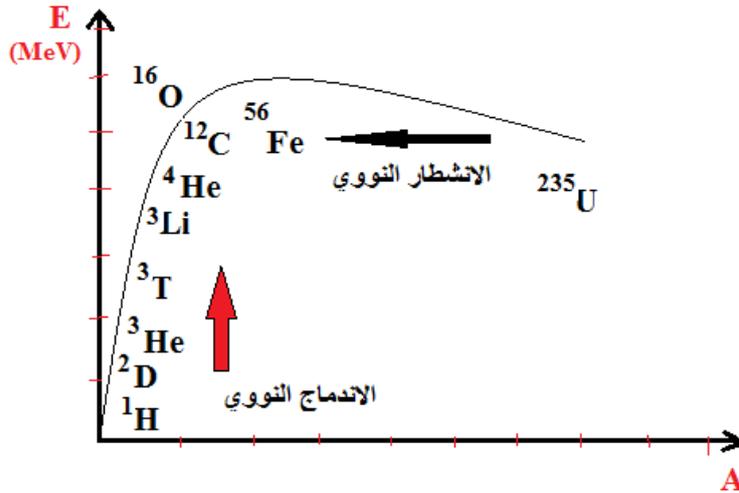
لمقارنة استقرار الأنوية يفضل التعامل مع الطاقة اللازمة لكل نكليون وتُعرّف هذه الطاقة بأنها نسبة طاقة التماسك E_C إلى العدد الكتلي A أي: $E_N = E_C / A$ طاقة التماسك E_N ، كلما كانت هذه النسبة أكبر كلما كانت النواة أكثر استقراراً.
 $E_N = E_C / A$ (Mev / nucleon).

و يفضل أن تحسب طاقة الربط لكل نكليود ب إلكترون-فولط (ev) وفق التحويلات التالية :

$$1\text{ev} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{joule} \quad 1\text{Mev} = 10^6 \text{ev} \quad 1\text{Mev} = 1,6 \cdot 10^{-13} \text{joule}$$

5.3. منحنى أستون (Courbe d'Aston)

طاقة الربط لكل نكليون تمثل الطاقة اللازمة في المتوسط لانتزاع نكليون من النواة إنه معيار استقرار النواة تم تسمية منحنى طاقة الترابط بدلالة عدد النكليونات على اسم الفيزيائي الإنجليزي أستون (الشكل 5) الذي كان أحد رواد قياسات كتل النوى وفاز بجائزة نوبل في عام 1922 ويوضح الشكل أدناه العلاقة بين طاقة الربط لكل نيوكلون والعدد الكتلي للعناصر المختلفة. حيث يوضح المنحنى أن طاقة الربط للنواة الخفيفة (الديتيريوم ^2D) صغيرة جداً وهذا يدل على عدم استقرار هذه الأنوية وتزداد قيمة $\Delta E/A$ إلى أن تصل قيمة عالية حوالي 8.8Mev عند النويدات ذات عدد كتلي $A=50$ وبعدها تقل قيمة طاقة الربط كلما زاد الوزن الذري لتصل إلى 7.6Mev لليورانيوم (نواة غير مستقرة).



الشكل 5: منحنى أستون.

4. قانون الانحلال الإشعاعي (التفكك الإشعاعي)

تنص ظاهرة النشاط الإشعاعي الطبيعي بأن ذرات العناصر المشعة تتفكك نتيجة لما ينبعث منها من جسيمات ألفا α أو بيتا β ، مما يؤدي إلى تشكل عنصر جديد يختلف تماماً في خواصه الفيزيائية والكيميائية عن العنصر الأصلي .
ينص قانون الانحلال الإشعاعي على أن عدد الأنوية المتبقية من انحلال أي مادة مشعة هو دالة أسية سالبة مع الزمن.

ليكن N_0 عدد الأنوية الابتدائية لعينة مشعة في اللحظة $t = 0$

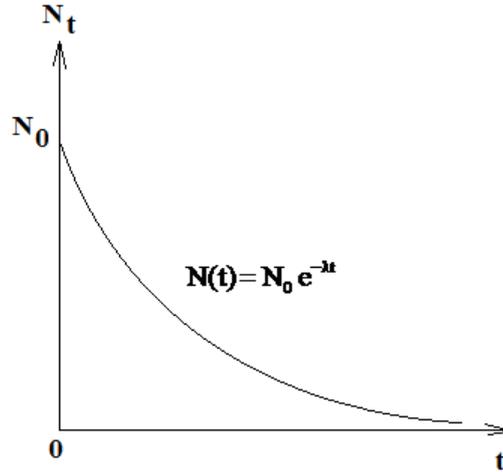
و لنكن N_t عدد الأنوية المتبقية بعد التفكك عند اللحظة الزمنية t

و dN تغير عدد الأنوية في المجال الزمني dt

إن تغير عدد الأنوية dN يتناسب مع عدد الأنوية N_t و مع زمن التفكك dt و نكتب :

$$\int_{N_0}^{N_t} \frac{dN}{N} = -\lambda \int_{t=0}^t dt \Rightarrow \ln\left(\frac{N(t)}{N_0}\right) = -\lambda t \Rightarrow N(t) = N_0 e^{-\lambda t}$$

λ : ثابت النشاط الإشعاعي ووحدته الزمن⁻¹ (s^{-1} ، min^{-1} ، h^{-1} ،).



الشكل 6 : تغير N_t بدلالة الزمن.

1.4. الدور الإشعاعي T (أو زمن نصف العمر $t_{1/2}$)

زمن نصف العمر T للعنصر المشع هو الزمن اللازم لتفكك نصف عدد الأنوية الابتدائية المشعة. أي :

$$t = t_{1/2} = T$$

$$N(t_{1/2}) = N_0/2$$

$$N(T) = \frac{N_0}{2} = N_0 e^{-\lambda T}$$

ليصبح لدينا :

$$T = t_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda}$$

2.4. النشاطية الإشعاعية

النشاطية A (Activité) لعينة مشعة يساوي متوسط عدد التفككات في الثانية و يعبر عنها بوحدة البيكريل (Bq) حيث $1 \text{ dps} = 1 \text{ Bq}$). الكوري (Ci) هي وحدة أخرى مستخدمة لقياس النشاطية وهي تتوافق مع نشاط 1 g من الراديوم

$$\text{حيث: } 1 \text{ Ci} = 3.7 \times 10^{10} \text{ Bq}$$

تتغير النشاطية بدلالة الزمن حسب المعادلة :

$$\lambda N = \lambda N_0 e^{-\lambda t} \quad \text{إذن} \quad A = \lambda \cdot N \dots \text{و} \dots A_0 = \lambda \cdot N_0 \quad \text{لدينا} \quad A > 0 \dots A = A_0 e^{-\lambda t}$$

$$N = N_0 e^{-\lambda t}$$

$$\dots N = n \cdot N_A \dots n = m/M \dots \text{لدينا}$$

حيث:

$$m: \text{كتلة العينة} \quad n: \text{عدد المولات} \quad N_A: \text{عدد أفوقادرو}$$

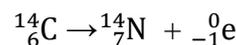
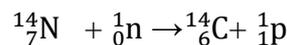
$$m/M \cdot N_A = m_0/M N_A e^{-\lambda t} \quad n N_A = n_0 N_A e^{-\lambda t}$$

$$m = m_0 \cdot e^{-\lambda t}$$

3.4. تطبيقات قانون الانحلال الإشعاعي

هناك العديد من التطبيقات العملية للنشاط الإشعاعي. فتستخدم المصادر المشعة لدراسة الكائنات الحية ولتشخيص وعلاج الأمراض ولتعقيم الأدوات الطبية والمواد الغذائية ولإنتاج الطاقة الحرارية والطاقة الكهربائية ولرصد الخطوات المختلفة في جميع أنواع العمليات الصناعية.

كما يتيح لنا التأريخ بالكربون 14 (^{14}C) (نظير مُشع من نظائر الكربون ^{12}C) تحديد عمر القطع الأثرية. كل كائن حي يحتوي على ^{12}C و ^{14}C فبمجرد أن يموت الكائن تبدأ ذرات الكربون ^{14}C بالتفكك تلقائياً. ففي كل خمسة آلاف وسبعمئة وثلثين سنة (زمن نصف العمر) تتفكك نصف ذرات الكربون ^{14}C وتعود إلى ذرات النيتروجين التي تكوّنت منها ابتداءً.



في المقابل و على النظير من ذلك، تبقى كمية الكربون (^{12}C) ثابتة في جسم الكائن حتى بعد موته وبالتالي صار لدينا طريقة فعالة لتحديد عمر الكائنات الحية، من خلال مقارنة كمية (الكربون ^{14}C) المتفككة مع الزمن بكمية (الكربون ^{12}C) التي لا تتأثر بعامل الزمن و تبقى ثابتة وبالتالي يمكننا معرفة كم من السنوات قد انقضت على موت أي كائن حي.

5. أنواع التفاعلات النووية الاصطناعية

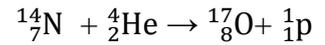
هناك ثلاثة أنواع مختلفة من التفاعلات النووية: الانشطار والاندماج والتحوّل. يحدث الانشطار عندما تنقسم النواة الثقيلة إلى نواتين صغيرتين أو أكثر و ينتج عن الانشطار الكثير من الطاقة المستخدمة لتوليد الكهرباء داخل مصانع الطاقة النووية. يحدث الاندماج عندما تتحد نواتان خفيفتان أو أكثر لتكوين نواة أثقل. أما التحوّل الناتج عن التفكك الإشعاعي هو العملية التلقائية التي تتحوّل فيها النظائر غير المستقرة إلى نظائر أكثر استقراراً.

1.5. التحولات النووية

هو أحد أنواع التفاعلات النووية؛ حيث تتحوّل نواة ذرات عنصر ما إلى نواة ذرات عنصر آخر. هناك نوعان فرعيان من تفاعلات التحوّل: الانحلال الإشعاعي والقصف. التحوّل عن طريق الانحلال الإشعاعي عملية تحدث في الطبيعة للنظائر غير المستقرة. سيؤدي النظير غير المستقر أو المشع إلى انبعاث جسيمات أو طاقة تلقائياً و تُسمى إشعاعاً الأمر الذي يتسبّب في تحويل هذا النظير إلى نظير أكثر استقراراً.

أما القصف فهو عملية غير تلقائية حيث تُقصف نواة بجسيمات أصغر لتكوين نواة مختلفة أكبر.

في عام 1925 قام العالم باتريك بلاكت بقصف ذرات النيتروجين-14 بجسيمات ألفا وهو ما أدى إلى تحوّلها إلى ذرات الأكسجين-17 لتنبعث من هذه العملية أيضاً بروتونات:

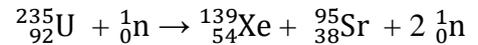


العناصر التي لها عدد ذري أكبر من 92 تكوّنت من خلال عملية القصف وجميعها مشعة وجلها عناصر مصنعة.

2.5. الانشطار النووي

هو إنقسام نواة ذرية ثقيلة إلى نواتين ذريتين أو أكثر أخف وزناً بعد قذفها بنيوترون ويرافقه انبعاث نيوترونات وتحرير طاقة كبيرة.

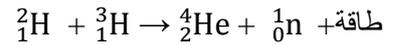
يمكن للنيوترونات الناتجة أن تؤدي إلى انشطار نوى أخرى مسببة حدوث تفاعل متسلسل يمكن التحكم فيه عن طريق مشبّطات النيوترونات كما هو الحال في المفاعلات النووية. عدم التحكم في التفاعل المتسلسل سوف يؤدي إلى انفجار نووي أو ما يعرف اصطلاحاً بالقتيلة الذرية (القتيلة A) كما هو مبين في المعادلة التالية :



3.5. الاندماج النووي

الاندماج النووي عملية تتجمع فيها نواتان ذريتان خفيفتان لتكوين نواة واحدة أثقل. و هو أحد أهم أنواع التفاعلات النووية، حيث أن الطاقة الناتجة من الاندماج النووي تفوق الطاقة التي يتم إنتاجها في محطات المفاعلات النووية التي تعمل بالانشطار النووي.

تنتج تلك الطاقة الهائلة عن فقد صغير في وزن النواة الناتجة عن الاندماج النووي، وهذا الفقد في الكتلة يتحول إلى طاقة. تطلق تفاعلات الاندماج كميات من الطاقة أكبر ب 3 إلى 4 أضعاف من الطاقة التي توفرها تفاعلات الانشطار. أبسط مثال عن تفاعل اندماج هو التفاعل الذي يؤدي إلى إنتاج القنبلة الهيدروجينية. كما هو موضح في المعادلة التالية :



الطاقة المنبعثة من هذا التفاعل هي $E = 17,6 \text{ MeV}$

6. تطبيقات النشاط الإشعاعي

إن استخدام المواد المشعة (النظائر المشعة) في المجال الطبي يعتبر من أحدث التطورات في الطب الحديث فالطب النووي هو المجال الطبي الذي تستخدم فيه النظائر المشعة لتشخيص وعلاج عديد الأمراض ، وقد سمي بالنووي نسبةً إلى نواة الذرة وهي مصدر الإشعاع المنبعث من هذه النظائر المشعة.

كما تُستخدم المواد المشعة في الزراعة لقتل الحشرات وإنتاج الطفرات المفيدة للمحاصيل كما أن للنشاط الإشعاعي استخدامات صناعية عديدة (اكتشاف العيوب في المنتجات وخلق درجات حرارة عالية. يمكننا استخدام المواد المشعة في تحديد مواقع النفط والغاز تحت الأرض).

7. خطر النشاط الإشعاعي:

يمكن للنشاط الإشعاعي أن يسبب السرطان (كسرطان الدم الحاد وسرطان الغدة الدرقية) كما يسبب الأورام وأمراض العيون و حتى الاضطرابات العقلية نتيجة الأضرار التي تلحق بالمواد الوراثية (DNA،RNA). وإذا تعرض الجسم لجرعة كبيرة من النشاط الإشعاعي خلال فترة زمنية قصيرة جداً فقد يؤدي ذلك إلى الوفاة في غضون ساعات أو أيام قليلة.

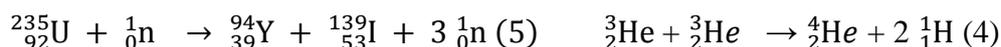
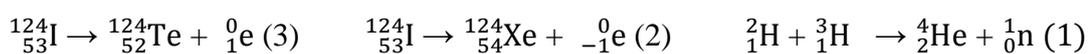
سلسلة تمارين محلولة

8. سلسلة تمارين محلولة

1.8. تمارين

تمرين 1:

I. حدد نوع التفاعلات النووية التالية (الاندماج ، الانشطار ، الاصطناعي ، التلقائي، α ، β^+ ، β^-)

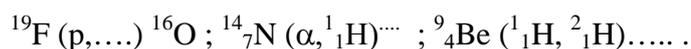


II.

1- أكمل المعادلات التالية وحدد نوع التفاعل النووي :

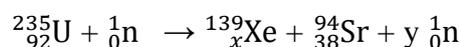


2- اكتب معادلات التفاعلات النووية التالية واستكمل العناصر الناقصة:



التمرين 2:

في محطة الطاقة النووية يتم تمثيل أحد التفاعلات المحتملة من خلال:



1- أحسب قيمتي x و y مع التعليل.

2- أحسب ب eV الطاقة المنبعثة أثناء هذا التفاعل.

3- اليورانيوم 235 مادة مشعة من النوع ألفا α . النواة التي تم الحصول عليها هي الثوريوم (Th).

أكتب معادلة هذا التفكك.

4- زمن نصف العمر لليورانيوم 235 هو $t_{1/2} = 4,5 \times 10^9$ ans ماهي نشاطية 1 g من اليورانيوم 235 بوحدة d.p.s ؟

معطيات :

$$m_{\text{U}} = 235,0134 \text{ u.m.a} ; m_{\text{Sr}} = 93,8946 \text{ u.m.a} ; m_{\text{Xe}} = 138,8882 \text{ u.m.a} ;$$

$$m (\text{neutron}) = 1,00866 \text{ u.m.a} ; 1 \text{ u.m.a} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} ; N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}.$$

تمرين 3:

الرادون 222 هو السبب الرئيسي للنشاط الإشعاعي الطبيعي في الغلاف الجوي. زمن نصف عمره هو $t_{1/2} = 3,8$ jours.

1. أحسب عدد الأنوية الابتدائية N_0 لرادون 222 الموجودة في كتلة 1g من الرادون 222 النقي.

2. أحسب ثابت النشاط الإشعاعي λ للرادون 222.

3. احسب النشاطية الابتدائية لعينة الرادون 222 كتلتها 1g.

4. احسب نشاطية هذه العينة بعد 11.4 يوماً ثم بعد 30 يوماً.

التمرين 4:

1- النظير $^{27}_{13}\text{Al}$ يتم قصفه بجسيمات ألفا α ليعطي الفسفور $^{30}_{15}\text{P}$

(أ) - اكتب المعادلة النووية المقابلة؟ (ب) - أكمل التفاعل $^{30}_{15}\text{P} \rightarrow \text{positron} + \dots$

2- إذا كان دور $^{30}_{15}\text{P}$ هو 2.5 دقيقة. ما هي الكتلة بالجرام لعينة من الفوسفور ذات نشاطية 10^{-6} Ci ؟

نعطي: $(1 \text{ Bq} = 1 \text{ d.p.s})$ و $(1 \text{ Ci} = 3,7 \cdot 10^{10} \text{ Bq (Becquerel)})$

2.8. حلول

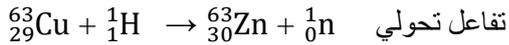
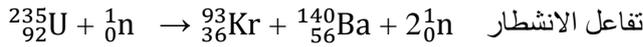
التمرين رقم 1:

I. حدد نوع التفاعلات النووية التالية (الاندماج، الانشطار، الاصطناعي، التلقائي، α ، β^+ ، β^-)

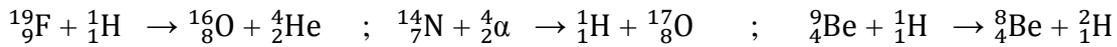
نوع التفاعلات النووية	التفاعلات النووية
اندماج اصطناعي (غير طبيعي)	$^2_1\text{H} + ^3_1\text{H} \rightarrow ^4_2\text{He} + ^1_0\text{n} \quad (1)$
تلقائي β^- (تتحلل النواة من تلقاء نفسها)	$^{124}_{53}\text{I} \rightarrow ^{124}_{54}\text{Xe} + ^0_{-1}\text{e} \quad (2)$
تلقائي β^+ (النواة تتحلل من تلقاء نفسها)	$^{124}_{53}\text{I} \rightarrow ^{124}_{52}\text{Te} + ^0_1\text{e} \quad (3)$
اندماج اصطناعي (غير طبيعي)	$^3_2\text{He} + ^3_2\text{He} \rightarrow ^4_2\text{He} + 2 ^1_1\text{H} \quad (4)$
انشطار (انقسام نواة ثقيلة إلى نوى أخف)	$^{235}_{92}\text{U} + ^1_0\text{n} \rightarrow ^{94}_{39}\text{Y} + ^{139}_{53}\text{I} + 3 ^1_0\text{n} \quad (5)$

II.

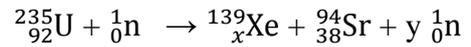
1)



2)



التمرين رقم 2:



1- لتحديد x و y سنطبق قانون سودي:

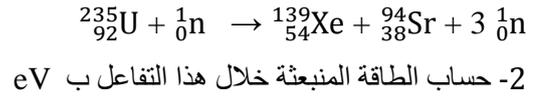
انحفاظ الكتلة :

$235 + 1 = 94 + 139 + y \Rightarrow y = 3$

انحفاظ الشحنة :

$92 + 0 = 38 + x + 0 \Rightarrow x = 54$

و منه :



$$\Delta E (j) = \Delta(kg) \times c^2 \quad ; (C = 3.10^8 \text{ m/s})$$

$$\Delta E(\text{MeV}) = \Delta m(\text{u. m. a}) \times 931, 5$$

$$\Delta m = \sum m_{\text{produits}} - \sum m_{\text{reactifs}}$$

$$\Delta m = [m_{\text{Xe}} + m_{\text{Sr}} + 3 m_{\text{n}}] - [m_{\text{U}} + m_{\text{n}}] \Rightarrow \Delta m = m_{\text{Xe}} + m_{\text{Sr}} + 2m_{\text{n}} - m_{\text{U}}$$

ومنه :

$$\Delta m = 93,8946 + 138,8882 + (2 \times 1,00866) - 235,0134 = -0,21328 \text{ u.m. a.}$$

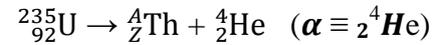
$$\Delta m = -0, 21328 \text{ u. m. a. } \text{ و } 1 \text{ u. m. a} = 1, 67 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$\Delta E(\text{MeV}) = \Delta m(\text{u. m. a}) \times 931, 5 = -0, 21328 \times 931, 5 = 198, 67 \text{ MeV}$$

$$\text{لدينا } 1\text{Mev} = 10^6 \text{ ev}$$

$$\Delta E(\text{eV}) = 1,98 \times 10^8 \text{ eV}$$

ومنه :
-3 معادلة التفكك هي:



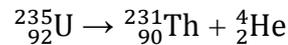
نطبق قانون سودي:

قانون انحفاظ الكتلة:

$$235 = A + 4 \Rightarrow A = 231$$

ومنه :

قانون انحفاظ الشحنة:



$$92 = Z + 2 \Rightarrow Z = 90$$

لدينا :

$$A = \lambda \times N$$

$$N = n \times N_A \text{ و } n = m/M$$

ومنه :

$$\bullet N = (m/M) \times N_A \Rightarrow N = (1/235) \times 6,023 \times 10^{23} = 2, 562 \times 10^{21} \text{ noyaux}$$

$$\bullet t_{1/2} = \ln 2 / \lambda \Rightarrow \lambda = \ln 2 / t_{1/2} = (0,693) / (4,5 \times 10^9 \times 365 \times 24 \times 3600) = 4, \times 10^{-18} \text{ s}^{-1}$$

و منه :

$$A = \lambda \times N \Rightarrow A = 4,88 \times 10^{-18} \times 2,562 \times 10^{21} = 1,25 \times 10^4 \text{ d. p. s.}$$

تمرين رقم 3:

1- عدد نوى N_0 الرادون 222:

$$N_0 = n \times N_A \text{ و } n = m/M$$

$$\bullet N_0 = (m / M) \times N_A \Rightarrow N = (1 / 222) \times 6,023 \times 10^{23} = 2, 713 \times 10^{21} \text{ noyaux}$$

2- النشاط الإشعاعي لغاز الرادون 222:

$$\bullet t_{1/2} = \ln 2 / \lambda \Rightarrow \lambda = \ln 2 / t_{1/2} = (0,693) / (3,8 \times 24 \times 3600) = 2, 11 \times 10^{-6} \text{ s}^{-1}$$

3- نشاط هذه العينة:

$$A_0 = \lambda \times N_0 \Rightarrow A_0 = 2,11 \times 10^{-6} \times 2,713 \times 10^{21} = 5,724 \times 10^{15} \text{ d. p. s}$$

4- نشاطية هذه العينة:

$$A_t = A_0 e^{-\lambda t}$$

بعد 11.4 يوم أخرى:

$$A_t = A_0 e^{-\lambda t} \Rightarrow A_{(11,4 j)} = A_0 e^{-\lambda t_{11,4j}}$$

و منه:

$$A_{(11,4 j)} = 5,724 \times 10^{15} \exp^{- (2,11 \times 10^{-6} \times 11,4 \times 24 \times 3600)}$$

$$A_{(11,4 j)} = 7, 177 \times 10^{14} \text{ d. p. s}$$

بعد 30 يوما أخرى:

$$A_t = A_0 e^{-\lambda t} \Rightarrow A_{(30 j)} = A_0 e^{-\lambda t_{30j}}$$

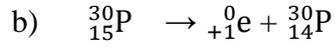
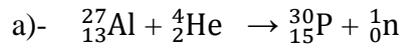
و منه:

$$A_{(30 j)} = 5,724 \times 10^{15} \exp^{- (2,11 \times 10^{-6} \times 30 \times 24 \times 3600)}$$

$$A_{(30 j)} = 2, 422 \times 10^{13} \text{ d. p.s.}$$

تمرين رقم 4:

-1



-2

$$A = \lambda \times N \Rightarrow N = A / \lambda$$

و لدينا: ($n=m/M$; $N = n \times N_A$)

و منه:

$$A = \lambda \times N = (\ln 2 \times m \times N_A) / (t_{1/2} \times M)$$

$$\Rightarrow m = (A \times t_{1/2} \times M) / (\ln 2 \times N_A)$$

$$(t_{1/2} = 2,5 \text{ mn} = 2,5 \times 60 = 150 \text{ s} ; A = 10^{-6} \text{ ci} = 3,7 \times 10^4 \text{ Bq} ; N_A = 6,023 \times 10^{23} ; M_P = 15 \text{ g/mol})$$

و منه:

$$m = (3,7 \times 10^4 \times 150 \times 30) / (0,693 \times 6,023 \times 10^{23}) = 3989,037 \times 10^{-19} \text{ g}$$

الفصل الثالث: البنية الإلكترونية للمادة

1. الأرقام الكمية

أرقام الكم هي إحداثيات الإلكترون في الذرة، تماماً كما المدينة والحي والشارع والرقم هم عنوان المنزل، فهي أرقام تحدد أحجام الحيز من الفراغ الذي يكون احتمال تواجد الإلكترونات فيه أكبر، كما تحدد طاقة المدارات وأشكالها وإتجاهاتها بالنسبة لمحاور الذرة في الفراغ، و هي (n, l, m, s). يمكن أن تأخذ الأرقام الكمية بعض القيم المسموح بها.

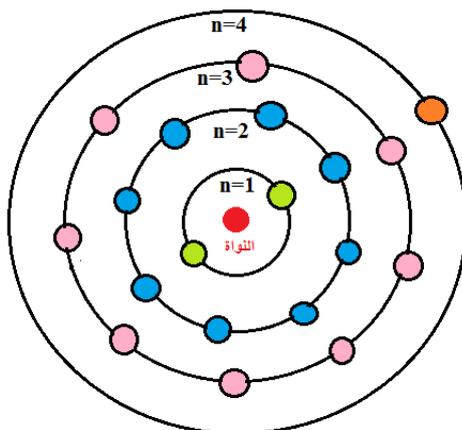
1.1. الرقم الكمي الرئيسي "n"

رقم طبيعي موجب ($n \in \mathbb{N}^*$) و هو يحدد طاقة الإلكترون في المدار. كلما زادت قيمة n ، زادت طاقة الإلكترون. و زادت المسافة التي تفصل الإلكترون عن النواة بسبب زيادة قطر المدار. عادة، يتم تحديد مستويات الطاقة بالحروف: K، L، M، ...، كل مستوى (أو طبقة -couche) يتوافق مع $2n^2$ إلكترون كحد أقصى.

رقم الكم الرئيسي	رمز الطبقة الإلكترونية	عدد المدارات n^2	عدد الإلكترونات $2n^2$
1	K	1	2
2	L	4	8
3	M	9	18
4	N	16	32

لا تنطبق الصيغة $2n^2$ عموماً على أرقام الكم الرئيسية الأكبر من أو تساوي خمسة ($n \geq 5$) ؛ وذلك لأنه في هذه الحالة طبقات الإلكترونات تحتوي على طبقات فرعية لا تشغلها إلكترونات أي عناصر كيميائية معروفة.

مثال : البوتاسيوم ^{19}K



الشكل 7 : توزيع الإلكترونات لعنصر ^{19}K

2.1. الرقم الكمي الثانوي "l"

يتم اعتماد الرقم الكمي الثانوي "l" لأن الإلكترونات من نفس المستوى أو الطبقة "n" يمكن أن تشغل مستويات طاقة مختلفة قليلاً تسمى المستويات الفرعية أو الطبقات الفرعية (sous couches). لذلك، كلما زادت قيمة n كلما كان هناك المزيد من الطبقات الفرعية. إن القيم التي يأخذها الرقم الكمي الثانوي l هي قيم الأعداد الطبيعية المحصورة بين 0 و n-1 . $(0 \leq l \leq n-1)$

مختلف أنواع الطبقات الفرعية هي :

الطبقة الفرعية (sous couches)	العدد الكمي الثانوي "l"
s	0
p	1
d	2
f	3

مثال :

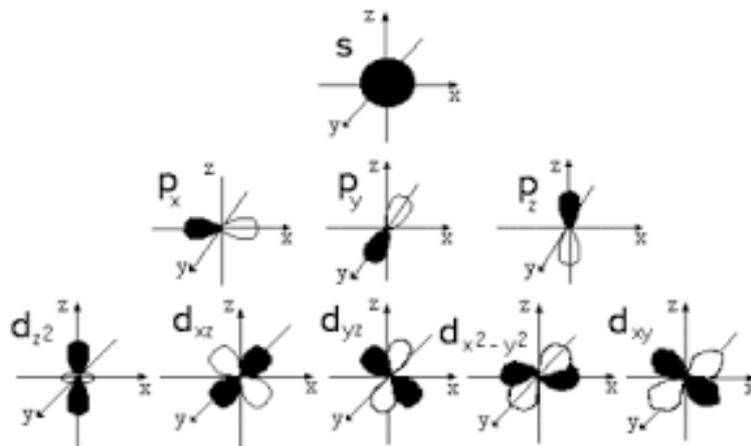
n	l	
1	0	s
2	0	s
	1	p

3.1. الرقم الكمي المغناطيسي "m"

الرقم الكمي المغناطيسي "m" يحدد اتجاه العزم المغناطيسي لمدار الإلكترون ويعتمد على قيمة رقم الكم الثانوي ويأخذ جميع القيم المحصورة بين -l و +l ($-l \leq m \leq +l$) و من أجل كل قيمة ل يأخذ m : $2l+1$ قيمة. يذكر أن الإلكترونات التي لها نفس قيم n و l لكن قيم m مختلفة لها نفس الطاقة.

مثال :

عدد المدارات الذرية	رقم الكم المغناطيسي "m"	الطبقة الفرعية (sous couches)	رقم الكم الثانوي "l"
مدار ذري واحد	m=0	s	l=0
ثلاث مدارات ذرية	m=-1,0,+1	p	l=1
خمس مدارات ذرية	m=-2,-1,0,+1,+2	d	l=2
سبع مدارات ذرية	m=-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	f	l=3



تمثيل المدارات الذرية

4.1. الرقم الكمي المغزلي "s"

الرقم الكمي المغزلي يحدد حالتين محتملتين لدوران الإلكترون حول نفسه حيث ينتج الإلكترون مجالاً مغناطيسياً له اتجاهين متعاكسين و يأخذ القيم +1/2 أو -1/2 .

$s = +1/2$ يرمز لها ب \downarrow أو $s = -1/2$ و يرمز لها ب \uparrow

- تمثيل المدارات بالحجيرات الكمية: يُعرّف المدار الذري بأنه منطقة من الفضاء تحيط بالنواة أين لدينا احتمال كبير لإيجاد الإلكترون و يعبر عنه رمزياً بخانة مربعة الشكل بما يعرف بالحجيرات الكمية

مثال :

عدد المدارات	الطبقة الفرعية	m	l	n
$\uparrow\downarrow$ $2e^-$ max	1s	0	0	1
$\uparrow\downarrow$ $2e^-$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $6e^-$ $8e^-$ max	2s	0	0	2
$\uparrow\downarrow$ $2e^-$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $6e^-$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $8e^-$ $18e^-$ max	2p	-1, 0, +1	1	
	3s	0	0	3
$\uparrow\downarrow$ $2e^-$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $6e^-$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $8e^-$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $14e^-$ $32e^-$ max	3p	-1, 0, +1	1	
	3d	-2, -1, 0, +1, +2	2	
	4s	0	0	4
	4p	-1, 0, +1	1	
	4d	-2, -1, 0, +1, +2	2	
	4f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	3	

2. مبادئ و قواعد ملء المحطات الذرية

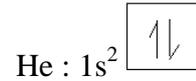
توزيع الإلكترونات التي يساوي عددها العدد الذري Z لعنصر معين A_ZX داخل المدارات الذرية يتم بإتباع المبادئ و القواعد التالية:

1.2. قاعدة الاستبعاد لباولي (Pauli)

هذه القاعدة تقول انه من غير الممكن أن يكون لإلكترونين في نفس الذرة نفس الأعداد الكمية الأربعة . معنى ذلك أن المدار الذري الواحد يمكن أن يشغله إلكترونين كحد أقصى بشرط أن يكون لهما رقم مغزلي متعاكس.

مثال :

$$m = 0 \text{ و } l = 0 \text{ إذن } n = 1 ; s = \pm 1/2$$



(n,l,m,s)

(1,0,0,+1/2)

(1,0,0,-1/2)

2.2. قاعد هوند Hund

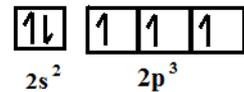
ويمكن تفصيل نص قاعدة هوند إلى قاعدتين أساسيتين، وهما:

القاعدة الأولى: تتوزع الإلكترونات أولاً بشكل منفرد في جميع مدارات الطاقة الفرعية، حتى تصبح جميع المدارات الفرعية نصف ممتلئة (كل مدار فيه إلكترون واحد فقط)، ثم تبدأ الإلكترونات بالاقتران داخل المدارات النصف ممتلئة ليصبح المدار الواحد ممتلئاً بالإلكترونين، وذلك حسب التوزيع الإلكتروني للعنصر.

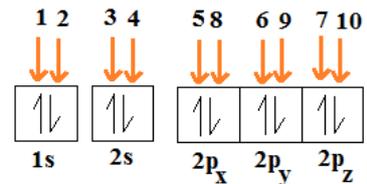
القاعدة الثانية: جميع الإلكترونات المنفردة في المدارات المشغولة لها نفس الدوران المغزلي (Spin) إما للأعلى أو للأسفل أي $s = +1/2$ أو $s = -1/2$.

مثال: لدينا ثلاثة إلكترونات في المدار p حسب قاعدة هوند يكون توزيع الإلكترونات على الحجيرات الكمية كالتالي لأن ذلك يجعلها أكثر استقراراً.

$7N$



بصفة عامة توزيع الإلكترونات على الخانات يكون كالتالي :



3.2. قاعدة كليشكوفسكي (Klechkowski) أو مبدأ الاستقرار

إن الحالة الأساسية للذرة هي الحالة التي تكون فيها أكثر استقرارا و بالتالي فان الالكترونات ستبدأ بشغل المستويات الأقل طاقة في حدود الأماكن الشاغرة. و يكون ذلك باحترام القاعدتين التاليتين :

- يتم الملء حسب $n + l$ المتزايدة.

مثال :

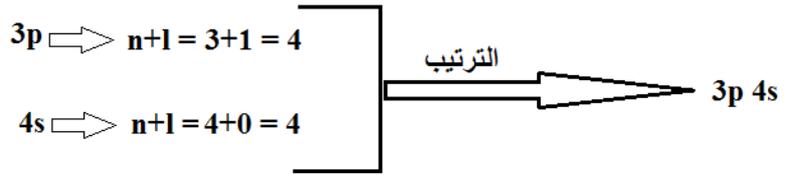
لدينا المدارين التاليين :



- إذا كانت $n + l$ متطابقة , يتم التوزيع حسب n المتزايدة.

مثال :

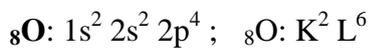
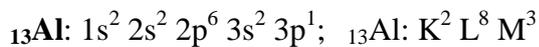
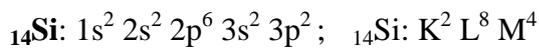
لدينا المدارين التاليين :



n = 1	K	1s			
		↓			
n = 2	L	2s	→ 2p		
		↙ ↘			
n = 3	M	3s	→ 3p	↘ 3d	
		↙ ↘ ↙ ↘			
n = 4	N	4s	→ 4p	↘ 4d	↘ 4f
		↙ ↘ ↙ ↘ ↙ ↘			
n = 5	O	5s	→ 5p	↘ 5d	↘ 5f
		↙ ↘ ↙ ↘ ↙ ↘			
n = 6	P	6s	→ 6p	↘ 6d	↘ 6f
		↙ ↘ ↙ ↘ ↙ ↘			
n = 7	Q	7s	→ 7p	↘ 7d	↘ 7f

قاعدة Klechkowski

مثال :

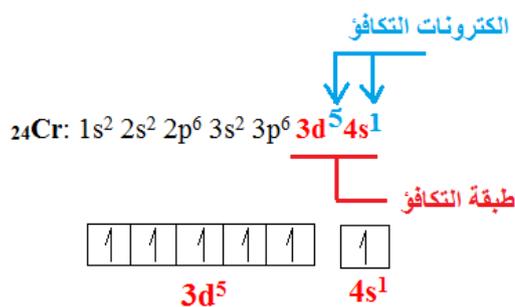
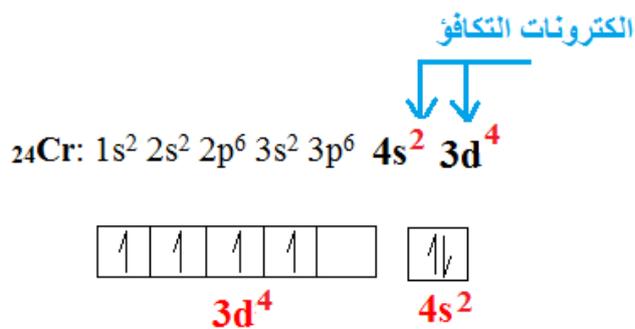


ملاحظة :

يوجد بعض الاستثناءات تخص الطبقة الفرعية d

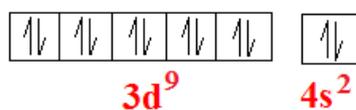
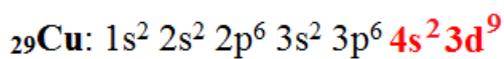
- إن امتلاء الطبقة الفرعية نصفيا يحقق استقرارا ما للعنصر حسب قاعدة هوند

مثال :

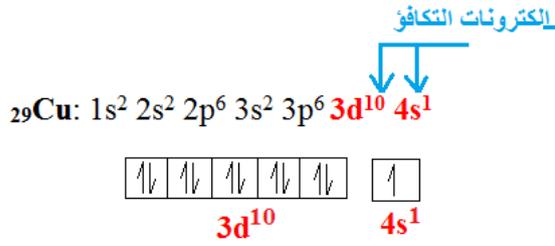


الصيغة الأكثر استقرارا :

- إن امتلاء الطبقة d يحقق للذرة استقرارا كبيرا للعنصر.



الصيغة الأكثر استقرارا:



في الحالتين تم استعمال إلكترون من الطبقة s لملء الطبقة d بهدف تحقيق استقرار أكبر للذرة.

3. التوزيع و التشكيل الإلكتروني

1.3. التوزيع الإلكتروني

يسمى ترتيب الطبقات الفرعية حسب قاعدة كلاتشكوفسكي بالتوزيع الإلكتروني.

2.3. التشكيل الإلكتروني

يسمى ترتيب الطبقات الفرعية حسب قيمة n المتزايدة بالتشكيل الإلكتروني و يستنتج من التوزيع الإلكتروني.

العنصر	التوزيع الإلكتروني	التشكيل الإلكتروني
${}_{7}\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^3$
$Z < 20$	${}_{14}\text{Si}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
${}_{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
$Z > 20$	${}_{21}\text{Sc}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
${}_{29}\text{Cu}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
${}_{47}\text{Ag}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10} 5s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10} 5s^1$

ملاحظة : حتى العنصر $Z=20$ التوزيع الإلكتروني هو نفسه التشكيل الإلكتروني.

3.3. التوزيع الإلكتروني باستعمال الغاز الخامل

الغاز الخامل هو الغاز الذي تكون طبقته الخارجية مشبعة بالإلكترونات هذه الأخيرة لا تشارك في التفاعل الكيميائي. الغازات الخاملة الموجودة هي :

${}_{2}\text{He}$	${}_{10}\text{Ne}$	${}_{18}\text{Ar}$	${}_{36}\text{Kr}$	${}_{54}\text{Xe}$	${}_{86}\text{Rn}$	${}_{118}\text{Og}$
الهيليوم	النيون	الأرغون	الكربتون	الكزينون	الرادون	أوقانيسون

مثال :

zX	التوزيع الإلكتروني	التوزيع الإلكتروني باستعمال الغاز الخامل
${}^3\text{Li}$:	$1s^2 2s^1$	$[\text{}^2\text{He}] 2s^1$
${}^{11}\text{Na}$:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[\text{}^{10}\text{Ne}] 3s^1$
${}^{19}\text{K}$:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$[\text{}^{18}\text{Ar}] 4s^1$
${}^{35}\text{Br}$:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	$[\text{}^{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$
${}^{51}\text{Sb}$:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$	$[\text{}^{36}\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^3$

4.3. التوزيع الإلكتروني للأيونات

يجب أولاً تحديد التوزيع الإلكتروني للعنصر في الحالة المستقرة ، إذا كان العنصر اكتسب إلكترونًا واحدًا أو أكثر (أيونًا) في هذه الحالة يتم إضافة الإلكترونات المكتسبة إلى الطبقة الخارجية (طبقة إلكترونات التكافؤ) أما إذا كان فقد العنصر إلكترونًا واحدًا أو أكثر (كاتيونًا) ففي هذه الحالة يتم إزالة الإلكترونات المفقودة من الطبقة الخارجية.

ملاحظة:

على العموم العناصر تميل إلى اكتساب أو فقدان الكاتيونات للحصول على البنية الإلكترونية للغاز الخامل الأقرب إليها ما يعطيها استقرارًا أكبر (أنظر الأمثلة اللاحقة).

مثال :

العنصر	الكاتيونات
${}^{11}\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	${}^{11}\text{Na}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$
${}^{13}\text{Al} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	${}^{13}\text{Al}^{3+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0$
${}^{19}\text{K} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	${}^{19}\text{K}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0$
	الأيونات
${}^{35}\text{Br} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	${}^{35}\text{Br}^- : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 \equiv [\text{}^{36}\text{Kr}]$
${}^{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	${}^{17}\text{Cl}^- : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \equiv [\text{}^{18}\text{Ar}]$

هذه هي الأيونات الأكثر استقرارًا التي من المحتمل أن تتشكل من أجل الحصول على الهيكل المستقر الأقرب للغاز الخامل.

4. إلكترونات القلب

هي عبارة عن إلكترونات الغاز الخامل الذي يحتويه العنصر بالإضافة إلى إلكترونات الطبقتين nf و nd إذا كانت مشبعة أي d يمتلك 10 إلكترونات في طبقته الخارجية (d^{10}) و f يمتلك 14 إلكترونًا في طبقته الخارجية (f^{14}).

5. إلكترونات التكافؤ

هي إلكترونات الطبقات الخارجية (طبقة التكافؤ) و تشكل البنية الإلكترونية الخارجية و هي التي تساهم في تشكيل الروابط الكيميائية. على العموم إلكترونات التكافؤ هي مجموع إلكترونات الطبقتين s و p مشبعتين و غير مشبعتين بالإضافة إلى إلكترونات الطبقتين nf و nd إذا كانت غير مشبعة أي d يمتلك أقل من 10 إلكترونات في طبقته الخارجية كذلك f غير مشبع الكترونيا أي يمتلك أقل من 14 إلكترونات في طبقته الخارجية.

مثال 1:

zX	التوزيع الإلكتروني	التوزيع الإلكتروني باستعمال الغاز الخامل
${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	$[\text{He}] 2s^1$
${}^{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^1$
${}^{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$[\text{Ar}] 4s^1$
${}^{35}\text{Br}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$
${}^{51}\text{Sb}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^3$

مثال 2:

zX	التوزيع الإلكتروني	إلكترونات القلب	إلكترونات التكافؤ
${}^3\text{Li}$	$[\text{He}] 2s^1$	2	1
${}^{11}\text{Na}$	$[\text{Ne}] 3s^1$	10	1
${}^{19}\text{K}$	$[\text{Ar}] 4s^1$	18	1
${}^{35}\text{Br}$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$	28	7
${}^{51}\text{Sb}$	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^3$	46	5
${}^{29}\text{Cu}$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$	28	1
${}^{47}\text{Ag}$	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^1$	46	1
${}^{42}\text{Mo}$	$[\text{Kr}] 4d^5 5s^1$	36	6

سلسلة تمارين محلولة

8. سلسلة تمارين محلولة

1.8. تمارين

التمرين 1:

1- أعط البنية الإلكترونية للذرات التالية وفقاً للنموذج: $K^x L^y M^z$

Si (Z= 14) ; Al (Z= 13) ; O (Z= 8)

2- استنتج التوزيع أو التشكيل الإلكتروني للذرات التالية في حالتها الأساسية وحدد عددها الذري Z مع التعليل :

a) He : K^2

b) P : $K^2 L^8 M^5$

c) C : $K^2 L^4$

d) Ca: $K^2 L^8 M^8 N^2$

التمرين 2:

a- أعط قيم الأرقام الكمية الأربعة التي تميز كل من الإلكترونات الأربعة للبريليوم (Be (Z = 4) في حالتها الأساسية.

b- ما هو عدد الإلكترونات الموافقة للأعداد الكمية $n = 3$ و $m = 1$ التي يمكن أن تحتوي عليها الذرة ؟

c- ما هو عدد إلكترونات التكافؤ لكل من الفاناديوم (V (Z = 23) والغالسيوم (Ga (Z = 31) ؟ مثل (باستخدام الحجيرات

الكمية) الأرقام الكمية الأربعة لإلكترونات التكافؤ لكل عنصر من العنصرين السابقين.

التمرين 3:

لنعتبر سلسلة العناصر التي يكون عددها الذري من $Z = 3$ إلى $Z = 10$.

أ) اكتب التوزيع الإلكتروني لهذه العناصر باستخدام الحجيرات الكمية. ثم حدد لكل عنصر عدد الإلكترونات العازبة.

ب) اكتب التوزيع الإلكتروني للذرات و الأيونات التالية : $_{11}Na$ ، $_{10}Ne$ ، $_{13}Al^{3+}$ ، $_{19}K$ ، $_{20}Ca^{2+}$ ، $_{16}S^{2-}$ ، $_{35}Br$ ، $_{51}Sb$.

ما هي القاعدة المستخدمة؟

التمرين 4:

1- تحتوي ذرة القصدير (Sn) في حالتها الأساسية على إلكترونين في الطبقة الفرعية $5p$.

أ- أعط البنية الإلكترونية الكاملة والمختصرة (باستعمال الغاز الخامل) لذرة القصدير ، وعددها الذري وكذلك عدد

إلكترونات التكافؤ.

2- يتميز الإلكترون الأخير لعنصر كيميائي X بالأرقام الكمية (4 ، 2 ، 1 ، 0). (2/1+ ، 1+ ، 2 ، 4).

أ- أعط التوزيع الإلكتروني لـ X. ما هو عددها الذري Z؟

ب- أعط الأرقام الكمية للإلكترونات العازية.

2.8. حلول

التمرين رقم 1:

(1)

Si (Z= 14) ; Al (Z= 13) ; O (Z= 8)

$_{14}\text{Si}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$; $_{14}\text{Si}: \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^4$;

$_{13}\text{Al}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; $_{13}\text{Al}: \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^3$;

$_{8}\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$; $_{8}\text{O}: \text{K}^2 \text{L}^6$;

(2) نعطي العدد الذري Z والبنية الإلكترونية في حالتها الأساسية للذرات أدناه:

a. He : K^2 , Z=2, $_{2}\text{He}: 1s^2$
 K^2

b. P : $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^5$, Z=2+8+5= 15, $_{15}\text{P}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^5$

c. C : $\text{K}^2 \text{L}^4$, Z=2+4= 6, $_{6}\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$
 $\text{K}^2 \text{L}^4$

d. Ca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; Z=2+8+8+2= 20, Ca : $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^8 \text{N}^2$,
 $_{20}\text{Ca}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
 $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^8 \text{N}^2$

التمرين رقم 2:

1- إعطاء قيم الأرقام الكمية الأربعة التي تميز كل من الإلكترونات الأربعة للبريليوم (Be (Z = 4) في حالتها الأساسية.

$_{4}\text{Be} : 1s^2 2s^2$

لذلك $2e^-$ في الطبقة الفرعية 1s و $2e^-$ في الطبقة الفرعية 2s. الأرقام الكمومية الأربعة لـ $4e^-$ هي:

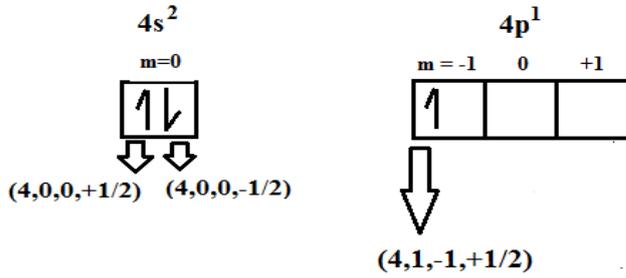
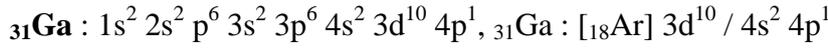
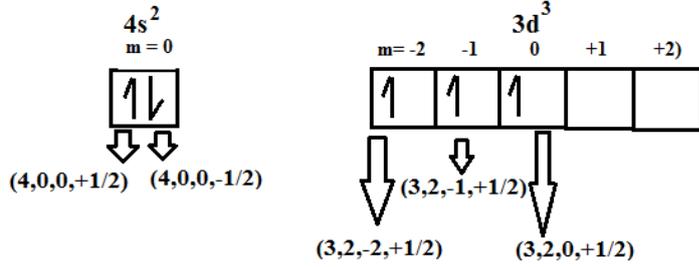
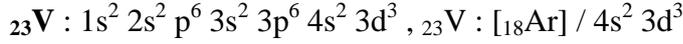
$(1,0,0,+1/2)$; $(1,0,0,-1/2)$; $(2,0,0,+1/2)$; $(2,0,0,-1/2)$

2- تحديد عدد الإلكترونات التي يمكن أن تحتوي الذرة على الأعداد الكمومية $n = 3$ و $m = 1$

$n=3$; $l=1 \leq n-1$; $m=1$; $S=\pm 1/2$; $n=3$; $l=2 \leq n-1$; $m=1$; $S=\pm 1/2$

لذلك يمكن أن تحتوي 4 إلكترونات على الأرقام الكمومية

$n=3$ et $m=1$



تمرين رقم 3:

(أ) التوزيع الإلكتروني للعناصر التي يختلف عددها الذري من $Z = 3$ إلى $Z = 10$:

- 1) $Z = 3$, ${}_{3}\text{Li} : 1s^2 2s^1$ إلكترون واحد أعزب
- 2) $Z = 4$, ${}_{4}\text{Be} : 1s^2 2s^2$ لا يوجد
- 3) $Z = 5$, ${}_{5}\text{B} : 1s^2 2s^2 2p^1$ إلكترون واحد أعزب
- 4) $Z = 6$, ${}_{6}\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$ إلكترونين أعزبين
- 5) $Z = 7$, ${}_{7}\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3$ ثلاثة إلكترونات أعزبية
- 6) $Z = 8$, ${}_{8}\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4$ إلكترونين أعزبين
- 7) $Z = 9$, ${}_{9}\text{F} : 1s^2 2s^2 2p^5$ إلكترون واحد أعزب
- 8) $Z = 10$, ${}_{10}\text{Ne} : 1s^2 2s^2 2p^6$ لا يوجد.

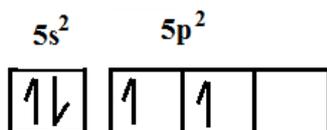
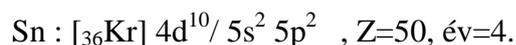
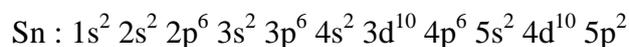
(ب) التوزيع الإلكتروني للذرات أو الأيونات التالية

- 1) ${}_{11}\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- 2) ${}_{13}\text{Al}^{3+} : 1s^2 2s^2 2p^6$
- 3) ${}_{19}\text{K} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- 4) ${}_{20}\text{Ca}^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- 5) ${}_{16}\text{Ga}^{2-} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- 6) ${}_{35}\text{Br} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
- 7) ${}_{51}\text{Sb} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$

القواعد المستخدمة هي: قواعد Hund و Pauli و Klechkowski.

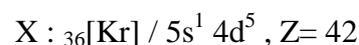
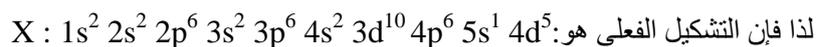
التمرين 4:

- 1- تحتوي ذرة القصدير (Sn) في حالتها الأساسية على إلكترونين على الطبقة الفرعية 5p.
أ- إعطاء التوزيع الإلكتروني لذرة القصدير وعددها الذري وكذلك عدد إلكترونات التكافؤ.



- 2- يتميز الإلكترون الأخير لعنصر كيميائي X بالأرقام الكمية (4 ، 2 ، +1 ، +1/2). $n = 4$ ، $l = 2$ وبالتالي فإن الطبقة الفرعية d و $m = +1$.

أ- إعطاء التوزيع الإلكتروني لـ X و تحديد عدده الذري Z:



ب- أعط الأرقام الكمية للإلكترونات العازية.

إلكترون واحد في الطبقة الفرعية 5s: $(5,0,0,+1/2)$

خمسة إلكترونات في الطبقة الفرعية 4d:

$(4,2,-2,+1/2), (4,2,-1,+1/2), (4,2,0,+1/2), (4,2,+1,+1/2), (4,2,+2,+1/2)$

الفصل الرابع: التصنيف الدوري للعناصر

1. وصف الجدول الدوري

يُعدّ الكيميائي الروسي ديميتري إيفانوفيتش مينديلييف (1834-1907) مصنف الجدول الدوري ويُعرّف الجدول الدوري بأنه جدول تُرتَّب فيه العناصر الكيميائية المعروفة جميعها ؛ وفق زيادة العدد الذري لها من اليسار إلى اليمين، ومن الأعلى إلى الأسفل، وبشكل عام فإنّ هذا الترتيب يتوافق أيضاً مع زيادة الكتلة الذرية للعناصر، ويُطلَق على الصفوف في الجدول الدوري اسم الأدوار، ويشير رقم الدور لعنصرٍ ما إلى أعلى مستوى طاقةٍ يمكن أن تشغله إلكترونات هذا العنصر (في الحالة الأساسية)، بينما تُسمّى أعمدة الجدول الدوري بالمجموعات، وتحمل إلكترونات التكافؤ الخاصة بعناصر كل مجموعةٍ توزيعاً متشابهاً، ولهذا لها خصائص كيميائية متشابهة.

تُكمن أهمية الجدول الدوري في تحديد موقع العنصر في الدور أو المجموعة و معرفة البنية الإلكترونية لذرة العنصر ما يسمح بمعرفة سلوك العنصر الكيميائي و التنبؤ بالتفاعلات الكيميائية الممكنة لكل عنصر.

يحتوي الجدول الدوري على العناصر المكتشفة لحد الساعة و تقدر ب 118 عنصر مرتبة و مصنفة في أسطر (أدوار) و أعمدة (مجموعات). يحتوي الجدول الدوري على سبع دورات أفقية. يحتوي على 18 مجموعة (الأعمدة الرأسية). و تصنّف العناصر إلى معادن (فلزات) و لا معادن ، يقسم بينهما أشباه المعادن.

معظم العناصر في الجدول الدوري عبارة عن معادن و يمكن تصنيفها إلى عدة أصناف (المعادن القلوية، و المعادن القلوية الترابية، و المعادن الانتقالية). في تصنيف العناصر في الجدول الدوري تم بالاعتماد على الزيادة في أعدادها الذرية (Z)، حيث يزداد حجم الذرة، عند الانتقال من اليمين إلى اليسار في السطر الواحد، كما يزداد عند الانتقال من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة. تصنف العناصر ذات الخصائص المتشابهة و كذا التي لها نفس ترتيب إلكترونات المدار الأخير في المجموعة الواحدة.

عناصر المجموعة الأولى والثانية والثالثة فهي العناصر الأكثر كهروجابية (العناصر الكهوجابية هي العناصر التي تميل ذراتها إلى فقدان إلكترون أو أكثر). أما عناصر المجموعات الرابعة والخامسة والسادسة، فهي العناصر الأكثر كهروسالبية (العناصر الكهروسالبية هي العناصر التي تميل ذراتها إلى إكتساب إلكترون أو أكثر). تقل كهروسالبية كلما انتقلنا من يمين إلى يسار العناصر في الجدول الدوري.

ينتهي كل سطر في الجدول الدوري، بغاز حامل (الغازات النبيلة) هي عناصر تكون مستقرة وأيضاً لا تتفاعل بسهولة مع العناصر الأخرى). إلكترونات التكافؤ (هي الإلكترونات الموجودة في آخر المستويات الإلكترونية للذرة، والتي تميل لأن تشارك في التفاعلات الكيميائية عن طريق تشكيل الروابط الكيميائية مع الذرات أو الجزيئات أو الأيونات الأخرى).

كيمياء عامة: دروس و تمارين محلولة..... من إعداد الأستاذ بو عزيمة نور

نجد في أسفل الجدول الدوري سلسلتان طويلتان من العناصر وضعت في أسفل الجدول الدوري، لتوفير الحيز و تحتوي كل سلسلة على 14 عنصراً (تسمى عناصر السلسلة الأولى لانتانيدات و تسمى عناصر السلسلة الثانية بأكتينيدات) و تنتمي هذه السلاسل إلى مجموعة العناصر الانتقالية الداخلية.

2. موقع العنصر في الجدول الدوري

يتشكل الجدول الدوري في صيغته البسيطة من 18 عمود و 7 سطور، ترقم الأعمدة بأرقام رومانية من I إلى VIII أو باستعمال الأرقام العربية من 1 إلى 8 والأسطر بالأرقام العربية من 1 إلى 7. الدور يمثل أعلى قيمة ل n في طبقة التكافؤ. بالإضافة إلى ذلك، يوجد داخل كل مجموعة مجموعات فرعية محددة بالقسم A أو القسم B.

المجموعة الفرعية A (القسم A) : تشغل إلكترونات التكافؤ المدارات الذرية s و / أو p.

المجموعة الفرعية B (القسم B) : تشغل إلكترونات التكافؤ المدار الذري d.

يمكن تحديد موقع أي عنصر كيميائي في الجدول الدوري عن طريق التوزيع الإلكتروني.

3. عائلات العناصر في الجدول الدوري

تعرف العائلات الكيميائية بمجموعة العناصر المتواجدة في نفس العمود من الجدول الدوري، وتمتلك خصائص مشتركة تسمى بالعائلة، وفيما يأتي هذه العائلات:

1.3. عائلة القلويات

تشكل عائلة القلويات من عناصر العمود الأول التي تتميز بإلكترون واحد في مدارها الأخير ، وهي معادن تنقل الحرارة و الكهرباء ، تتحول بسهولة كبيرة إلى شاردة موجبة بفقدان إلكترونها الأخير.

2.3. عائلة القلويات الترابية

هي عناصر العمود الثاني في مدارها الأخير إلكترونين وهي معادن و لها خصائص فيزيائية متشابهة منها الناقية الكهربائية .

3.3. عائلة الهالوجينات

تشكل عناصر العمود السابع عشر عائلة الهالوجينات التي تتميز بمدار أخير به 7 إلكترونات منها F و Cl تكون في حالتها العادية على شكل جزيئات ثنائية الذرة F_2 و Cl_2 تتفاعل مع كثير من المعادن منها الحديد و النحاس ، يمكن لهذه العناصر أن تكتسب بسهولة إلكترون واحد في مدارها الأخير و تصبح شاردة سالبة.

4.3. عائلة الغازات الخاملة (النادرة)

تشكل عناصر العمود الأخير و تسمى بالنادرة لندرتهما في الطبيعة وطبقتها الإلكترونية الخارجية منشعبة الكترونيا ما يجعلها مستقرة الكترونيا (لا تتفاعل بسهولة) .

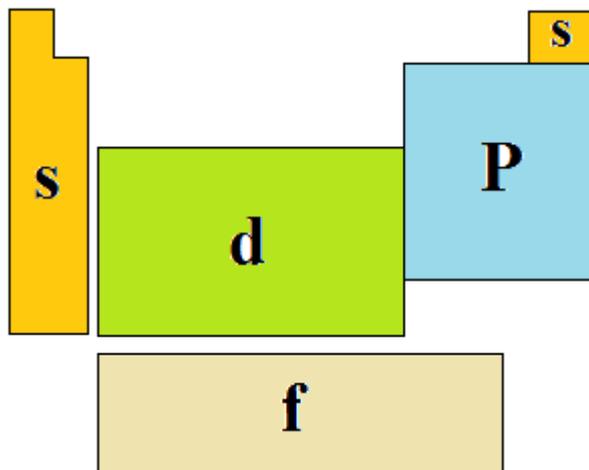
ينقسم الجدول الدوري إلى عدة أقسام (s - p - d - f) :

- يجمع القسم s العناصر ذات البنية الإلكترونية الخارجية :
- ns^1 : عائلة الفلزات القلويات (الألكالينات) باستثناء عنصر الهيدروجين (المجموعة I_A) و ns^2 : عائلة الفلزات القلوية الترابية باستثناء عنصر الهيليوم (المجموعة II_A)
- يجمع القسم p العناصر ذات البنية الإلكترونية الخارجي ($1 \leq x \leq 6$) $ns^2 np^x$ و نجد:
 - اللافلزات و أشباه الفلزات ($ns^2 np^{1 \rightarrow 4}$) : المجموعة III_A → VI_A
 - الهالوجينات ($ns^2 np^5$) : المجموعة VII_A
 - الغازات النبيلة ($ns^2 np^6$) : المجموعة VIII_A
- يجمع القسم d العناصر ذات البنية الإلكترونية الخارجية ($1 \leq y \leq 10$) $ns^2(n-1)d^y$ و تسمى هذه العناصر بالمعادن الانتقالية (المجموعات III_B → VIII_B).

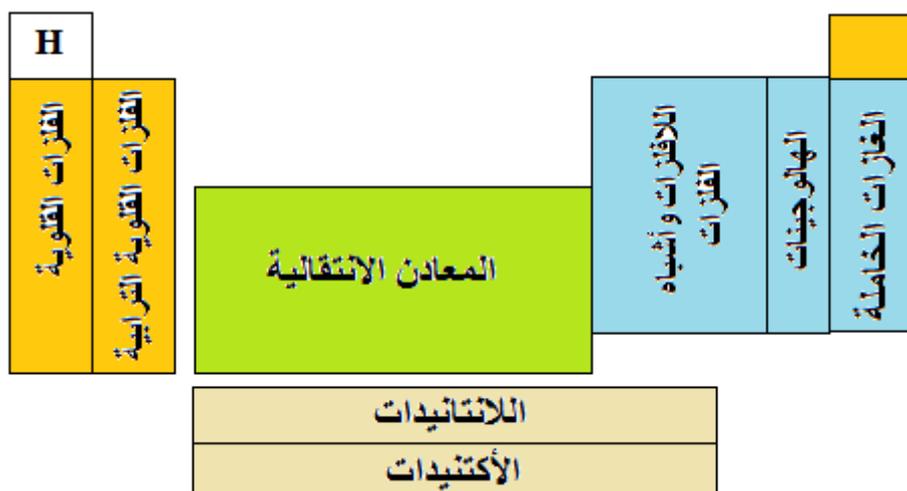
إن العناصر التي تنتمي إلى المجموعة VIII_B تنقسم إلى ثلاثة أعمدة ، هي الثلاثي : Fe ($4s^2 3d^6$) ، Co ($4s^2 3d^7$) ، Ni ($4s^2 3d^8$) بسبب تشابه خواصها الكيميائية.
- يجمع القسم f العناصر ذات البنية الإلكترونية الخارجية ($y=0-1 ; 1 \leq k \leq 14$) $ns^2 (n-1)d^y (n-2)f^k$ حيث : ملء الطبقة الفرعية 4f عائلة اللانثانيدات و ملء الطبقة الفرعية 5f : عائلة الأكتينيدات

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

الشكل 8 : أقسام الجدول الدوري حسب الطبقة الفرعية الخارجية



الشكل 9 : أقسام الجدول الدوري حسب القسم



الشكل 10 : أقسام الجدول الدوري حسب العائلات

1																	2
H																	He
3	4											5	6	7	8	9	10
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
11	12											13	14	15	16	17	18
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe

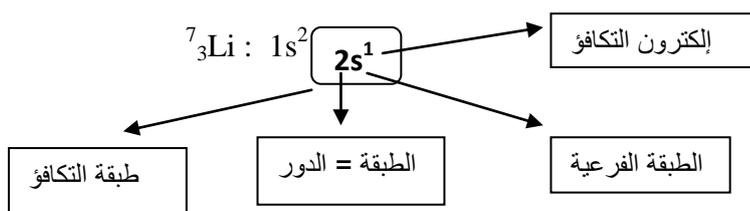
55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

مثال :

حدد العناصر التالية في الجدول الدوري: ${}^2\text{He}$, ${}^3\text{Li}$, ${}^6\text{C}$, ${}^{18}\text{Ar}$, ${}^{24}\text{Cr}$, ${}^{27}\text{Co}$, ${}^{17}\text{Cl}$ (الدور، المجموعة، العنصر الفرعية والفرع).



اذن ${}^7_3\text{Li}$ ينتمي إلى الدور الثاني - المجموعة I_A الفرع s - عائلة الألكانات.

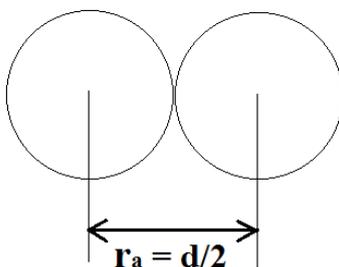
العنصر	التوزيع	الدور	المجموعة و المجموعة الفرعية	الفرع	العائلة
${}^2\text{He}$	$1s^2$	1	II _A	s	غاز نبيل
${}^3\text{Li}$	$[\text{He}] 2s^1$	2	I _A	s	المعادن القلوية
${}^6\text{C}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$	2	IV _A	p	اللامعادن
${}^{17}\text{Cl}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	3	VII _A	p	الهالوجينات
${}^{18}\text{Ar}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	3	VIII _A	p	غاز نبيل
${}^{24}\text{Cr}$	$[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$	4	VI _B	d	معدن انتقالي
${}^{27}\text{Co}$	$[\text{Ar}] 3d^7 4s^2$	4	VIII _B	d	معدن انتقالي

4. تطور الخصائص الفيزيائية للعناصر في الجدول الدوري

تعتمد الخصائص الكيميائية للعنصر بشكل أساسي على إلكترونات التكافؤ التي يملكها و التي تعتبر الأكثر طاقة وبالتالي الأكثر تفاعلاً. بما أن الجدول الدوري قد تم تصنيفه وفقاً لبنية إلكترونات تكافؤ للعناصر ،فانه من المنطقي أن عناصر نفس المجموعة (عمود) تمتلك خواص كيميائية متشابهة.

1.4. نصف القطر الذري " r_a "

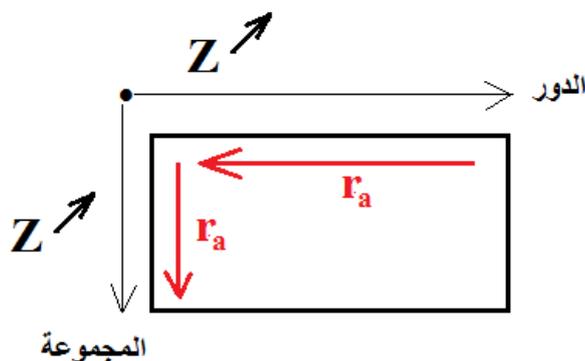
عندما نتحدث عن حجم الذرات نفترض ضمناً أن لديهم شكلاً كروياً. لذلك يتم تعريف حجمها من خلال قيمة نصف قطرها الذري المشار إليه r_a . وتجدر الإشارة إلى أن نصف القطر الذري r_a لعنصر ما يقابل نصف المسافة بين ذرتين متجاورتين من هذا العنصر.



عند دور معين ، يكون عدد الطبقات (المستويات: n) ثابتاً ، ولكن عدد البروتونات Z يزداد. ازدياد عدد البروتونات يؤدي إلى زيادة قوة جذب النواة و اقتراب الإلكترونات منها مما يؤدي إلى نقصان القطر. في المجموعة نفسها ، كل عنصر له طبقة الكترونية رئيسية واحدة أكثر من الذي فوقه لذلك يزداد الحجم الذري بانتظام مع Z في نفس العمود.

باختصار :

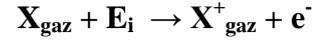
- في نفس الدور يتناقص r_a مع ازدياد Z
- في نفس المجموعة تزداد r_a عندما يزداد Z



ملاحظة : يكون تكوين أيون من ذرة مصحوباً بتغير كبير في الحجم. تكون الكاتيونات (فقدان الإلكترونات) أقل حجماً من الذرات التي تتشكل منها، حتى لو لم تختف الطبقة الخارجية تماماً. على العكس من ذلك الأنيونات (كسب الإلكترونات) تكون أكبر حجماً من الذرات التي تتشكل منها ($r_a^+ < r_a < r_a^-$).

2.4. طاقة التأين "E_i"

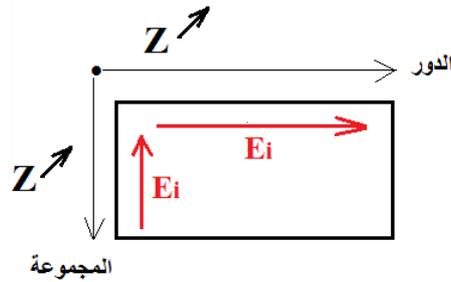
تتوافق طاقة التأين E_i مع الطاقة المطلوبة لإزالة الإلكترون من عنصر X ، في حالته الغازية ، لتكوين الكاتيون.



وتجدر الإشارة إلى أن ظاهرة التأين لا تقتصر على إزالة إلكترون واحد. إذا كانت الذرة تحتوي على عدة إلكترونات ، فسيكون هناك العديد من طاقات التأين (E_{i1} ، E_{i2} ، E_{i3} ، ...) إلى غاية استنفاد كل الإلكترونات. ومع ذلك، فإن طاقة التأين تزداد مع عدد الإلكترونات المراد إزالتها ، أي: E_{i1} > E_{i2} > E_{i3} > ... يكشف تباين E_i انه كلما اقترب الإلكترون من النواة ، تزداد قوة جذب النواة للإلكترون وبالتالي تزداد E_i.

في دور معين (سطر)، تزيد طاقة التأين بانتظام تقريبا مع زيادة Z ؛ هذه الزيادة تتوافق مع الزيادة المستمرة في شحنة النواة وبالموازاة مع زيادة الشحنة الفعلية للإلكترون.

في مجموعة معينة (عمود)، ينخفض E_i عندما يزيد Z. هذه الظاهرة ترجع إلى أن زيادة عدد الإلكترونات المحيطة بالإلكترون التكافؤ والتي تحول دون تأثير شحنة البروتون الموجبة (الموجود داخل النواة) مما يجعل الإلكترون أقل ارتباطا بالنواة.

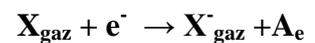


ملاحظة:

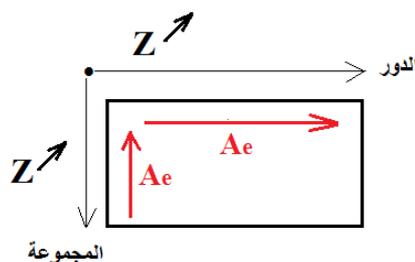
- تتميز الغازات النبيلة (الطبقة الخارجية: ns² np⁶) بأعلى طاقة تأين E_i.
 - العناصر ذات E_i المنخفضة تفقد بسهولة إلكترونًا واحدًا أو أكثر وتسمى بالمرجعات (تتأكسد بسهولة)
- مثال: تفاعل الأكسدة: Ca → Ca²⁺ + 2e⁻ مرجع

3.4. الألفة الإلكترونية "A_e"

هي الطاقة التي تصاحب التقاط الإلكترون بواسطة عنصر X ، في حالته الغازية ، لتشكيل الأنيون.



بالمقارنة مع طاقة التأين ، فإن الألفة الإلكترونية ستكون مكافئًا لها بالقيمة المطلقة. هذا يعني أن A_e تتغير في نفس اتجاه E_i في الجدول الدوري.



4.4. الكهروسالبية " χ "

تعرف كهروسالبية عنصر ما بميل هذا العنصر لجذب الزوج الإلكتروني في الرابطة الكيميائية وتجر الإشارة إلى أن الذرة التي تكتسب الإلكترونات يقال إنها كهروسالبيهة أما الذرة التي تحرر الإلكترونات تسمى كهروجابيهة. اقترح ميليكان تعريفا للكهروسالبيهة، حيث يتم قياسها بالمتوسط الجبري لطاقة التأين الأولى والألفة الإلكترونية:

$$\chi = \frac{E_i + A_e}{2}$$

لذا فان الكهروسالبيهة تتغير في نفس اتجاه تغير E_i و A_e في الجدول الدوري.

سلسلة تمارين محلولة

5. سلسلة تمارين محلولة

1.5. تمارين

التمرين 1:

لتكن الذرات و الأيونات التالية: $N (Z = 7)$ ، $Cl^- (Z = 17)$ ، $K (Z = 19)$ ، $Cu (Z = 29)$ ، $Zn^{2+} (Z = 30)$ ،

$Mo (Z = 42)$ ، $Au (Z = 79)$ ، $Ag (Z = 47)$.

1- حدد التوزيع والتشكيل الإلكتروني لهذه العناصر.

2- حدد الطبقة الخارجية (إلكترونات التكافؤ) لكل ذرة واستنتج السطر والعمود في الجدول الدوري.

3- حدد العائلة التي ينتمي إليها كل عنصر من هذه العناصر.

4- ينتمي السيزيوم (Cs) إلى نفس عائلة البوتاسيوم (K) ونفس دور الذهب (Au). أعط توزيعه و تشكيله الإلكتروني ورقمه الذري.

التمرين 2:

رتب العناصر حسب السلاسل التالية وفقاً لنصف قطرها الذري و كهرساليبيتها المتزايدين:

$(_{11}Na, _{19}K, _{37}Rb)$; $(_6C, _7N, _8O)$; $(_9F, _{11}Na, _{19}K)$; $(_{26}Fe, _{26}Fe^{2+}, _{26}Fe^{3+})$.

التمرين 3:

لتكن العناصر الثلاثة التالية (X و Y و Z).

ينتمي X إلى نفس مجموعة الكربون $_6C$ وإلى نفس دور Ar ($Z = 18$).

ينتمي Y إلى نفس مجموعة الأكسجين $_8O$ وإلى نفس دور X.

Z عنصر ممتوضع بين العنصرين X و Y.

(1). أعط التوزيع و التشكيل الإلكتروني والدور ومجموعة العناصر X و Y و Z.

(2). ما هي الأيونات الأكثر استقراراً التي يمكن أن يشكلها العنصران Y و Z؟

(3). أعط الأرقام الكمية الأربعة لجميع الإلكترونات العازبة في Z.

(4). أي من هذه العناصر الثلاثة هو الأكثر كهروسالبية؟

التمرين 4:

أعط التوزيع والتشكيل الإلكتروني للعناصر التالية وأعط الأيونات المستقرة التي يمكن أن تشكلها:

(a). المعدن الانتقالي السادس.

(b). قلوي الدور الثالث.

(c). قلوي ترابي من الدور الرابع.

(d). هالوجين الدور الخامس.

(e). غاز خامل من نفس دور $4Se$.

(f). عنصر ينتمي إلى نفس دور $20Ca$ وإلى نفس مجموعة $43Tc$.

(g). عنصر ينتمي إلى نفس دور $23V$ ونفس مجموعة $16S$.

التمرين 5:

لنعتبر عنصرين من الدور الرابع يتكون تشكيلهما الإلكتروني الخارجي من ثلاثة إلكترونات عازبة.

1. اكتب التوزيع و التشكيل الإلكتروني لكل عنصر من هذه العناصر وحدد عددها الذري.

2. حدد العدد الذري وحدد التشكيل الإلكتروني للعنصر الموجود في نفس دور الحديد ($Z = 26$) وينتمي إلى نفس عائلة

الكربون ($Z = 6$).

2.5. حلول

التمرين رقم 1:

العنصر	التوزيع الالكتروني	التشكيل الالكتروني	السطر (الدور)	المجموعة (العمود)	العائلة
N ($Z=7$)	$1s^2 2s^2 2p^3$	$7N : 2s^2 2p^3$	2	VA	لا-معدن
Cl^- ($Z=17$)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$17Cl^- : 3s^2 3p^6$	3	VIIA (Cl)	هالوجين
K ($Z=19$)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$19K : 4s^1$	4	IA	قلوي
Cu ($Z=29$)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	$29Cu : 3d^{10} 4s^1$	4	IB	معدن
Zn^{2+} ($Z=30$)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$	$Zn : 3d^{10}$	4	IIB (Zn)	معدن
Ag ($Z=47$)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$	$47Ag : 4d^{10} 5s^1$	5	IB	معدن انتقالي
Au ($Z=79$)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$	$79Au : 4f^{14} 5d^{10} 6s^1$	6	IB	معدن انتقالي
Mo ($Z=42$)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^5$	$42Mo : 4d^5 5s^1$	5	VI _B	معدن انتقالي

التوزيع الإلكتروني والعدد الذري للسيزيوم (Cs):

ينتمي Cs إلى:

- نفس عائلة البوتاسيوم: قلوي (ns^1)

- نفس دور الذهب: $n = 6$.

Cs : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$

Cs : $54[Xe] 6s^1 \Rightarrow Z = 55$.

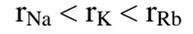
التمرين رقم 2:

تصنيف العناصر حسب:

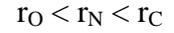
- زيادة نصف القطر الذري:



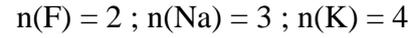
في نفس العمود من الجدول الدوري ، يزداد عدد طبقات التكافؤ من أعلى إلى أسفل. لذلك ، يصبح التجاذب بين الإلكترون المحيطي والنواة أضعف وأضعف ويزداد نصف القطر الذري من الصوديوم إلى الروبيديوم:



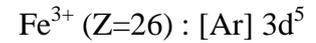
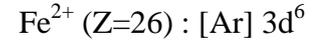
${}_6\text{C}, {}_7\text{N}, {}_8\text{O}$: تنتمي هذه الذرات إلى نفس الدور. رقم طبقة التكافؤ هو نفسه دائماً، لكن العدد الذري (Z) يزداد من الكربون نحو الأكسجين تزداد قوة الجذب وبالتالي يتناقص نصف القطر من الكربون إلى الأكسجين:



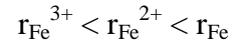
لأن عدد غلاف التكافؤ (n) يزيد من F إلى K :



التشكيل الإلكتروني لـ Fe و Fe^{2+} و Fe^{3+} هي:



بالنسبة لذرة الحديد و أيوناته، يكون عدد البروتونات ثابتاً ، ويتناقص عدد الإلكترونات. هذا يؤدي إلى انخفاض في تأثير الذي تمارسه الإلكترونات فيما بينها البعض. نتيجة لذلك، تزداد الجاذبية ويقل نصف القطر:



زيادة الكهروسالبية:

تزداد القدرة الكهروسالبية للعناصر الكيميائية مع انخفاض نصف القطر الذري لهذه العناصر:

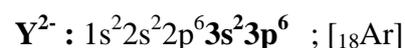


التمرين رقم 3:

(1)

العنصر	التوزيع الالكتروني	الدور	المجموعة
${}_{14}\text{Si}$	$\text{X} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	3	IV_A
${}_{16}\text{S}$	$\text{Y} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	3	VI_A
${}_{15}\text{P}$	$\text{Z} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	3	V_A

(2) الأيونات الأكثر استقراراً:



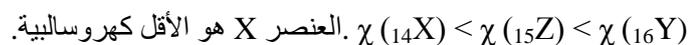
(3) يحتوي Z على 3 إلكترونات عازية:

أول إلكترون: $n=3, l=1, m=-1, s=+1/2$

الإلكترون الثاني: $n=3, l=1, m=0, s=+1/2$

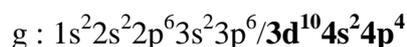
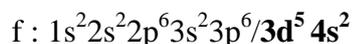
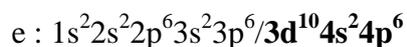
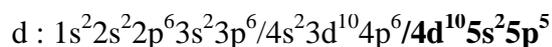
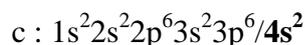
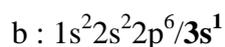
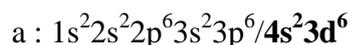
الإلكترون الثالث: $n=3, l=1, m=+1, s=+1/2$

(4) تنتمي الذرات X و Y و Z إلى نفس الدور ، عندما يزداد العدد الذري ، تزداد الكهروسالبية:



التمرين رقم 4:

التوزيع الالكتروني



العنصر	Z	الأيون الأكثر استقراراً
Fe	26	Fe^{3+} (d^5 مستقر)
Na	11	Na^+ (غاز خامل)
Ca	20	Ca^{2+} (غاز خامل)
I	53	I^- (غاز خامل)
Kr (غاز خامل)	36	Stable (غاز خامل)
Mn	25	Mn^{2+} (d^5 مستقر)
Se	34	Se^{2-} (غاز خامل)

التمرين رقم 5:

1. المكونان هما الفاناديوم vanadium والزرنيخ arsenic.

وفقاً لقواعد كليشكوفسكي: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$ ومنه يكون العدد الذري: $Z = 23$	الفاناديوم V: $V : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
---	---

الفصل الخامس: الروابط الكيميائية

مقدمة

العنصر الأكثر أهمية بالنسبة للكيميائي هو الجزيء الذي يعتبر مركبا مكونا من ذرات مرتبطة ببعضها البعض بواسطة روابط كيميائية. إن عدد الذرات المختلفة المتوفرة لتشكيل الجزيئات محدود نسبياً، وهي مرتبة في الجدول الدوري لمندلييف على الرغم من هذا العدد المحدود من الذرات فإننا نعرف حالياً الملايين من الجزيئات الطبيعية أو الاصطناعية.

1. تعريف الرابطة الكيميائية

الرابطة الكيميائية هي تفاعل دائم بين عدة ذرات أو أيونات أو جزيئات على مسافة تسمح بتشكيل مختلف العناصر الكيميائية. تتجذب الإلكترونات سالبة الشحنة حول نواة مكونة من بروتونات موجبة الشحنة. يجذب الجسمان بعضهما البعض بسبب القوة الكهروستاتيكية التي تعمل بين الإلكترونات والبروتونات وهكذا فإن الإلكترون الموضوع بين نواتين سوف يجذب بواسطة الجسمين الموجبي الشحنة وسوف تجذب النوى بواسطة الإلكترون هذا الجذب هو الذي يشكل الرابطة الكيميائية.

تتشكل هذه الرابطة عموماً عن طريق ارتباط إلكترونين متواجدين على الطبقة الخارجية للذرات (طبقة التكافؤ) كما يمكن ان تتشكل بفعل التفاعلات الكهروستاتيكية (التجاذب الإلكتروني) و تصنف الروابط الكيميائية إلى فئتين الروابط القوية بين الذرات والروابط الضعيفة بين الجزيئات.

1.1. الروابط بين الذرات (أو ضمن الجزيئات) (الروابط القوية)

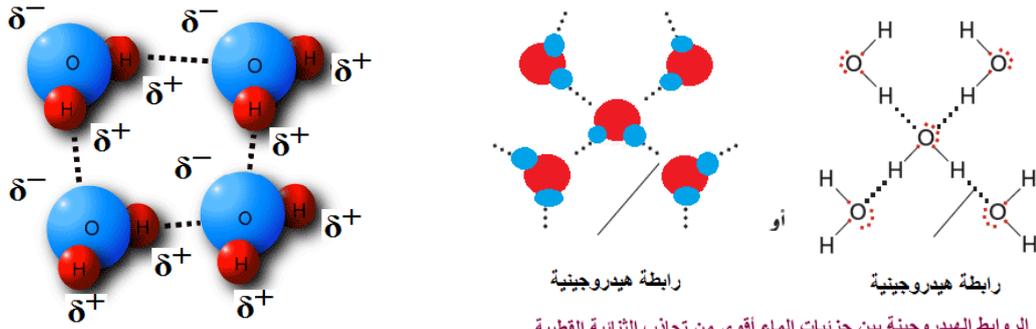
في الطبيعة غالباً ما تتواجد الذرات في شكل جزيئات، باستثناء الغازات النبيلة (الخاملة) عند الارتباط يكون مستوى طاقة الذرات المرتبطة أقل مما لو كانت وحدها و تأخذ الذرات نفس التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل لها و تنقسم الروابط القوية إلى ثلاثة أنواع الأيونية والمعدنية والتساهمية (القطبية وغير القطبية).



الشكل 11 : أنواع الروابط الكيميائية.

2.1. الروابط بين الجزيئات (الروابط الضعيفة)

تؤدي القوى المتواجدة بين الجزيئات إلى تجميع الأنظمة المجهرية وهي المسؤولة عن تماسك المادة في المراحل المرئية. هذه القوى ضعيفة مقارنة بقوى الترابط بين الذرات فهي لا تغير طبيعة الأنواع الجزيئية إنما تؤثر فقط على طريقة ارتباطها و أشهر الروابط بين الجزيئات هي **رابطة فان دير فال (Van Der Waals)** و **الرابطة الهيدروجينية**.



رابطة فان دير فال (Waal's Van Der)

الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء أقوى من تجاذب الثنائية القطبية (لأن الرابطة بين الهيدروجين والأكسجين ذات قطبية كبيرة)

الشكل 12 : الروابط بين الجزيئات

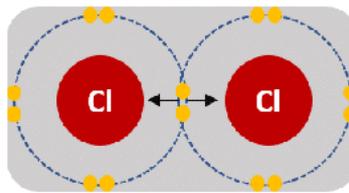
2. أنواع الروابط القوية (بين الذرات)

1.2. الرابطة التساهمية

الرابطة التساهمية هي رابطة كيميائية ناتجة عن مشاركة إلكترونين على الأقل توفرهما الطبقات الخارجية لذرتين مترابطتين و هي تتشكل بين الذرات التي لديها كهروسالبية متقاربة أو متطابقة في هذه الرابطة، لا تسعى الذرات إلى اكتساب أو فقدان إلكترونات بل تسعى إلى مشاركة إلكترونات التكافؤ الخاصة بها وبالتالي فإن هذه الرابطة تعني مشاركة زوج من الإلكترونات بين ذرتين مما يجعل من الممكن إكمال طبقة التكافؤ الخاصة بهما و تحقيق الاستقرار وينتج عن ذلك قوة جذب بينهما و ينتج عن هذه الرابطة ظهور زوج الكتروني رابط بين الذرتين. تنقسم الروابط التساهمية إلى فئتين: تساهمية قطبية و تساهمية غير قطبية.

1.1.2. الرابطة التساهمية غير القطبية

تكون الرابطة التساهمية غير القطبية عندما يكون فرق الكهروسالبية بين الذرتين معدوما كما هو الحال في رابطة تتكون من ذرتين من نفس العنصر. مثال : H_2 , Cl_2



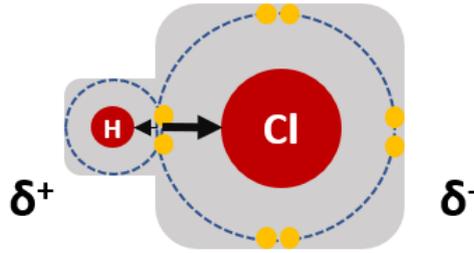
الرابطة التساهمية الغير قطبية

يتم تقاسم الإلكترونات بالتساوي بين الذرتين

الرابطة التساهمية غير القطبية

2.1.2. الرابطة التساهمية القطبية

تكون الرابطة التساهمية قطبية عندما لا يكون فرق الكهروسالبية بين الذرتين معدوماً و هذا يعني أن الإلكترونات لا تتوزع بالتساوي بين الذرتين (كلما زادت كهروسالبية الذرة ستجذب الزوج الإلكتروني للرابطة نحوها). في الرابطة التساهمية القطبية ستظهر الشحنات الجزئية (δ^- ، δ^+) وينشأ عزم ثنائي القطب (μ). مثال جزيء حمض كلور الماء HCl.



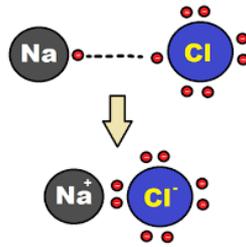
الرابطة التساهمية القطبية

لا يتم تقاسم الإلكترونات بالتساوي بين الذرتين

الشكل 13 : الرابطة التساهمية القطبية (HCl)

2.2. الرابطة الأيونية

تنتج عن انتقال للإلكترون بين ذرتين بينهما فرق كبير في الكهروسالبية ، حيث كلما كان الفرق ($\Delta\chi$) أكبر زاد احتمال أن تكون الرابطة أيونية على سبيل المثال ملح الطعام NaCl تتكون الرابطة الأيونية بين ذرة الصوديوم Na وهو متبرع بالإلكترون يصبح أيوناً موجب الشحنة وذرة الكلور مستقبل للإلكترون الذي يصبح أيون مشحون سالباً.



الرابطة الأيونية

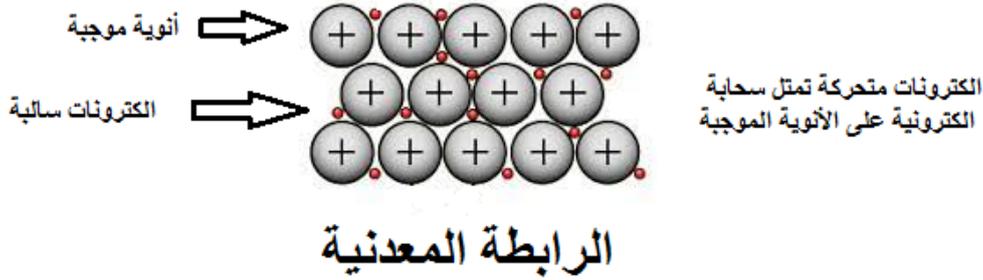
الشكل 14 : الرابطة الأيونية (جزيء كلوريد الصوديوم NaCl)

نستطيع تحديد نوع الرابطة (تساهمية أو أيونية) و ذلك بحساب فرق الكهروسالبية ($\Delta\chi$) حيث:

- إذا كان ($\Delta\chi < 0.5$) فإن الرابطة تساهمية غير قطبية
- إذا كان ($0.5 \leq \Delta\chi \leq 1.7$) فإن الرابطة تساهمية قطبية
- إذا كان ($\Delta\chi \geq 1.7$) فإن الرابطة أيونية.

3.2. الرابطة المعدنية

الرابطة المعدنية هي رابطة تتكون بين ذرات المعادن يتعلق الأمر بعدد كبير جداً من الذرات التي تشترك في واحد أو أكثر من الإلكترونات تسمى الإلكترونات الحرة (هذه الإلكترونات هي أصل الناقلية الكهربائية للمعادن). تتشكل شبكة من الشوارد الموجبة مغمورة في الإلكترونات الحرة وهذه الرابطة القوية هي المسؤولة عن متانة وقساوة المعدن وارتفاع درجة انصهاره.



3. نموذج لويس للرابطة التساهمية

وفقاً للويس Lewis يمكننا تجاهل الإلكترونات التي تنتمي إلى الطبقات الداخلية للذرة (الإلكترونات القلب) فقط إلكترونات الطبقة الخارجية للذرة (الإلكترونات التكافؤ) يمكن أن تشارك في تكوين الروابط. يُطلق على تمثيل لويس أيضاً اسم صيغة لويس أو بنية لويس.

1.3. تمثيل الذرة

تمثيل لويس هو مخطط للبنية الإلكترونية الخارجية ، أو طبقة التكافؤ. حيث نمثل ب:

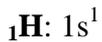
- الزوج الإلكتروني الحر بخط: —
- الإلكترون الحر بنقطة: .
- الحجيرة الكمية الفارغة بمربع: □

➤ **التكافؤ:** عدد الإلكترونات العازبة يعطي تكافؤ الذرة وبالتالي عدد الروابط التي يمكن أن تشكلها الذرة.

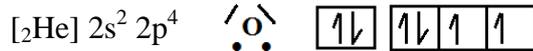
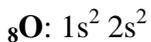
➤ **طبقة التكافؤ:** الطبقة الخارجية للذرة (الأبعد عن النواة) التي تحمل إلكترونات التكافؤ.

أمثلة :

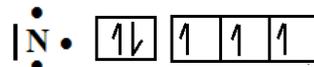
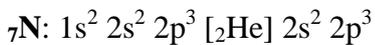
عدد الإلكترونات العازبة



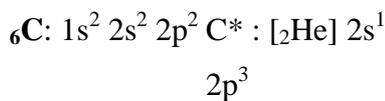
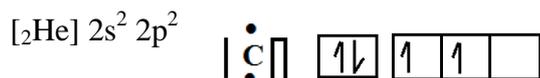
إلكترون واحد أحادي التكافؤ



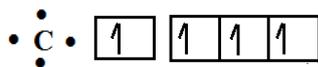
إلكترونين ثنائي التكافؤ



3 إلكترونات ثلاثي التكافؤ



4 إلكترونات رباعي التكافؤ

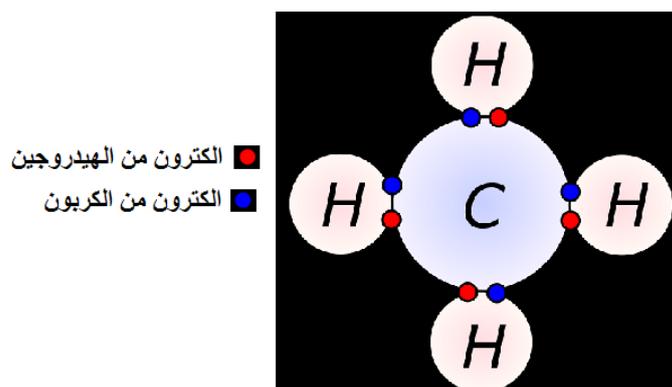


2.3. تمثيل الجزيئات

بشكل عام ترتبط الذرات بروابط تساهمية لتكوين جزيئات و تتكون هذه الرابطة من مشاركة الإلكترونات بين ذرتين. يتم تمثيل الرابطة التساهمية بخط يشار إليه أيضًا باسم الزوج الإلكتروني.

1.2.3. الرابطة التساهمية البسيطة (σ)

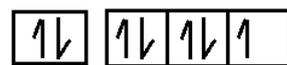
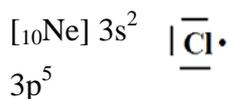
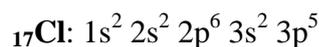
الرابطة التساهمية البسيطة هي رابطة تتقاسم فيها ذرتان إلكترونين عازبين. تنتمي الإلكترونات المشتركة إلى كلتا الذرتين في نفس الوقت و هو ما يتوافق مع كسب إلكترون واحد لكل ذرة.



الشكل 15 : جزيء الميثان CH_4 .

- الزوج الرابط (DL: Doublet Liant): هو زوج الكتروني يربط بين ذرتين (الإلكترونان العازبة المشتركة بين الذرتين).
- الزوج غير الرابط (DNL: Doublet Non Liant): هي زوج الكتروني للذرة غير مشترك في إنشاء رابطة.

مثال



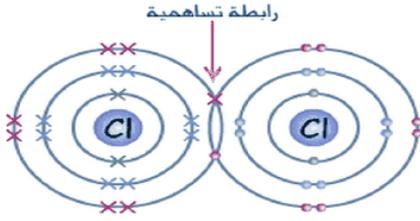
Cl_2 :

الزوج الرابط (DL: Doublet Liant)

1 :

الزوج الغير الرابط (Doublet non)

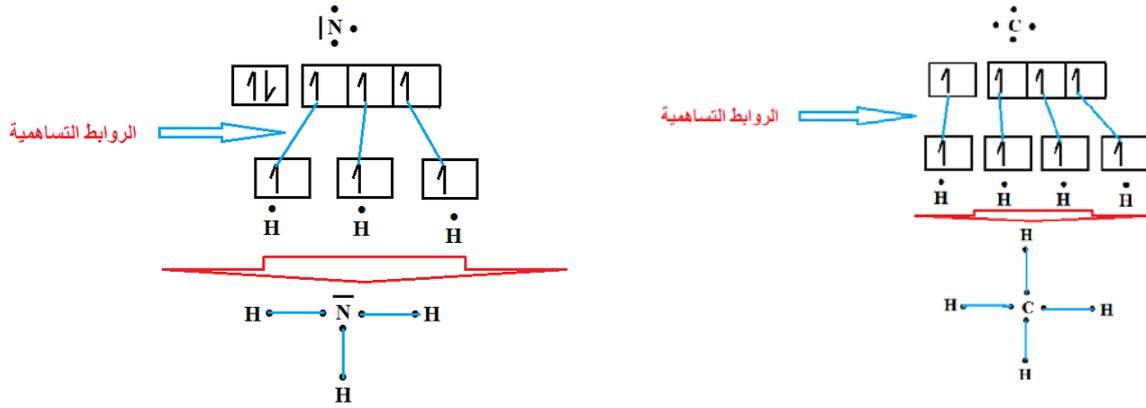
6 : (DNL:Liant



جزيء Cl₂

➤ أمثلة على الرابطة التساهمية البسيطة لجزيء متعدد الذرات:

- يتكون جزيء CH₄ من ذرة C و 4 ذرات H مرتبطة ببعضها البعض بواسطة روابط أحادية من النوع σ.
- يتكون جزيء NH₃ من ذرة N و 3 ذرات H مرتبطة ببعضها البعض بواسطة روابط أحادية من النوع σ.

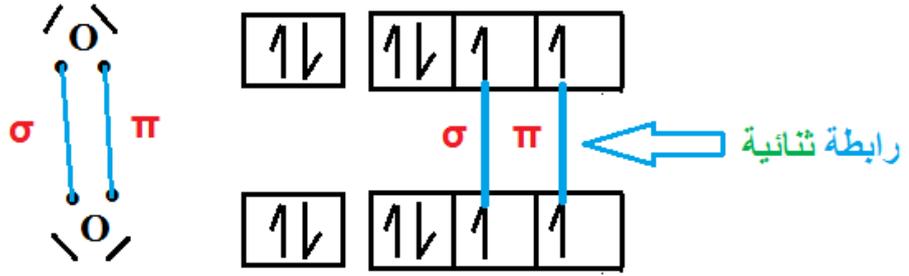


جزيئي CH₄ و NH₃.

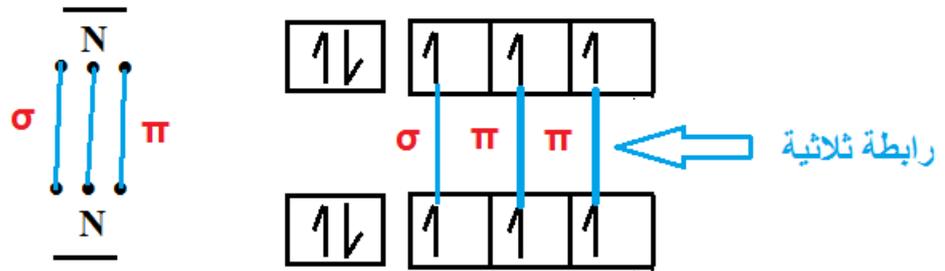
2.2.3. الرابطة المتعددة ، الثنائية (σ ، π) والثلاثية (σ ، π ، π)

يمكن أن تشكل الذرات روابط ثنائية أو ثلاثية من خلال مشاركة إلكترونين أو ثلاثة إلكترونات عازبة من كل ذرة. يتم تمثيل الرابطة الثنائية بخطين ويتم تمثيل الرابطة الثلاثية بثلاثة خطوط.

➤ مثال على رابطة مزدوجة من النوع (σ ، π) : يتكون جزيء O₂ من ذرتين من الأكسجين مرتبطة ببعضها البعض برابطة ثنائية.



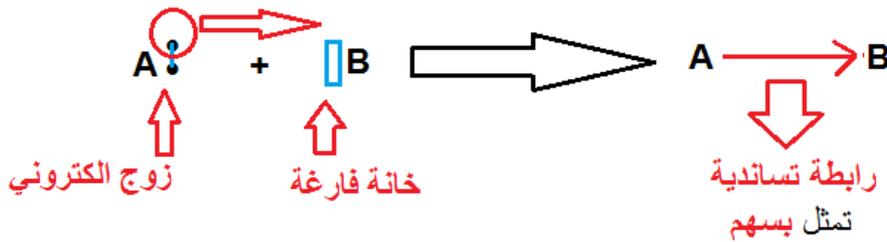
➤ مثال على رابطة ثلاثية من النوع (σ، π، π): يتكون جزيء N₂ من ذرتين من النيتروجين مرتبطة ببعضها البعض بواسطة رابطة ثلاثية.



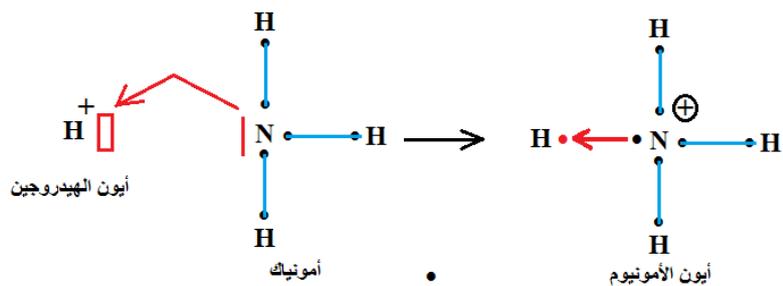
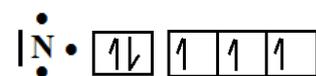
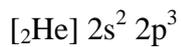
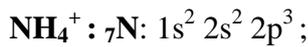
3.2.3. الرابطة التساهمية التساندية (La liaison dative)

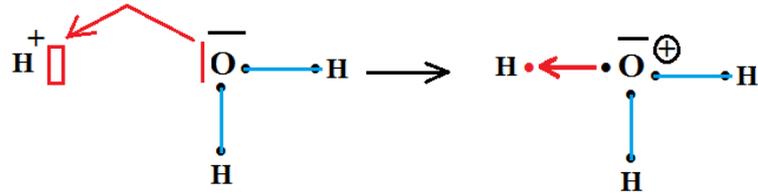
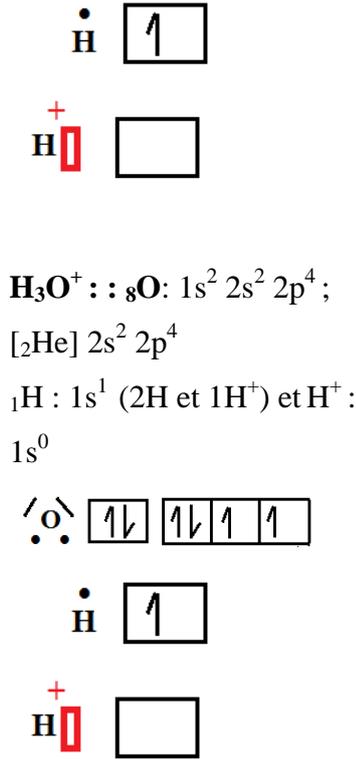
في هذه الرابطة توفر إحدى الذرتين زوجا الكترونيا من طبقتها الخارجية (الذرة المانحة A) والأخرى (الذرة المستقبلة B) تستقبل هذا الزوج في خانتها الفارغة من طبقتها الخارجية.

الرابطة التساندية هي نفسها الرابطة التساهمية ولكن يتم تمثيلها بسهم من المتبرع إلى المتلقي.



أمثلة: H₃O⁺ و NH₄⁺





4. قاعدة الثمانية وقاعدة الثمانية (Règle d'octet et du duet)

1.1.4 قاعدة الثمانية

وفقاً للقاعدة الثمانية تكون الذرة أو الأيون مستقرًا إذا كان غلافها الخارجي يحتوي على إلكترونين و تتعلق بالذرات التي تحتوي على أقل من 4 إلكترونات و هي تتعلق فقط بالهيدروجين من أجل الحصول على تكوين قريب من تكوين الهيليوم.

2.2.4 قاعدة الثمانية

ابتداء من الدور الثاني من الجدول الدوري تميل الذرات إلى إحاطة نفسها بأربعة أزواج من الإلكترونات من أجل الحصول على التكوين الإلكتروني المستقر في $ns^2 np^6$ لأقرب غاز نبيل في الجدول الدوري (أي ثمانية إلكترونات).
أمثلة:

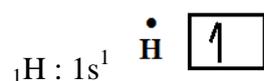
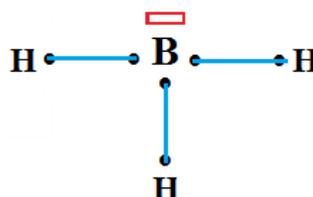
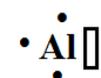
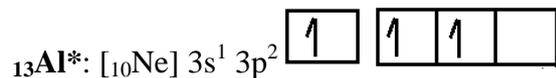
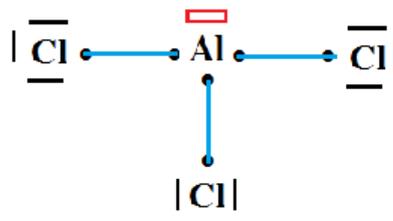
- 1- تحتوي ذرة الكربون C ($Z = 6$) على 4 إلكترونات محيطية ولا تحتوي على أزواج الكترونية غير رابطة لذا من أجل احترام قاعدة الثمانية و يجب أن تكمل غلافها L باكتساب 4 إلكترونات و يمكنها تكوين 4 روابط تساهمية أو إنشاء روابط ثنائية وثلاثية و يقال أن ذرة الكربون رباعية التكافؤ.
- 2- تحتوي ذرة النيتروجين N ($Z = 7$) على 3 إلكترونات عازبة وزوج الكتروني غير رابط. لاحترام قاعدة الثمانية و يجب أن تكمل غلافها L باكتساب 3 إلكترونات و ذلك بإنشاء 3 روابط تساهمية.
- 3- تحتوي ذرة الأكسجين O ($Z = 8$) على إلكترونين عازبين وزوجين الكترونيين غير رابطين و لاحترام قاعدة الثمانية يجب أن تكمل ذرة الأكسجين غلافها L من خلال اكتساب إلكترونين و ذلك بإنشاء رابطتين تساهميتين أو رابطة ثنائية.
- 4- تحتوي ذرة الكلور Cl ($Z = 17$) على إلكترون واحد عازب و 3 أزواج الكترونية غير رابطة و لاحترام قاعدة الثمانية يجب أن تكمل ذرة الكلور غلافها L من خلال اكتساب 1 إلكترون و يتم ذلك بإنشاء رابطة تساهمية.

ومع ذلك هناك استثناءات لقاعدة الثمانية يمكن أن تحتوي الذرات على أكثر أو أقل من 8 إلكترونات في غلافها المحيطي.

3.4. استثناءات من القاعدة الثمانية

1- بعض عناصر المجموعة III_A من الجدول الدوري (B، Al، Ga) لها ثلاثة إلكترونات خارجية. إعادة ترتيب (ns²np¹) يتيح الحصول على (ns¹np²) وتشكيل ثلاث روابط تساهمية مع ثلاث ذرات أحادية التكافؤ.

مثال: هيدريد البورون BH₃ وكلوريد الألمنيوم AlCl₃



2- العناصر الفائقة التكافؤ: في حالة العناصر ذات العدد الكمي n ≥ 3 يمكن أن تتدخل المدارات الذرية nd وتسمح بوجود أكثر من ثمانية إلكترونات في غلاف التكافؤ.

مثال: 10 إلكترونات لذرة الفوسفور في جزيء PCl₅ و 12 إلكترونات لذرة الكبريت في جزيء SF₆ فيكون P خماسي التكافؤ (PCl₅) و S سداسي التكافؤ (SF₆) حيث:

• إعادة ترتيب (P: 3s²3p³) يجعل من الممكن الحصول على فوسفور خماسي التكافؤ (P: 3s¹3p³3d¹).

• إعادة ترتيب (S: 3s²3p⁴) يجعل من الممكن الحصول على الكبريت سداسي التكافؤ (S: 3s¹3p³3d²).





5. طريقة تمثيل الجزيء ببنية لويس

- 1- أكتب الصيغة الإجمالية وبذلك نعرف جميع ذرات الجزيء.
- 2- كتابة التشكيل الإلكتروني لكل ذرة.
- 3- أوجد عدد الإلكترونات الخارجية لكل ذرة (الإلكترونات التكافؤ) N_e .
- 4- أوجد عدد الروابط التساهمية N_L التي يجب أن تنشأها الذرة للحصول على بنية ثمانية ($N_L = 8 - N_e$) (استثناء لـ H، $N_L = 2 - 1$).
- 5- أحسب عدد الأزواج غير الرابطة N_{nL} لكل ذرة:

$$N_{nL} = (N_e - N_L)/2$$

- 6- الذرة ذات الروابط التساهمية الأكثر (الأزواج الرابطة) هي الذرة المركزية
- 7- رتب الذرات الأخرى حول الذرة المركزية بطريقة تحترم صيغة الجزيء و عدد الروابط التساهمية لكل ذرة.
- 8- ضع الأزواج الرابطة بين ذرات الجزيء (الروابط التساهمية).
- 9- ضع الأزواج غير الرابطة حول ذراتها.
- 10- تحقق من أن كل ذرة من الجزيء تحقق قاعدة الثمانية من خلال كونها محاطة بأربعة أزواج.
- 11- تعيين لكل ذرة شحنتها الرسمية.

6. الشحنت الرسمية

تشير الشحنة الرسمية (C_f) إلى عدد الإلكترونات التي اكتسبتها الذرة أو فقدتها أثناء تكوين الروابط التساهمية لإكمال مخطط لويس و نحسب الشحنة الرسمية (C_f) لكل ذرة حيث مجموع الشحنت الرسمية لجميع الذرات يساوي إجمالي الشحنة الكلية (Q) للجزيء.

$$C_f = N_e - N_L - (2 \cdot N_{nL})$$

N_e : عدد الإلكترونات في طبقة التكافؤ للذرة في حالتها الأساسية.

N_L : عدد الروابط المكونة من الذرة المركزية في الجزيء المدروس.

N_{nL} : عدد الأزواج الإلكترونية الحرة (غير الرابطة) للذرة المركزية في الجزيء المدروس.

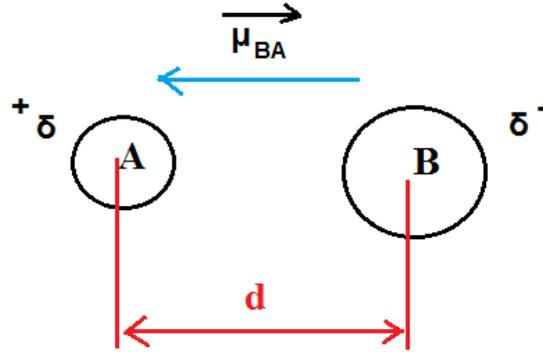
- في حالة الجزيء المتعادل كهربائياً يكون مجموع الشحنت الرسمية للذرات يساوي صفراً.
- في حالة الأيون يكون مجموع الشحنت الرسمية للذرات يساوي الشحنة الكلية للأيون.

7. عزم ثنائي القطب

ينشأ عزم ثنائي القطب عن وجود شحنتين δ^+ و δ^- يقعان عند نقطتين معينتين في الفضاء و هو قيمة شعاعية.

1.7. عزم ثنائي القطب لجزيء ثنائي الذرة

إذا كانت الكهروسالبية للذرتين A و B مختلفة ، فستكون الرابطة مستقطبة وستجذب الذرة الأكثر كهروسالبية الزوج الرابط نحوها.



δ^+ و δ^- عبارة عن شحنة جزئية ($\delta < e$) مع $e = 1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$ ، d هي المسافة بين الذرتين (A-B).

$$|\vec{\mu}| = q \cdot d$$

$$\mu = |\delta \times e| \times d$$

- الوحدة الدولية هي (C.m) و لكن تطبيقيا نستعمل وحدة الديباي (D) مع $1\text{D} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$
- إذا كانت $\delta > 0$ ، فيقال إن الرابطة تساهمية قطبية.
- إذا كانت $\delta = 0$ ، تكون الرابطة تساهمية بحتة.
- إذا كانت $\delta = 1$ ، تكون الرابطة أيونية بحتة: $\mu_{\text{ionic}} = \mu_i = e \times d = 1.6 \times 10^{-19} \text{ (كولوم)} \times d \text{ (m)}$

لدينا التحويلات التالية : $1\text{Å} = 10^{-10} \text{ m}$ و $1\text{D} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$

$$\mu_i \text{ (D)} = 4,8 \times d \text{ Å} \quad \text{و منه}$$

يتم تحديد النسبة المئوية الأيونية ($\%_i$) و يسمى أيضا الطابع الأيوني (C.I %) من خلال نسبة العزم ثنائي القطب المقاس (حقيقي أو تجريبي) إلى العزم ثنائي القطب الأيوني $(\mu_i = e \times d)$.

$$\% \text{ C.I} = \%_i = (\mu_{\text{réel}} / \mu_i) \times 100 = (e \times \delta \times d / e \times d) \times 100$$

$$\text{و منه : } \%_i = \delta \times 100$$

مثال:

المسافة بين ذرتين من جزيء حمض كلور الماء الغازي ($d = 126 \text{ pm}$ (pico-mètre)). عزم ثنائي القطب التجريبي $\mu_{\text{rel}} = 1.08 \text{ D}$. احسب النسبة المئوية μ_i (الأيونية الطابع الأيوني (% C.I)) هل هي رابطة تساهمية، تساهمية قطبية أم رابطة أيونية.

الحل: الجزيء خطي H - Cl بمسافة $d = 126 \text{ pm}$ بين H و Cl. يتم الحصول على عزم ثنائي القطب الأيوني من خلال:

$$\mu_i = 4,8 \times d_{\text{Å}}$$

$$126 \text{ pm} = 1,26 \text{ Å}, 1 \text{ Å} = 100 \text{ pm}$$

$$\mu_i = 4,8 \times d_{\text{Å}} = 1,26 \times 4,8 = 6.05 \text{ D}$$

$$\%_i = (\mu_{\text{rel}} / \mu_i) \times 100 = (1,08/6,05) \times 100 = 18\%$$

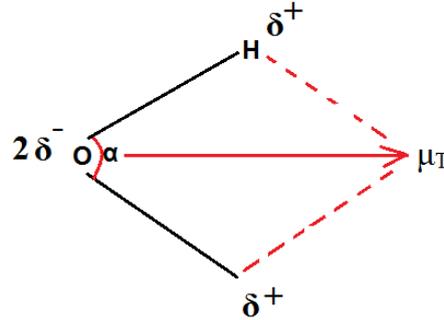
$$\%_i = \delta \times 100, = 0,18 \cdot 0 < \delta < 1$$

الرابطة بين الذرتين تساهمية قطبية.

2.7. عزم ثنائي القطب لجزيء متعدد الذرات

يتم حساب عزم ثنائي القطب من المجموع الشعاعي لعزوم ثنائي القطب لروابط الجزيء. $\vec{\mu} = \sum \vec{\mu}_i$

مثال: لدينا عزم ثنائي القطب لرابطة OH في جزيء الماء تساوي $\mu_{\text{OH}} = 1.51$ مع زاوية التكافؤ لجزيء الماء هي $\alpha = 104.5^\circ$. احسب عزم ثنائي القطب للجزيء.



الشكل 10: عزم ثنائي القطب لجزيء الماء

شعاع عزم ثنائي القطب الكلي هو المجموع الشعاعي لعزم ثنائي القطب لرابطتين و الزاوية الرأسية $\alpha/2 = 52,25^\circ$. تلغي المكونات الأفقية بعضها البعض وبالتالي يتم توجيه مجموع عزوم الرابطة من المحور الرأسي

$$\mu_{\text{(H}_2\text{O)}} = 2 \mu_{\text{(OH)}} \times \cos(\alpha/2) = 2 \times 1,51 \times \cos(52,25^\circ) = 1,85 \text{ D.}$$

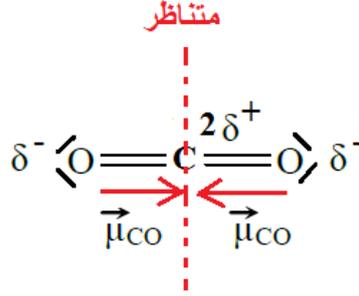
يتم حساب عزم ثنائي القطب لجزيء متعدد الذرات حسب القاعدة $\mu_{\text{Total}} = 2 \mu_i \times \cos(\alpha/2)$

وتجدر الإشارة إلى أن عزم ثنائي القطب الكلي يمكن أن يكون صفراً عن طريق تعويض عزوم الرابطة ثنائية القطب في حالة الجزيئات المتناظرة.

مثال:

جزيء CO_2 مع الزاوية $\theta (OCO) = 180^\circ$ (جزيء خطي)

$$\mu_{CO_2} = 2 \mu_{CO} \times \cos (\alpha / 2) = 2 \mu_{CO} \times \cos (180 / 2) = 2 \mu_{CO} \times \cos (90^\circ) = 0$$



8. هندسة الجزيئات

وصف الشكل الهندسي للجزيئات أي تموضع الذرات بالنسبة إلى لبعضها البعض في الفضاء يكون من خلال نظريتين:

- نظرية (V.S.E.P.R) أو نموذج Gillespie.

- نظرية تهجين المدارات الذرية (OA).

1.8 نظرية V.S.E.P.R أو نموذج Gillespie

(Valence Shell Electron Pairs repulsion or repulsion) **V.S.E.P.R**

(Répulsion des Paires Electroniques de la couche de Valance)

(تنافر الأزواج الإلكترونية لطبقة التكافؤ)

في هذا النموذج، ترتيب الأزواج الإلكترونية في الفضاء يتأثر بالتنافر بين السحب الإلكترونية للإلكترونات التكافؤ من كل ذرة. هذه طريقة بسيطة وفعالة لمعرفة هندسة الجزيئات بتطبيق قواعد جيليسبي.

القاعدة 1: نهتم بجميع أزواج الإلكترونات في طبقة التكافؤ للذرة المركزية A. نشير ب m إلى عدد الأزواج الرابطة (التي تشارك في الرابطة) و n عدد الأزواج غير الرابطة. نشير بواسطة (n+m) إلى العدد الإجمالي للتثائيات. وهكذا نحصل

على صيغة من النوع: AX_mE_n

سؤال: كيف نختار الذرة المركزية؟

الشرط الأول: نختار الذرة التي يكون معامل التكافؤ (nombre stoechiométrique) لها هو الأصغر. خلاف ذلك ، انتقل إلى الشرط الثاني.

الشرط الثاني: نختار الذرة التي تحتوي على أكبر عدد من الإلكترونات العازبة. خلاف ذلك ، انتقل إلى الشرط الثالث.

الشرط الثالث: نختار الذرة التي يكون رقمها الذري Z هو الأعلى.

مثال – هندسة الجزيء NH_3 تبعال Gillespie:

- الذرة المركزية هي N (اختيرت حسب القاعدة 1)

- الذرة المرتبطة هي H مع 3 أزواج رابطة.... $X_3 \dots m=3$

- الذرة N في هذا الجزيء تملك زوج غير رابط... $E_n=E \dots n=1$

- النتيجة $AX_3E \dots NH_3 \dots$ هندسة هرم

- من أجل CH_4 يكون AX_4 هندسة رباعي الوجوه.

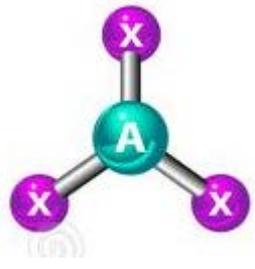
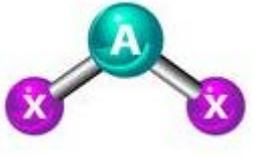
القاعدة 2: في حالة وجود روابط تساهمية متعددة للجزيء $(\sigma + \pi)$ يتم فقط اعتبار الروابط الفردية (σ)

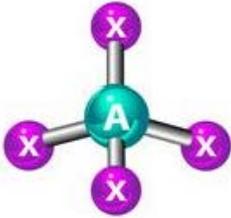
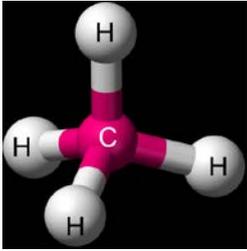
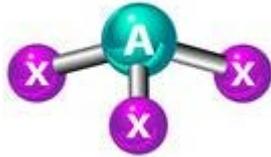
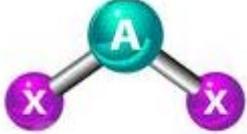
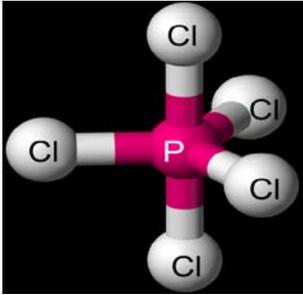
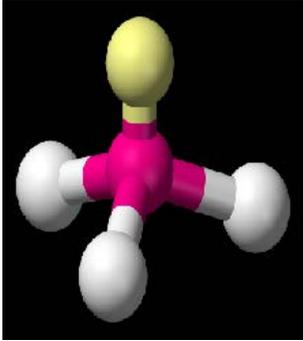
مثال – هندسة الجزيء C_2H_4 تبعاً لـ Gillespie

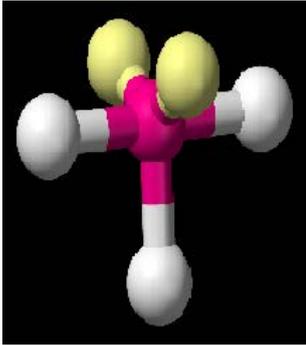
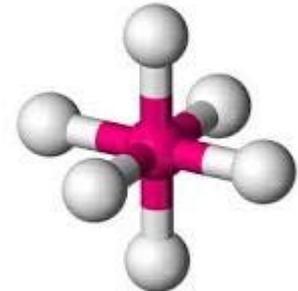
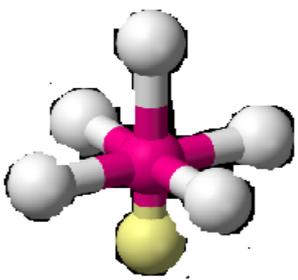
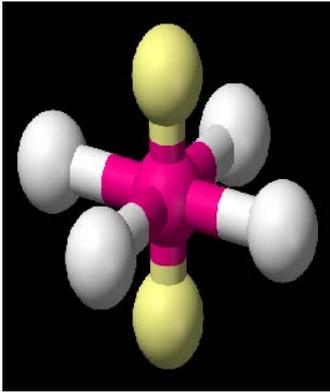
- الذرة المركزية هي C (اختيرت حسب القاعدة 1)
- الذرة المرتبطة هي H و C_1 مع 3 أزواج رابطة... $X_3 \dots m=3$
- الذرة C في هذا الجزيء لا تملك زوج غير رابط... $E_n=0 \dots n=0$
- النتيجة $C_2H_4 \dots AX_3$ هندسة ثلاثي الوجوه من أجل كل كربون.

القاعدة 3: في الجزيء، لا تمتلك الأزواج الإلكترونية نفس طبقة التكافؤ.

- يشغل الزوج غير الرابط مساحة أكبر من الزوج الرابط. الرابطة المتعددة تشغل مساحة أكبر من الرابطة البسيطة.
- تشغل الذرة الكهروسالبة مساحة أكبر من الذرة الكهروإيجابية.
- كلما زاد عدد الأزواج غير الرابطة الحرة ، زاد التناثر بينها ، وهو ما يؤدي إلى تصغير زوايا الشكل الهندسي المدروس نتيجة لتشوّه البنية.

AX_mE_n	$m + n$	m	Hybridation التهجين	Géométrie الهندسة	أمثلة	Géométrie الهندسة
AX_2	2	2		Linéaire $(\alpha=180^\circ)$ خطي	CO_2 ; $BeCl_2$; HCN	
AX_3	3	3		Trigonal plan $(\alpha=120^\circ)$ ثلاثي الوجوه مستوي	$AlCl_3$; BF_3 ; $COCl_2$; NO_3^- ; CO_3^{2-}	
AX_2E_1	3	2		en V (coudée) $(\alpha < 180^\circ)$ على شكل V	SO_2 ; NO_2 ; $SnCl_2$	

AX ₄	4	Tétraèdre رباعي الوجوه	CH ₄ ; NH ₄ ⁺ ; PO ₃ ³⁻	
	4			
AX ₃ E ₁	3	Pyramide (α < 120°) هرم	NH ₃ ; PCl ₃ ; H ₃ O ⁺	
AX ₂ E ₂	2	en V (α = 104,5°) على شكل V	H ₂ O ; H ₂ S ; TeF ₂	
AX ₅	5	Bipyramide Trigonale ثنائي هرم بقاعدة ثلاثية	PCl ₅	
AX ₄ E ₁	4	Pyramide هرم	TeCl ₄ ; SF ₄ ; TeF ₄	

AX_3E_2	3	en T على شكل T	$ICl_3 ; ClF_3$	
AX_2E_3	2	Linéaire خطي	XeF_2	
AX_6	6	Octaèdre ثمانى الوجوه	$SF_6 ; SeF_6 ;TeF_6$	
AX_5E_1	5 6	Pyramide à base carrée	$BrF_5 ; IF_5$	
AX_4E_2	4	Carrée	$XeF_4 ;ICl_4^-$	

2.8. نظرية تهجين المدارات الذرية (OA)

تسمح هذه النظرية بوصف المدارات التي تشترك عند تكون الرابطة في الواقع عند تشكل الرابطة تتحد المدارات الذرية لإلكترونات التكافؤ للذرة المركزية لتشكل مدارات جديدة تسمى المدارات الهجينة.

1.2.8. تهجين sp^3

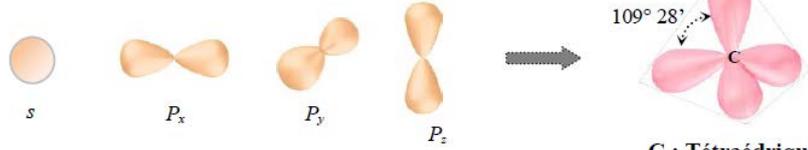
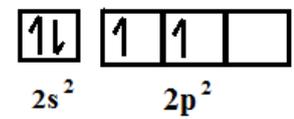
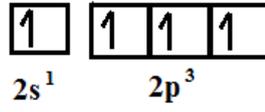
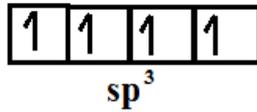
ينتج عن تهجين مدار واحد من s و ثلاثة مدارات من p

مثال : في جزيء الميثان CH_4 يتم تكوين أربعة روابط C-H متطابقة ولا يمكن تحقيق ذلك إلا بوجود أربعة مدارات متطابقة و في الواقع يتم تهجين مدار التكافؤ s مع المدارات الثلاثة p (p_x, p_y, p_z) مما يعطي مدارات هجينة متطابقة sp^3 . موقع هذه المدارات بالنسبة لبعضها البعض يعطي هندسة رباعي السطوح متساوية الأضلاع مع زوايا بين المحاور 109.5° . التهجين الذي تم الحصول عليه بهذه الطريقة يقدم شكل رباعي السطوح أو رباعي الوجوه.

C* : الحالة عند التهجين

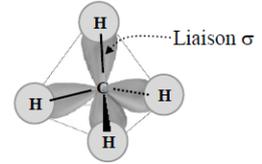
C* : الحالة المثارة

C : الحالة الأساسية



C : Tétraédrique

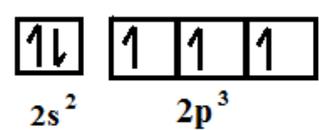
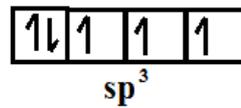
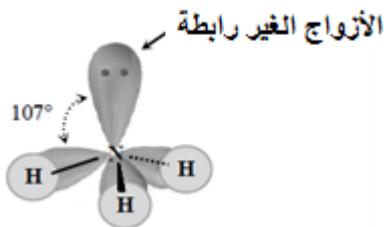
التداخل المحوري للمدارات الهجينة الأربعة sp^3 من الكربون و المدار 1s من الهيدروجين يشكل 4 مدارات σ تسمى بالروابط σ دوران حر حول المحور C-H



مثال : NH_3 يحتوي جزيء الأمونياك على 3 روابط N - H وبالمثل بالنسبة ل الميثان تهجين مدارات التكافؤ لذرة النيتروجين يعطي المدارات الهجينة sp^3 بزوايا 107° قريبة من 109° و هذا الاختلاف الطفيف يرجع إلى التنافر بين مدار الترابط والمدار غير الرابط.

N* : الحالة عند التهجين

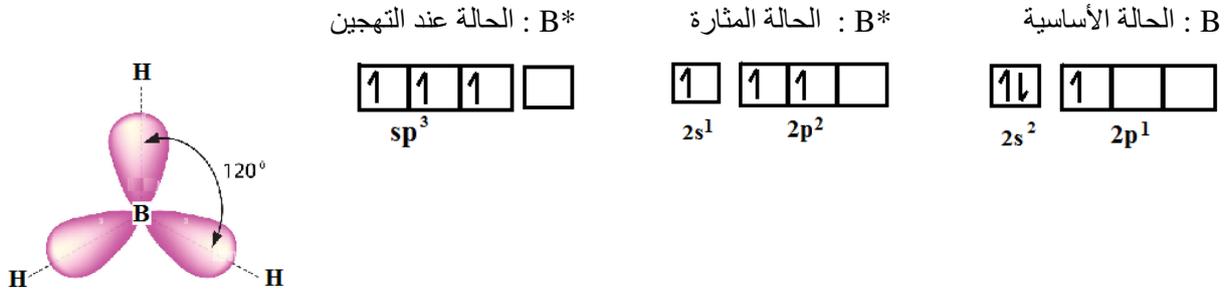
N : الحالة الأساسية



2.2.8 تهجين sp^2

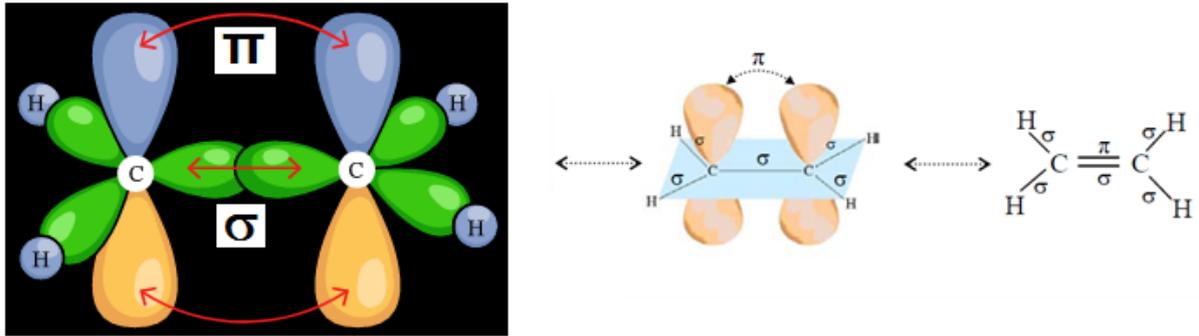
ينتج عن تهجين مدار واحد s مع مدارين p و هذا التهجين يترافق مع تداخل بين ثلاثة مدارات ويؤدي إلى مدارات هجينة متطابقة sp^2 ويعتمد موقع هذه المدارات بالنسبة لبعضها البعض هندسة مثلث متساوي الأضلاع بزوايا بين المحاور 120 درجة وبالتالي يتم الحصول على تهجين له شكل هندسي مثلث.

مثال : BH_3



التداخل المحوري للمدارات الذرية الثلاثة sp^2 للبور و المدار الذري الواحد للهيدروجين يشكل 3 مدارات جزيئية أي 3 روابط σ (دوران حر حول المحور B-H).

: C_2H_4



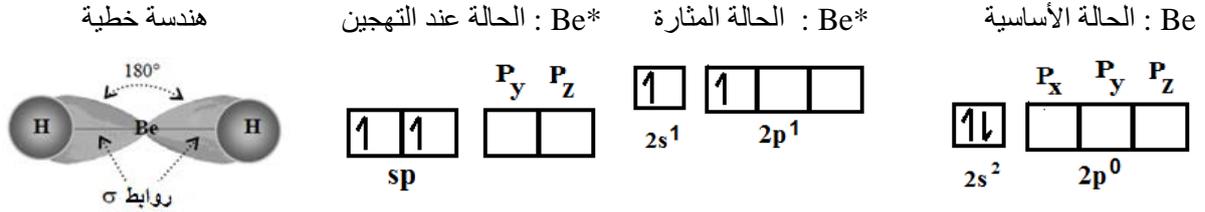
يعطي التداخل المحوري لخمسة روابط في المجموع: أربعة روابط (C - H) + رابطة واحدة (C - C). يؤدي التوضع القريب للمدارات $2p_z$ غير المهجنة (لكل ذرة C) إلى التداخل الجانبي الذي يعطي رابطة π (لا يوجد دوران حول المحور C-C).

3.2.8 تهجين sp

ينتج عن تهجين مدار واحد s و مدار واحد p و موقع هذه المدارات بالنسبة لبعضها البعض يعتمد هندسة خطية مع الزاوية بين المحاور 180 درجة.

مثال :

: BeH_2



التداخل المحوري للمدارين الهجينين sp من البريليوم و المدار $1s$ للهيدروجين يشكل رابطتان σ (دوران حر حول محور $\text{Be} - \text{H}$).

4.2.8 تهجين spd

يوجد هذا النوع من التهجين بشكل عام في عناصر القسم d بحيث يتم تهجين المدارات d مع المدارين s و p لتتكون مدارات هجينة متطابقة. هذا التهجين هو الأساس لتشكل شوارد مثل $[\text{Fe}(\text{CN}_6)]^{4-}$.

ملاحظة

من الممكن أن نعرف تهجين جزيء ما من خلال هندسة AX_mE_n (V.S.E.P.R) ، يكون الإجراء كما يلي:

$$\sigma + \text{NL} = X$$

σ : عدد الروابط التساهمية البسيطة.

NL : عدد الأزواج الالكترونية.

- التهجين: $\Rightarrow sp$ تهجين "s 1" و "p 1" و "OA" $\Rightarrow \sigma + \text{NL} = m + n = 2$
- التهجين: $\Rightarrow sp^2$ تهجين "s 1" و "p 2" و "OA" $\Rightarrow \sigma + \text{NL} = m + n = 3$
- التهجين: $\Rightarrow sp^3$ تهجين "s 1" و "p 3" و "OA" $\Rightarrow \sigma + \text{NL} = m + n = 4$
- $\Rightarrow sp^2d$ تهجين "s 1" و "p 2" و "d 1" و "OA" $\Rightarrow \sigma + \text{NL} = m + n = 4$
- $\Rightarrow sp^3d$ تهجين "s 1" و "p 3" و "d 1" و "OA" $\Rightarrow \sigma + \text{NL} = m + n = 5$
- $\Rightarrow sp^3d^2$ تهجين "s" 1 ، "p" 3 ، و "d 2" و "OA" $\Rightarrow \sigma + \text{NL} = m + n = 6$

سلسلة تمارين محلولة

9. سلسلة تمارين محلولة

1.9. تمارين

التمرين 1:

1- مثل حسب نموذج لويس العناصر التالية من الجدول الدوري:

H, He, Li, B, C, N, F, Ne

2- (a) مثل حسب نموذج لويس الجزيئات والأيونات التالية مع تحديد نوع الروابط:

H_2 ; Cl_2 ; H_2O ; H_3O^+ ; NH_3 ; NH_4^+ ; C_2H_6 ; MnO_4^- ; ClO_2^- ; $SnCl_2$

(b) أي من هذه المركبات لا يحترم قاعدة الثمانية؟

التمرين 2:

نعتبر الجزيئات والأيونات التالية : CCl_4 , H_2S , HCN , SO_3^- , AlH_3 , BF_3 ; PCl_3

أعط حالة تهجين الذرات C و S و Al و B و P في هذه الجزيئات بالإضافة إلى عدد وطبيعة الروابط وعدد الأزواج الحرة في كل منها. بالإضافة إلى ذلك باستخدام قاعدة جيليسبي (VSEPR) حدد هندسة كل جزيء.

التمرين 3:

لدينا المركبات التالية : NH_4^+ , BF_3

أ- حدد حالة تهجين الذرة المركزية والشكل الهندسي وأنواع الروابط في كل مركب.

ب- أشرح كيفية تشكل المركب BF_3NH_3

التمرين 4:

عزم ثنائي القطب لجزيء H_2S (Debye) $0.95D$. الزاوية بين روابط S-H هي 95° درجة.

(أ) أحسب عزم ثنائي القطب للرابطة S-H في هذا الجزيء.

(ب) أحسب الطابع الأيوني الجزئي لهذه الرابطة ، مع طول الرابطة S-H هو $d = 1.3 \text{ \AA}$

تعطى: $1D = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $\cos 47,5^\circ = 0,68$; $Z : H = 1 \text{ et } S = 16$

التمرين 5:

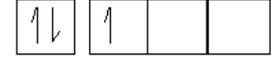
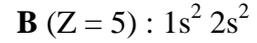
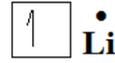
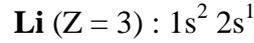
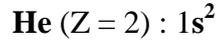
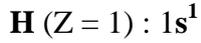
لدينا الجزيئات : C_2H_2 ; N_2H_2 ; H_2O_2 ; CO_2 ; O_3 , $SbCl_3$

أعط حالة تهجين الذرات C, N, O, Sb في هذه الجزيئات بالإضافة إلى عدد وطبيعة الروابط وعدد الأزواج الحرة في كل منها.

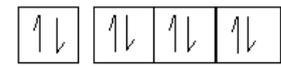
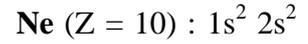
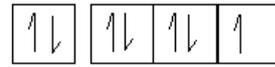
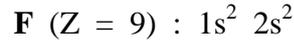
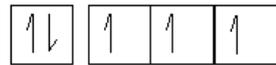
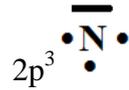
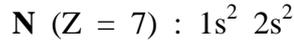
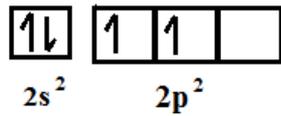
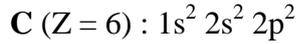
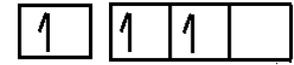
2.9. حلول

التمرين رقم 1:

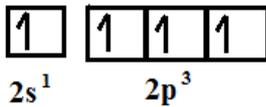
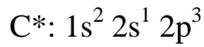
1- التمثيل وفق نموذج لويس للعناصر التالية:



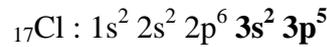
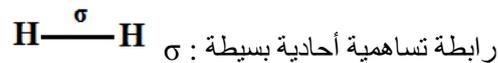
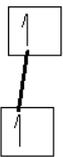
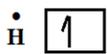
إعادة ترتيب réarrangement:



إعادة ترتيب:



2- (أ) تدوين لويس للجزيئات والأيونات التالية:



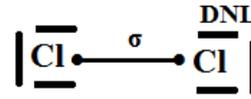
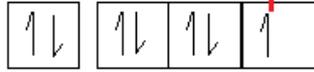
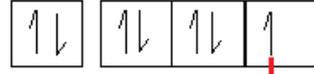
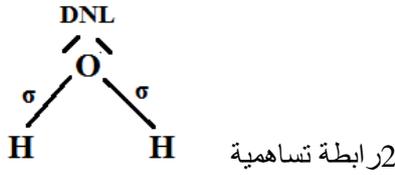
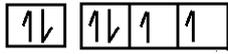
H₂O :

1H : 1s¹



⁸O : 1s² 2s² 2p⁴

⁸O : [2He] 2s² 2p⁴

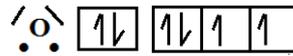


رابطة تساهمية أحادية بسيطة : σ

أزواج الكترونية غير رابطة : DNL

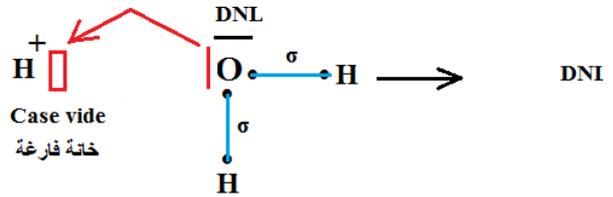
H₃O⁺ : ⁸O : 1s² 2s² 2p⁴ ; [2He] 2s² 2p⁴

¹H : 1s¹ (2H et 1H⁺) et H⁺ : 1s⁰



liaison dative (LD)

رابطة تساهمية

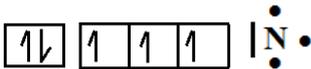


روابط تساهمية 2 et رابطة تساهمية 1

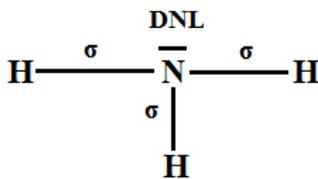
NH₃ :

⁷N : 1s² 2s² 2p³

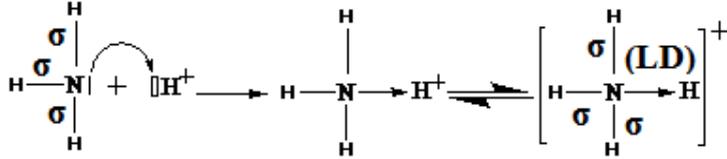
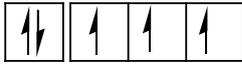
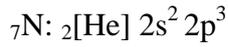
⁷N : 1s² 2s² 2p³ ; [2He] 2s² 2p³



¹H : 1s¹



NH_4^+ :



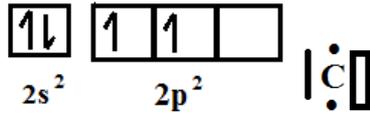
1 رابطة تساندية و 3 روابط تساهمية

${}^1\text{H}: 1s^1$ (3H et 1H^+) et $\text{H}^+: 1s^0$



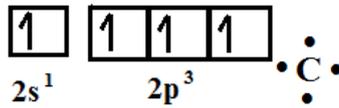
C_2H_6 :

$\text{C} (Z=6): 1s^2 2s^2 2p^2$

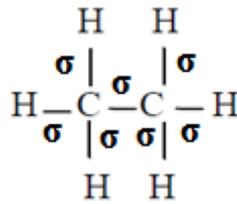


إعادة ترتيب:

$\text{C}^*: 1s^2 2s^1 2p^3$



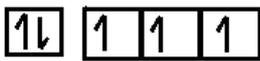
${}^1\text{H}: 1s^1$ (6H)



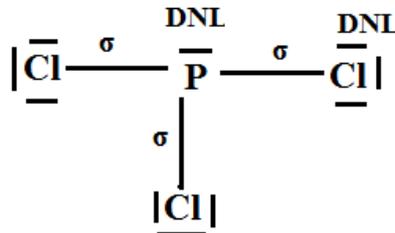
7 روابط تساهمية

PCl_3 :

${}^{15}\text{P}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

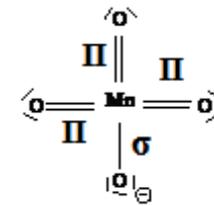
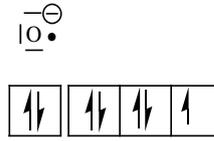
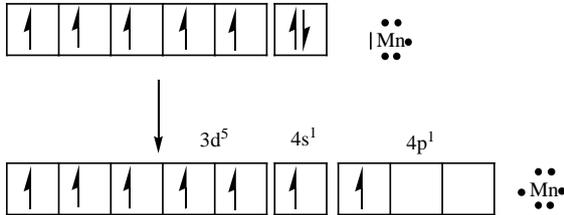
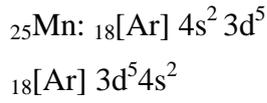


${}^{17}\text{Cl}: [{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^5 \quad \cdot\ddot{\text{P}}\cdot$



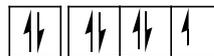
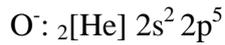
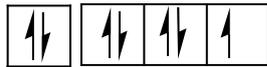
3 روابط تساهمية

MnO₄⁻ :



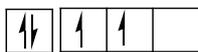
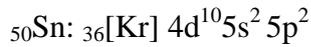
روابط تساهمية

ClO₂⁻ :



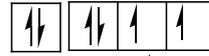
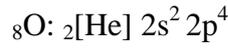
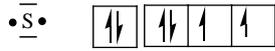
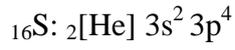
رابطه تساهمية + رابطه تساندية

SnCl₂ :

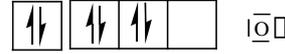


روابط تساهمية

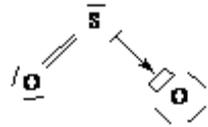
SO₂ :



Kernigement ↓

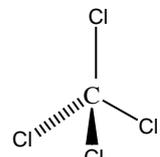
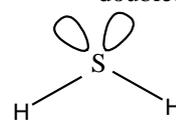


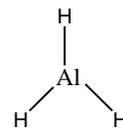
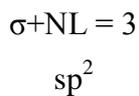
رابطة تساندية + رابطة تساهمية



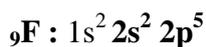
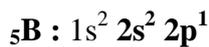
ب- المركبات التي لا تحترم قاعدة الثمانية هي: H₂ (تحترم القاعدة الثمانية)، SnCl₂.

التمرين رقم 2:

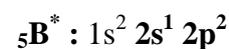
المركب	النوع	التهجين	التمثيل
CCl ₄	AX ₄	$\sigma + NL = 4 + 0 = 4$ sp ³	 رباعي الوجوه ; $\alpha = 109,28^\circ$ doublet non liant
H ₂ S	AX ₂ E ₂	$\sigma + NL = 2 + 2 = 4$ sp ³	 شكل V
HCN	AX ₂	$\sigma + NL = 2$ sp	H—C≡N خطي (180°)



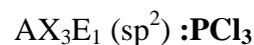
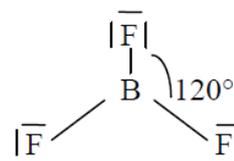
مثلت ; $\alpha = 120^\circ$



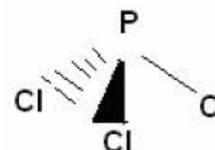
BF₃: 3 روابط من أين تذهب إلى الشكل المثير للبور B.



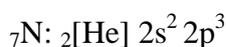
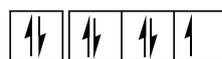
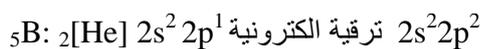
(AX₃) sp² يكون جزيء BF₃ مسطحًا بزاوية 120 درجة.

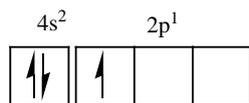


هذا الجزيء هرم ذو قاعدة مثلثة بزاوية أقل من 109.5 درجة.

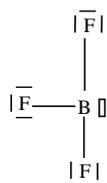
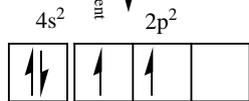


تمرين رقم 03:





Reangement

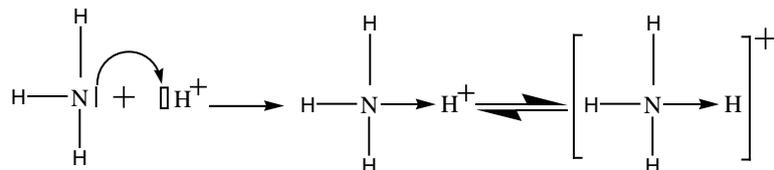


$$\sigma + NL = 3 + 0 = 3 ; sp^2 ;$$

شكل مثلثي

(3 روابط تساهمية)

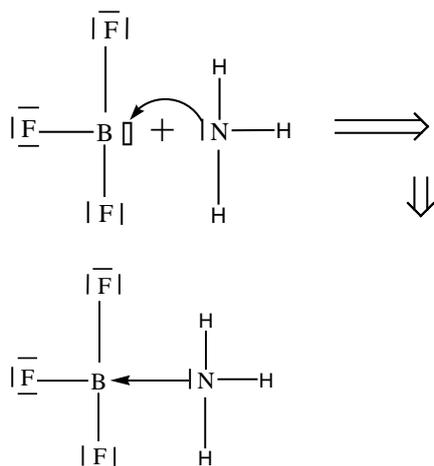
NH₄⁺



$$\sigma + NL = 4 + 0 = 4 ; sp^3 ; \text{ شكل رباعي الوجوه ;}$$

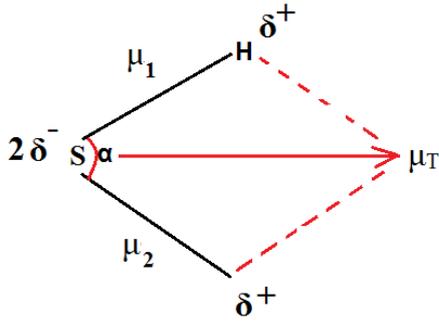
(1) رابطة تساندية + 3 روابط تساهمية)

BF₃NH₃



تمرين رقم 4:

أ) ينتج العزم ثنائي القطب μ لـ H_2S من مجموع العزوم الخاصة بكل من رابطتي كل من روابط S-H:



$$\vec{\mu}_T = \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = 2 \vec{\mu}_{S-H}$$

$$\mu = 2 \mu_{S-H} \cdot \cos(\alpha/2)$$

نحسب العزم ثنائي القطب لرابطة S-H : $\mu_{S-H} = 0.7 \text{ D}$

(ب) نحسب الطابع الأيوني الجزئي لرابطة S-H:

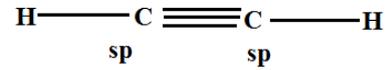
$$\mu_{S-H} = \delta \cdot d \text{ et } \mu_{\text{ionique}} = e \cdot d$$

$$\% \text{ ionique} = \% i = (\mu_{S-H} / \mu_i) \times 100 = 11,3\%$$

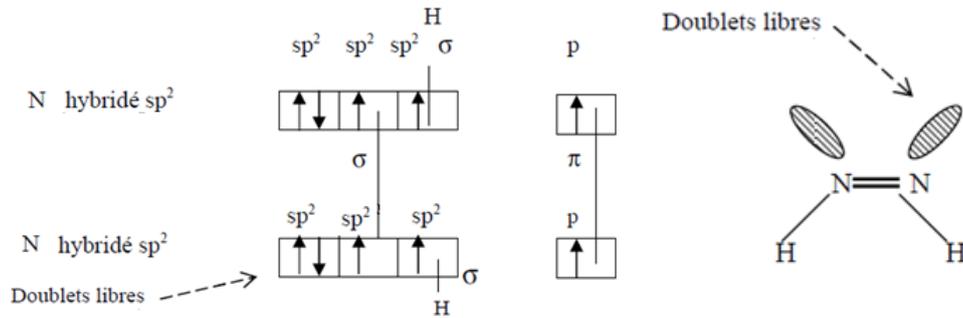
التمرين رقم 5:

C_2H_2 : الكربون يتهجن ب sp

C_2H_2 : هو مركب خطي

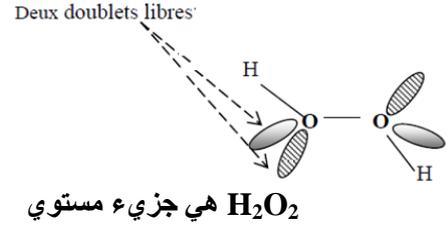
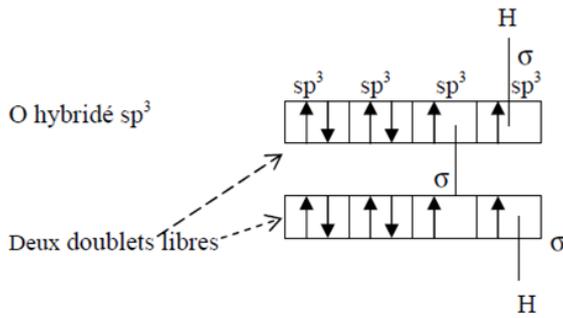


N_2H_2 :

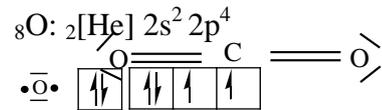
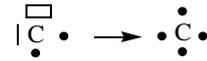
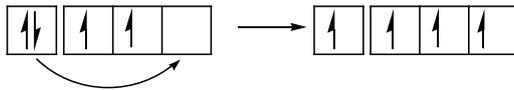
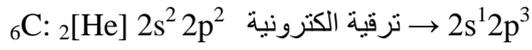
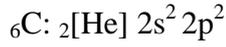


N_2H_2 هي جزيء مستوي

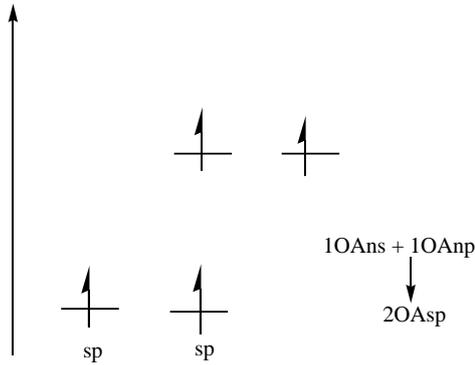
H₂O₂ :



CO₂ :



لدينا مداريان يشكلان رابطتين من σ سندات و مدارين π يشكلان رابطتين من النوع π أي OA1 (مدار ذري) S تختلط مع OA P لتشكل تهجين sp



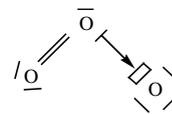
الهندسة الخطية \rightarrow تهجين sp ($\alpha = 180^\circ$)

O₃ :

(8O) يجب عمل التوزيع والتشكيل الالكتروني للأوكسجين

لتحديد نوع كل رابطة (التساهمية أو تساندية).

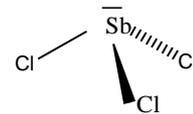
زاوي (sp^2)



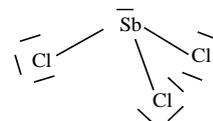
SbCl₃ : (${}_{51}\text{Sb}$ et ${}_{17}\text{Cl}$)

$sp^3 \rightarrow$ رباعي الوجوه $\alpha = 107^\circ$

هرم ثلاثي



ou



المراجع

COURS DE CHIMIE Avec EXERCICES. Réalisé par Dr. Kahina KOUACHI. UNIVERSITE ABDE RAHMANE MIRA, FACULTE DES SCIENCES DE LA NATURE ET DE LA VIE, DEPARTEMENT DES TRONCS COMMUNS.

EXERCICES CORRIGES DE STRUCTURE DE LA MATIERE ET DE LIAISONS CHIMIQUES. REALISE PAR LES PROFESSEURS : CHERKAOUI EL MOURS LI FOUZIA RHALIB KNIAZEVA ALBINA NABIH KHADIJA. INESCO.

EXERCICES RÉSOLUS DE CHIMIE PHYSIQUE. LES COURS DE PAUL ARNAUD. REVUE PAR FRANÇOISE ROUQUEROL, GILBERTE CHAMBAUD ET ROLAND LISSILLOUR AVEC LA COLLABORATION DE ABDOU BOUCEKKINE, RENAUD BOUCHET, FLORENCE BOULC'H ET VIRGINIE HORNEBECQ. 3^E EDITION 2013.

UE1 : CHIMIE – CHIMIE PHYSIQUE : MODELES POUR L'ATOME. PIERRE-ALEXIS GAUCHARD AGREGE DE CHIMIE. UNIVERSITE JOSEPH FOURIER DE GRENOBLE. ANNEE UNIVERSITAIRE 2011/2012.

COURS DE CHIMIE STRUCTURE DE LA MATIERE. DR. DROUA ZOHRA. UNIVERSITE DES SCIENCES ET DE LA TECHNOLOGIE D'ORAN MOHAMED BOUDIAF. FACULTE DE GENIE CIVIL ET D'ARCHITECTURE. DEPARTEMENT DE GENIE CIVIL.

STRUCTURE DE LA MATIERE CHIMIE 1 –COURS & EXERCICES. PRESENTE PAR : DR BENDAOU D NADIA. UNIVERSITE DES SCIENCES ET DE LA TECHNOLOGIE D'ORAN « MOHAMMED BOUDIAF » FACULTE DE GENIE MECANIQUE. LMD 1 ANNEE ST. 2015-2016.

EXERCICES CORRIGES DE STRUCTURE DE LA MATIERE ET DE LIAISONS CHIMIQUES. PR. CHERKAOUI EL MOURS LI PR. FOUZIA RHALIB KNIAZEVA PR. ALBINA NABIH KHADIJA.

CHIMIE GENERALE ET ORGANIQUE. SERIES DE TRAVAUX DIRIGES ET SOLUTIONS. HASSIBA BEN BOUALI UNIVERSITY OF CHLEF. FACULTY OF NATURE AND LIFE SCIENCES. DEPARTMENT OF COMMON CORE SCIENCES OF NATURE AND LIFE.

CHIMIE TRAVAUX DIRIGES. UNIVERSITE PARIS-EST MARNE-LA-VALLEE UPEM - CHIMIE – S1-PC-SPI-SPA – TRAVAUX DIRIGES - 1^{ER} SEM 2016/2017.

ATOMES ET MOLECULES TRAVAUX DIRIGES (SUJETS D'EXAMENS ET LES CORRIGES DES TD). COURS DE THIERRY BRIERE.

CHIMIE GENERALE ET ORGANIQUE - SERIES DE TRAVAUX DIRIGES ET SOLUTIONS. HASSIBA BEN BOUALI UNIVERSITY OF CHLEF. FACULTY OF NATURE AND LIFE SCIENCES. DEPARTEMENT OF COMMON CORE SCIENCES OF NATURE AND LIFE.