

Ministère de l'Enseignement Supérieur
et de la Recherche Scientifique
Université 20 août 1955 - Skikda



وزارة التعليم العالي والبحث العلمي
جامعة 20 أوت 1955 - سكيكدة

كلية العلوم
Faculté des Sciences
قسم الكيمياء
Département de Chimie

مطبوعة بيداغوجية

كيمياء 1 - بنية المادة -

مطبوعة بيداغوجية موجهة لطلبة السنة الأولى علوم المادة

إعداد الدكتور : خليفة بغدوش عمار
أستاذ محاضر (ب)

السنة الجامعية 2020/2019

المحتويات

1	مقدمة
3	1. الفصل الأول : مفاهيم أساسية
3	1.1. الحالات الفيزيائية للمادة
3	2.1. تغير حالات المادة
3	3.1. تعاريف
3	1.3.1. تعريف الذرة
3	2.3.1. الجزيء
4	3.3.1. الجسم النقي
4	4.3.1. المزيج
4	5.3.1. الكتلة الذرية والكتلة الجزيئية
4	4.1. القوانين الكتلية والحجمية في الكيمياء
4	1.4.1. قانون انحفاظ الكتلة (قانون لافوازييه Lavoisier)
4	2.4.1. قانون النسب الثابتة (قانون بروست Proust)
5	3.4.1. قانون النسب المضاعفة (قانون دالتون Dalton)
5	4.4.1. قانون الأعداد المتناسبة (قانون ريشر Richter)
5	5.4.1. قانون النسب الحجمية للغازات (قانون غاي لوساك Gay - Lussac)
6	6.4.1. التراكيز
6	7.4.1. الكتلة الحجمية
6	8.4.1. الكثافة
9	2. الفصل الثاني : بنية الذرة
9	1.2. المحتويات العنصرية للذرة
9	1.1.2. الإلكترون
9	2.1.2. النواة
9	1.2.1.2. تبيان وجود النواة
10	2.2.1.2. وصف النواة
11	2.2. التكافؤ كتلة- طاقة
12	3.2. النظائر
12	1.3.2. تعريف النظائر
12	2.3.2. الكتلة الذرية الوسطية للنظائر

13	4.2. مفاهيم أساسية للإشعاعية
13	1.4.2. الإشعاعية الطبيعية
13	2.4.2. طبيعة الإشعاع
14	3.4.2. الطاقة المرافقة للتفاعل الإشعاعي
15	4.4.2. تعريف الدور (نصف العمر)
16	5.4.2. الأسر المشعة الطبيعية
16	6.4.2. الإشعاعية الاصطناعية والتفاعلات النووية
19	3. الفصل الثالث : النماذج التقليدية للذرة.....
19	1.3. النموذج الكوكبي للذرة
19	1.1.3. دراسة تجريبية لذرة الهيدروجين
19	2.1.3. فرضية رذرفورد
20	3.1.3. عيوب النموذج
20	2.3. نظرية الكم
20	3.3. نموذج بور لذرة الهيدروجين
21	1.3.3. مستويات الطاقة لذرة الهيدروجين
22	2.3.3. خطوط الطيف لذرة الهيدروجين
23	3.3.3. طاقة التأين لذرة الهيدروجين
23	4.3. نظرية بور لأشباه الهيدروجين
26	4. الفصل الرابع : بنية الذرات في الميكانيك الموجي.....
26	1.4. مقدمة
26	2.4. مبدأ عدم التأكد لهايزنبرغ (Werner Heisenberg)
26	3.4. معادلة شرودينجر (Erwin Schrödinger)
27	4.4. أعداد الكم
27	1.4.4. عدد الكم الرئيسي (n)
27	2.4.4. عدد الكم الثانوي (l)
27	3.4.4. عدد الكم المغناطيسي (m)
27	4.4.4. عدد الكم المغزلي (s)
27	5.4. تمثيل المحطات الذرية بالحجيرات الكمية
28	6.4. التوزيع الإلكتروني على المحطات الذرية
28	1.6.4. قاعدة كليشوفسكي
29	2.6.4. استخدام الغاز الحامل في التوزيع الإلكتروني
30	3.6.4. العناصر الشاذة

30	7.4. شكل المحطات الذرية
33	5. الفصل الخامس : التصنيف الدوري للعناصر.....
33	1.5. الجدول الدوري للعناصر
33	1.1.5. وصف الجدول الدوري للعناصر
33	1.1.1.5. دراسة الدورات (الأسطر)
33	2.1.1.5. دراسة الأعمدة
34	2.1.5. تحديد موقع عنصر في الجدول الدوري
35	2.5. الخواص الدورية للعناصر
35	1.2.5. طاقة التأين (Ei)
35	1.1.2.5. تغير طاقة التأين الأولى في الجدول الدوري
36	2.2.5. الألفة الإلكترونية (AE)
37	3.2.5. نصف القطر الذري (ra)
37	4.2.5. الكهروسالبية (en)
40	6. الفصل السادس : الرابطة الكيميائية وهندسة الجزيئات.....
40	1.6. الرابطة الكيميائية
40	1.1.6. تمثيل لويس
40	2.1.6. قاعدة الثمانية
40	3.1.6. النماذج التقليدية للروابط الكيميائية
44	2.6. هندسة الجزيئات
44	1.2.6. الأشكال الهندسية للجزيئات والتجهين
44	1.1.2.6. التجهين الرباعي (sp ³)
46	2.1.2.6. التجهين المثلي (sp ²)
47	3.1.2.6. التجهين القطري (sp)
49	2.2.6. نظرية هيلسبي
53	تمارين محلولة.....
59	مصطلحات كيميائية مترجمة.....
60	قيم بعض الثوابت الفيزيائية في الكيمياء
61	المراجع.....

مقدمة

الكيمياء هي أحد فروع العلم التي تختص بالدراسة التفصيلية للعناصر والمواد، والتطرق إلى خواصها وسلوكها والتفاعلات التي تطرأ عليها، وبنيتها، وتركيبها، وكل ما يتعلق بالمادة من تغيرات. تنشعب الكيمياء إلى شعب مختلفة، ما بين الكيمياء العضوية واللاعضوية، والكيمياء التحليلية، والحيوية، والفيزيائية، والحركية، والحرارية، والكمية، لتعكس من خلال هذا التنوع تنوع جوانب الحياة التي تتناولها.

وبعد تطور الكيمياء والتغلغل في أعماق المادة أصبح من الضروري معرفة كل ما توصل إليه العلم من بنية الذرات وطبيعة الجسيمات المكونة للمادة، وربط جميع التفاعلات ببنية الذرات، ولقد ساعدنا اكتشاف تفكك العناصر المشعة، أنواع الأشعة المختلفة على فهم موضوعات كثيرة كانت غامضة.

ونظرًا لنقص الكتب والمراجع العلمية باللغة العربية، قمت بإعداد هذه المطبوعة لطلاب السنة الأولى الجامعية، وحرصًا على أن تكون في متناول الطلبة جاء عرض محتويات ومضمون المطبوعة بأسلوب بسيط من غير تعقيد حتى يتمكن الطالب من الإلمام بمختلف جوانبها، وهي عبارة عن مجموعة محاضرات في مقياس كيمياء 1، وقد تم فيها مراعاة موافقة المقرر الدراسي للمقياس الخاص بمستوى السنة الأولى علوم المادة، وتتضمن هذه المطبوعة ستة فصول سنذكرها بالترتيب وباختصار كما يلي:

يبحث الفصل الأول المفاهيم الأساسية والقوانين الكتلية والحجمية في الكيمياء، أما الفصل الثاني يقدم الحقائق التجريبية التي أدت إلى معرفة تركيب الذرة الداخلي، بالإضافة إلى النظائر، والإشعاعية، ويتناول الفصل الثالث بالشرح والتفصيل النماذج التقليدية للذرة، أما الفصل الرابع يتعرض إلى بنية الذرات في الميكانيك الموجي، الأعداد الكمية الأربعة، التوزيع الإلكتروني وشكل المحطات الذرية، أما الفصل الخامس يتناول الجدول الدوري للعناصر وأهم الخواص الدورية في هذا الجدول، يتعرض الفصل السادس إلى دراسة الرابطة الكيميائية، التهجين والشكل الهندسي لبعض الجزيئات حسب نظرية جيلسي. وقمنا في الأخير بعرض قائمة من المراجع التي اعتمدنا عليها في هذه المطبوعة.

وأخيرًا، أتمنى أن أكون قد وفقت في تقديم ولو مساهمة بسيطة في أن تكون هذه المطبوعة مرجعًا مفيدًا للأساتذة والطلبة، وأملني كبير في أن لا يبخل علينا أحد في إبداء أي ملاحظة أو تصويب.

الفصل الأول

مفاهيم أساسية

- 1.1. الحالات الفيزيائية للمادة 3
- 2.1. تغير حالات المادة 3
- 3.1. تعاريف 3
- 1.3.1. تعريف الذرة 3
- 2.3.1. الجزيء 3
- 3.3.1. الجسم النقي 4
- 4.3.1. المزيج 4
- 5.3.1. الكتلة الذرية والكتلة الجزيئية 4
- 4.1. القوانين الكتلية والحجمية في الكيمياء 4
- 1.4.1. قانون انحفاظ الكتلة (قانون لافوازييه Lavoisier) 4
- 2.4.1. قانون النسب الثابتة (قانون بروست Proust) 4
- 3.4.1. قانون النسب المضاعفة (قانون دالتون Dalton) 5
- 4.4.1. قانون الأعداد المتناسبة (قانون ريشتر Richter) 5
- 5.4.1. قانون النسب الحجمية للغازات (قانون غاي لوساك Gay - Lussac) 5
- 6.4.1. التراكيز 6
- 7.4.1. الكتلة الحجمية 6
- 8.4.1. الكثافة 6

1. مفاهيم أساسية

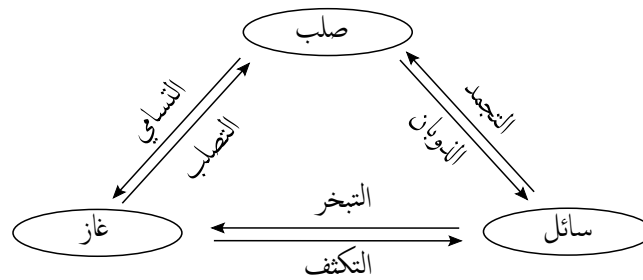
1.1. الحالات الفيزيائية للمادة

توجد المادة في الطبيعة على ثلاث حالات تُعرف بالحالات الفيزيائية للمادة وهي:

- الحالة الصلبة: تتميز الحالة الصلبة للمادة بأنها ذات شكل وحجم محددين، ويعود ذلك إلى ترابط الجزيئات المكونة للمادة بشكل قوي.
- الحالة السائلة: تمتلك المادة في الحالة السائلة حجمًا مُحددًا، ولكن شكلها لا يكون ثابتًا حيث تأخذ شكل الإناء الذي توضع فيه.
- الحالة الغازية: تتميز المادة في هذه الحالة بخاصية التمدد فالغاز يأخذ شكل وحجم الإناء الذي يوضع فيه لأن الجزيئات المكونة لهذه المادة حرة تمامًا وهي في حركة عشوائية.

2.1. تغير حالات المادة

يمكن أن تتحول المادة من حالة فيزيائية إلى أخرى وذلك حسب شروط الضغط ودرجة الحرارة كالتالي:



3.1. تعاريف

1.3.1. تعريف الذرة

هي كمية من المادة متناهية في الصغر، رتبة كبر كتلتها 10^{-26}Kg ، وأبعادها تساوي بضع أنغسترومات، تتكون الذرة من نواة في المركز والتي تحتوي بدورها على بروتونات (هي التي تُعطي الشحنة الموجبة للنواة) ونيوترونات (لا شحنة لها) ومن إلكترونات التي تدور حول النواة وهي سالبة الشحنة.

يُرمز إلى كل عنصر كيميائي بالرمز: ${}^A_Z X$

حيث:

Z: هو العدد الذري، ويُمثل عدد البروتونات كما يمثل عدد الإلكترونات في حالة الذرة المتعادلة كهربائيًا.

A: هو العدد الكتلي.

$$A = Z + N$$

N: يُمثل عدد النيوترونات.

2.3.1. الجزيء

تتجمع الذرات لإعطاء الجزيئات، إذاً فالجزيء هو اتحاد ذرات متماثلة أو مختلفة. يمكن أن يحتوي الجزيء على ذرة أو ذرتين أو أكثر فيكون أحادي الذرة، ثنائي الذرة أو متعدد الذرات.

إذا كانت الذرات متشابهة يُسمى الجزيء جزيئًا بسيطًا مثل: N_2, O_2

إذا كانت الذرات مختلفة يُسمى الجزيء جزيئاً مركباً مثل: CO_2 , HCl

3.3.1. الجسم النقي

هو عبارة عن مادة مكونة من جزيئات متماثلة.

- الجسم النقي البسيط: وحدته الجزيئية مكونة من ذرات متشابهة مثل: O_3 , H_2 , N_2 , O_2 ، التحليل الكيميائي لهذا الجسم يُعطي العنصر.

- الجسم النقي المركب: إذا اختلفت ذرات الجزيء ذاته الذي يتكرر كان الجسم مركباً مثل: CO_2 , H_2O , CH_4 , HCl ، التحليل الكيميائي لهذا الجسم يُعطي الجسم النقي البسيط ثم العنصر.

4.3.1. المزيج

يتكون المزيج من عدة أجسام نقية في آن واحد مثل: الهواء.

- المزيج المتجانس: يتكون من طور واحد، يستحيل فصل مكوناته بطريقة بسيطة مثل: ماء + كحول.

- المزيج غير المتجانس: يتكون من أكثر من طور، ويمكن التمييز ما بين مكوناته مثل: ماء + زيت.

5.3.1. الكتلة الذرية والكتلة الجزيئية

سنعتبر عدداً كبيراً من الجزيئات قدره 6.022×10^{23} جزيء، نرمز لهذا العدد بـ N ، يُسمى هذا العدد بعدد أفوقادرو وهو يعادل مقداراً يُسمى "المول".

الكتلة الذرية هي كتلة N ذرة، ويرمز لها بـ A .

مثال: الكتلة الذرية للكربون هي: 12 g/mol

الكتلة الذرية للصوديوم هي: 23 g/mol

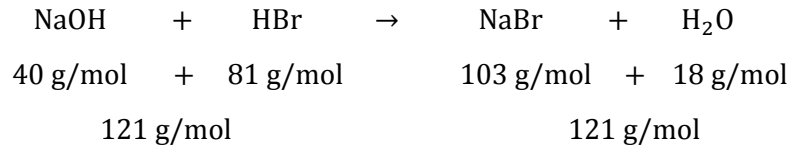
عدد ذرات الكربون المتواجدة في 12 g من مادة الكربون هو نفسه عدد ذرات الصوديوم المتواجدة في 23 g من مادة الصوديوم.

الكتلة الجزيئية: الكتلة الجزيئية تُساوي مجموع الكتل الذرية، بمعنى آخر كتلة N جزيء أو كتلة 1 mol من الجزيئات.

4.1. القوانين الكتلية والحجمية في الكيمياء

1.4.1. قانون انحفاظ الكتلة (قانون لافوازييه (Lavoisier))

أثناء التفاعل الكيميائي لا تحدث خسارة ولا اكتساب للكتلة (الكتلة تبقى ثابتة) باستثناء التفاعلات التي تحرر طاقات كبيرة (التفاعلات النووية). أي أن مجموع كتل المواد المتفاعلة يساوي مجموع كتل المواد الناتجة.
مثال:



2.4.1. قانون النسب الثابتة (قانون بروست (Proust))

عندما تتحد عناصر لتعطي مركب ما فإن هذا الاتحاد يتم دائماً بنسب وزنية ثابتة، مهما كان مصدر هذا المركب أو طريقة تحضيره.

مثال: يتكون غاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2) من 3 g من الكربون و 8 g من الأوكسجين مما كان نوع التفاعل المستعمل للحصول على CO_2 .

3.4.1. قانون النسب المضاعفة (قانون دالتون Dalton)

عندما يتحد العنصر A مع العنصر B لتشكيل أكثر من مركب واحد، فإن كتل العنصر A التي تتحد مع نفس الكتلة من العنصر B تُكوّن فيما بينها نسب عددية بسيطة.
مثال:

في الماء (H_2O) يتحد 16 g من الأوكسجين مع 2 g من الهيدروجين.
أما في الماء الأوكسجيني (H_2O_2) يتحد 32 g من الأوكسجين مع 2 g من الهيدروجين.
نلاحظ أن النسبة $16/32$ نسبة بسيطة أي نسبة مضاعفة.

4.4.1. قانون الأعداد المتناسبة (قانون ريشتر Richter)

إذا اتحد العنصران A و B مع العنصر C، وكانت النسبة بين كتلي A و B اللتين تتحدان مع نفس الكتلة C هي M، وإذا اتحد العنصران A و B مع بعضها بنسبة كتلية N، فإن قانون الأعداد المتناسبة يشترط أن يكون:

$$N = r \cdot M$$

حيث r نسبة بسيطة أو عدد طبيعي.

مثال: الكبريت ($A = S$)، الأوكسجين ($B = O$)، الهيدروجين ($C = H$).

S و O يتحدان مع نفس الكتلة من H لتكوين H_2S و H_2O .

S و O يتحدان مع بعضها لتكوين SO_2 .

لدينا في H_2O يتحد 2 g من الهيدروجين مع 16 g من الأوكسجين.

وفي H_2S يتحد 2 g من الهيدروجين مع 32 g من الكبريت.

وفي SO_2 يتحد 32 g من الأوكسجين مع 32 g من الكبريت.

من H_2O و H_2S نحصل على:

$$M = \frac{32}{16} = 2$$

ومن SO_2 نحصل على:

$$N = \frac{32}{32} = 1$$

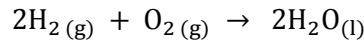
وفي هذه الحالة يكون:

$$r = \frac{N}{M} = \frac{1}{2}$$

5.4.1. قانون النسب الحجمية للغازات (قانون غاي لوساك Gay - Lussac)

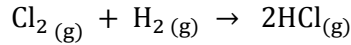
عند اتحاد غازين مع بعضها يكون ذلك بنسبة حجمية بسيطة، وإذا كان الناتج غازيًا هو الآخر يكون حجمه على شكل نسبة بسيطة مع حجم الغازين المتحدين.

مثال 1:



اتحاد الهيدروجين بالأكسجين يتم بنسبة 2 حجم من غاز الهيدروجين إلى 1 حجم من غاز الأكسجين أي بنسبة حجمية بسيطة.

مثال 2:



اتحاد حجم واحد من غاز الكلور مع حجم واحد من غاز الهيدروجين ليشكلا حجان من كلور الهيدروجين.

6.4.1. التراكيز

- المولارية (التركيز المولي): هي عدد مولات المذاب في لتر من المحلول، وحدتها mol/l أو M.

- التركيز الكتلي: هو كتلة المذاب في لتر من المحلول (g/l).

- المولالية (التركيز المولي): هي عدد مولات المذاب في 1Kg من المذيب (mol/Kg).

- النظامية: هي عدد المكافئات الغرامية في لتر من المحلول، وحدتها (éq.g/l) أو N.

حيث: النظامية = n × المولارية

n : عدد مولات أيونات H⁺ في حالة المحلول الحمضي أو عدد مولات OH⁻ في حالة المحلول القاعدي ، كما تُمثل عدد الإلكترونات المتبادلة في تفاعلات الأكسدة والإرجاع.

7.4.1. الكتلة الحجمية

الكتلة الحجمية لمادة صلبة، سائلة أو غازية هي نسبة كتلتها على حجم هذه الكتلة، ويُرمز لها بـ ρ حيث:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (\text{g/cm}^3)$$

m : كتلة المادة.

V : حجم نفس الكتلة من المادة.

8.4.1. الكثافة

• إذا كانت المادة في حالة صلبة أو سائلة: تُحسب كثافتها بالنسبة للماء وهي نسبة كتلة حجم من المادة على كتلة نفس الحجم من الماء، تكون قيمتها مساوية لقيمة الكتلة الحجمية، الكثافة ليس لها وحدة.

$$d = \frac{m_{(l,s)}}{m_{(\text{H}_2\text{O})}} = \frac{\rho_{(l,s)} \times V}{\rho_{(\text{H}_2\text{O})} \times V} = \frac{\rho_{(l,s)}}{\rho_{(\text{H}_2\text{O})}} = \rho_{(l,s)}$$

حيث: $\rho_{(\text{H}_2\text{O})} = 1 \text{ g/cm}^3$

• إذا كانت المادة في حالة غازية: تُحسب كثافتها بالنسبة للهواء حيث:

$$d = \frac{m_{(\text{g})}}{m_{(\text{air})}} = \frac{\rho_{(\text{g})} \times V}{\rho_{(\text{air})} \times V} = \frac{\rho_{(\text{g})}}{\rho_{(\text{air})}}$$

حيث:

m(g) : كتلة حجم من الغاز.

$m_{(air)}$: كتلة نفس الحجم من الهواء.

$\rho_{(g)}$: الكتلة الحجمية للغاز.

$\rho_{(air)}$: الكتلة الحجمية للهواء.

عند الشروط النظامية ($T = 0^{\circ}C, P = 1 \text{ atm}$):

$$\rho_{(air)} = 1.293 \text{ g/L}$$

الفصل الثاني

بنية الذرة

9	1.2. المحتويات العنصرية للذرة
9	1.1.2. الإلكترون
9	2.1.2. النواة
9	1.2.1.2. تبيان وجود النواة
10	2.2.1.2. وصف النواة
11	2.2. التكافؤ كتلة - طاقة
12	3.2. النظائر
12	1.3.2. تعريف النظائر
12	2.3.2. الكتلة الذرية الوسطية للنظائر
13	4.2. مفاهيم أساسية للإشعاعية
13	1.4.2. الإشعاعية الطبيعية
13	2.4.2. طبيعة الإشعاع
14	3.4.2. الطاقة المرافقة للتفاعل الإشعاعي
15	4.4.2. تعريف الدور (نصف العمر)
16	5.4.2. الأسر المشعة الطبيعية
16	6.4.2. الإشعاعية الاصطناعية والتفاعلات النووية

2. بنية الذرة

1.2. المحتويات العنصرية للذرة

الذرة هي أصغر كمية من المادة يمكن أن توجد في الجزيء، تقبل الذرة الانقسام إلى دقائق أصغر منها وهي الإلكترون، النوترون والبروتون.

1.1.2. الإلكترون

هو دقيقة متناهية في الصغر ذات شحنة سالبة، حدد ميليكان شحنتها وهي الشحنة العنصرية وتساوي: $| -e | = 1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$ ، وحدد جيجي تومسون نسبة الشحنة على الكتلة فوجدها تساوي:

$$\frac{e}{m_e} = 1.759 \times 10^{11} \text{ C/kg}$$

من القيمتين المذكورتين استخرجت كتلة الإلكترون.

$$m_e = \frac{e}{e/m_e} = \frac{1.602 \times 10^{-19}}{1.759 \times 10^{11}} \Rightarrow m_e = 9.1093 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

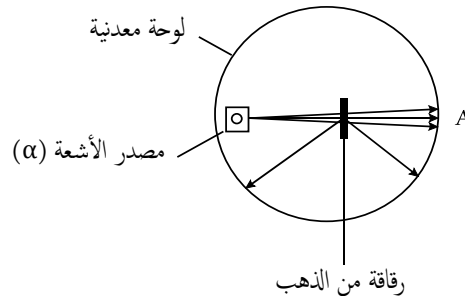
ويرمز للإلكترون بالرمز: ${}_{-1}^0e$

2.1.2. النواة

1.2.1.2. تبيان وجود النواة

تجربة رذرفورد (1909)

- يوضع مُرسِل إشعاع α (${}^4_2\text{He}^{+2}$) داخل لوحة معدنية دائرية الشكل مُغطى سطحها الداخلي بطبقة من كبريتيد الزنك (ZnS).
- تُشكل حزمة الدقائق α بقعة مضيئة في (A) ولا يظهر أي وميض على باقي السطح الداخلي للوحة.
- يوضع على مسار الحزمة α صفيحة رقيقة جداً من الذهب.



الملاحظة

لاحظ رذرفورد أن أغلب الدقائق α اجتازت الصفيحة دون أن تعاني أي انحراف، ونسبة ضئيلة جداً انحرفت عن مسارها، ووجد نسبة قليلة جداً لم تنفذ من صفيحة الذهب وارتدت عكس مسارها.

تفسير التجربة

- افترض رذرفورد من أجل تفسير النتائج السابقة بأن الشحنة الموجبة للنواة وكتلتها (ناقص كتلة الإلكترونات) متركزان في نواة صغيرة جدًا في مركز الذرة وتصور سلسلة من الفرضيات تُحقق هذه التجربة:
- الذرة في مجملها فارغة تقريبًا ولا تملأ المادة بصورة منتظمة في الحجم الذي تشغله، فبنيتها ذات فجوات.
 - تُؤلّد الشحنة الموجبة حقلًا كهربائيًا حول النواة، وعندما تقترب الدقائق α المشحونة بشحنة موجبة أيضًا فإنها تخضع إلى قوة كهربائية للتنافر.
 - يزداد انحراف الدقيقة α عن اتجاهها الأصلي عند اقترابها من النواة ولا يشكل الإلكترون عائقًا أمامها لأن كتلتها أكبر بكثير من كتلة الإلكترون بالإضافة إلى قوة التجاذب بينها.

استنتاج رذرفورد

تتمركز الكتلة في مجملها تقريبًا في منطقة صغيرة جدًا مشحونة بشحنة موجبة هي النواة وتدور الإلكترونات ذات الشحنة السالبة في الفراغ الكبير حول النواة.

2.2.1.2. وصف النواة

الشحنة النووية: برهن العالم شادويك أن عدد الشحنات العنصرية التي تحملها النواة يطابق العدد الذري Z للعنصر وهي: $+Ze$
أبعاد النواة: حدد رذرفورد نصف قطر النواة فكان قريبًا من 10^{-14} m وكان أقل من نصف قطر الذرة بـ 10^4 مرة.

$$\Rightarrow \frac{r_A}{r_N} = 10^4$$

تركيب النواة: تحتوي النواة على دقائق تُدعى نيكليونات وهي البروتونات والنترونات.

- **البروتون:** اكتشف من طرف العالم رذرفورد، شحنته شحنة موجبة وتساوي: $+e = 1.602 \times 10^{-19}$ C وكتلته تساوي: $m_p = 1.6726 \times 10^{-27}$ kg وهي كتلة معتبرة بالنسبة لكتلة الإلكترون حيث: $m_p = 1836.1 \times m_e$ ، يُرمز للبروتون بـ ${}^1_1\text{P}$ أو ${}^1_1\text{H}$

- **النترون:** اكتشف من طرف العالم شادويك، النترون متعادل أي شحنته معدومة وكتلته متقاربة مع كتلة البروتون وتساوي: $m_n = 1.6749 \times 10^{-27}$ kg وهي كتلة معتبرة بالنسبة لكتلة الإلكترون حيث: $m_n = 1836.6 \times m_e$ ، عدد النترونات في النواة أكثر عمومًا من عدد البروتونات.

العدد الكتلي: هو العدد التام الأقرب إلى الكتلة الذرية و A يساوي العدد الكلي للنيكليونات حيث: $A = Z + N$

يُطلق على نوع الأنوية اسم نوكلويد ويُمثل بالرمز: ${}^A_Z\text{X}$

مثال:

العنصر	المنغنيزيوم	الألمنيوم	الكربون	الفليور
${}^A_Z\text{X}$	${}^{55}_{25}\text{Mn}$	${}^{27}_{13}\text{Al}$	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{19}_9\text{F}$
عدد البروتونات (Z)	25	13	6	9
عدد النترونات (N = A - Z)	30	14	6	10

ملاحظة

لقد تم تبيان وجود دقائق أخرى ذات أصل نووي إلى جانب النيكليونات، تنتج هذه الدقائق من الأنوية الغير مستقرة عن طريق التفاعلات الإشعاعية مثل: البوزترون (e^+) والنيغترون (e^-)، وهذا عندما يتحول البروتون إلى نوترون أو العكس.

2.2. التكافؤ كتلة- طاقة

إن كتلة النواة أقل من مجموع كتل البروتونات والنيوترونات التي تكونها والفارق بينها هو النقص في الكتلة، إن تكوين النواة يرافقه إمتصاص هام جدًا للطاقة حيث تُعطى هذه الطاقة من طرف مكونات النواة على شكل مقدار ضئيل في الكتلة (Δm)، يتحول هذا النقص في الكتلة إلى طاقة ارتباط النواة حسب مبدأ تكافؤ كتلة-طاقة لأينشتاين:

$$\Delta E = \Delta m C^2$$

حيث:

ΔE : طاقة ارتباط النواة.

Δm : النقص في الكتلة.

C: سرعة الضوء.

مثال: نواة الليثيوم (${}^7_3\text{Li}$) تتشكل من 3 بروتونات و 4 نيوترونات. أحسب طاقة ارتباط نواة الليثيوم؟. حيث كتلة نواة الليثيوم الحقيقية تساوي: 7.01601 uma

الحل:

لدينا حسب مبدأ تكافؤ كتلة-طاقة لأينشتاين:

$$\Delta E = \Delta m C^2$$

- حساب النقص في الكتلة

Δm : مجموع كتل البروتونات والنيوترونات المكونة للنواة - كتلة النواة الحقيقية

$$\text{مجموع كتل البروتونات والنيوترونات المكونة للنواة} = (1.00727 \times 3) + (1.00866 \times 4) = 7.05645 \text{ uma} =$$

$$\Delta m = 7.05645 - 7.01601 \Rightarrow \boxed{\Delta m = 0.04044 \text{ uma}}$$

حيث:

uma: وحدة الكتل الذرية

$$1 \text{ uma} = 1.66 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$\Rightarrow \Delta E = 0.04044 \times 1.66 \times 10^{-27} \times (3 \times 10^8)^2$$

$$\boxed{\Delta E = 0.6041 \times 10^{-11} \text{ J}}$$

3.2. النظائر

1.3.2. تعريف النظائر

يمكن أن تتمتع الذرات بنفس العدد الذري (Z) وتختلف في العدد الكتلي (A) فيقال بأنها نظائر لنفس العنصر، تحتوي نواة النظائر على عدد مختلف من النيوترونات، يوجد هناك عدد كبير من العناصر في الطبيعة على شكل خليط من النظائر. مثال: بعض النظائر الطبيعية.

العنصر	العدد الكتلي (A)	النسبة المئوية للوفرة الطبيعية (%)
الليثيوم (${}^A_3\text{Li}$)	6	7.52
	7	92.48
الأكسجين (${}^A_8\text{O}$)	16	99.759
	17	0.037
	18	0.204
الكلور (${}^A_{17}\text{Cl}$)	35	75.4
	37	24.6

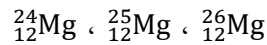
تشغل نظائر العنصر نفس المكان في الجدول الدوري والنظير الموجود بأكثر وفرة في الطبيعة هو الممثل في الجدول، من الجدول السابق نستنتج أن النظائر الممثلة في الجدول الدوري هي: ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ ، ${}^{16}_8\text{O}$ ، ${}^7_3\text{Li}$

2.3.2. الكتلة الذرية الوسطية للنظائر

ليكن عنصر Y لديه نظيرين Y_1 و Y_2 ولتكن الكتل الذرية A_1 و A_2 والنسب المئوية للوفرة الطبيعية G_1 و G_2 للنظيرين على الترتيب، الكتلة الذرية الوسطية A تُحسب كما يلي:

$$A = \frac{(A_1 \times G_1) + (A_2 \times G_2)}{100} \quad \text{حيث: } G_1 + G_2 = 100\%$$

مثال: أحسب الكتلة الذرية الوسطية لعنصر المغنيزيوم إذا علمت أنه يوجد في الطبيعة على شكل خليط من ثلاث نظائر:



ذات نسب مئوية للوفرة الطبيعية على الترتيب:

$$78.6 , 10.11 , 11.29$$

وذاً الكتل الذرية الحقيقية على الترتيب:

$$23.985045 \text{ g/mol} , 24.985840 \text{ g/mol} , 25.982591 \text{ g/mol}$$

الحل:

حساب الكتلة الذرية الوسطية لعنصر المغنيزيوم

$$A_{(12\text{Mg})} = \frac{(23.985045 \times 78.6) + (24.985840 \times 10.11) + (25.982591 \times 11.29)}{100}$$

$$A_{(12\text{Mg})} = 24.312 \text{ g/mol}$$

4.2. مفاهيم أساسية للإشعاعية

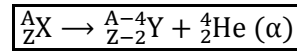
1.4.2. الإشعاعية الطبيعية

الإشعاعية الطبيعية خاصة تتميز بها بعض الأنوية الطبيعية حيث تتفكك هذه الأنوية وتُصدر إشعاعات مختلفة حتى تصل إلى حالة استقرار، يُطلق على الأنوية الغير مستقرة إسم الأنوية المشعة، بينما تُسمى الأنوية التي لا تعاني تفككًا إشعاعيًا بالأنوية المستقرة، وتُدعى ظاهرة التفكك بالنشاط الإشعاعي، يرافق عادة التفكك الإشعاعي تغيرًا في (A) و (Z).

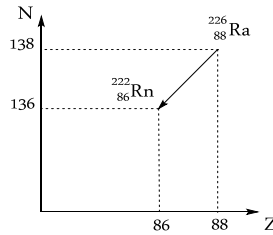
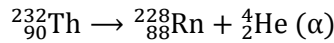
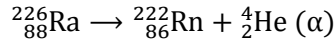
2.4.2. طبيعة الإشعاع

وَجَد العالم رذرفورد أن الإشعاعات المنبعثة من الأنوية المشعة ليست من طبيعة واحدة واقترح تصنيفها إلى إشعاعات α ، إشعاعات β ، إشعاعات γ .

إشعاعات α : يحدث هذا النوع من النشاط الإشعاعي عمومًا في حالة الأنوية المشعة الثقيلة ($Z > 82$)، عند إصدار النواة المشعة دقيقة α فإن عددها الذري ينقص بمقدار واحدتين وينقص عدد النوترونات بمقدار واحدتين.

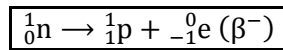


مثال:



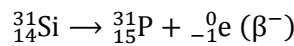
إشعاعات β : يمكن أن تكون الدقائق β إلكترونات سالبة (نغatronات) أو إلكترونات موجبة (بوزترونات).

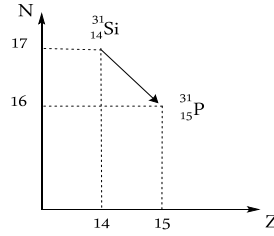
- إشعاعات β^- (نغatronات): يتشكل النغatron عند تحول نوترون في النواة إلى بروتون حسب التفاعل التالي:



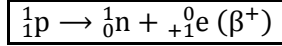
تُصدر الأنوية المشعة نغatronات عندما تكون النسبة $(\frac{N}{Z})$ مرتفعة. عند إصدار النواة المشعة دقيقة β^- فإن العدد الذري يزداد بمقدار واحدة وينقص عدد النوترونات بمقدار واحدة.

مثال:

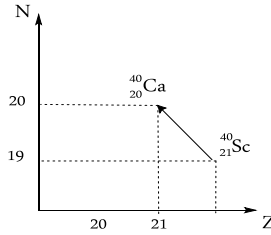
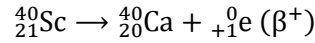




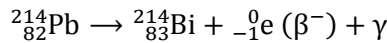
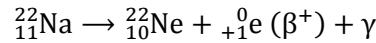
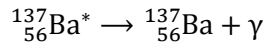
- إشعاعات β^+ (بوزترونات): يتشكل البوزترون عند تحول بروتون في النواة إلى نوترون حسب التفاعل التالي:



عند إصدار النواة المشعة دقيقة β^+ فإن العدد الذري ينقص بمقدار واحدة ويزداد عدد النوترونات بمقدار واحدة.
مثال:



إشعاعات γ : تصدر الإشعاعات γ على شكل إشعاعات كهرومغناطيسية ذات طول موجي قصير جدًا عند مرور نواة من حالة مثارة إلى حالة أقل إثارة، ونلاحظ أن إنبعاث إشعاعات γ لا يغير من قيمة العدد الذري ولا قيمة العدد الكتلي بل يحدث نقص في الكتلة بكمية مكافئة إلى الطاقة $h\nu$ للإشعاع الصادر، غالبًا ما يرافق إصدار الأنوية المشعة إشعاعات α و β بث إشعاعات γ .
مثال:



3.4.2. الطاقة المرافقة للتفاعل الإشعاعي

إن التفاعلات الإشعاعية الطبيعية أو الاصطناعية عامة يرافقها نشر أو إمتصاص طاقة حسب مبدأ تكافؤ كتلة- طاقة لأينشتاين:

$$\boxed{\Delta E = \Delta m C^2}$$

حيث:

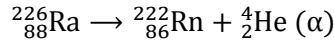
Δm : مجموع كتل النواتج - مجموع كتل المتفاعلات.

C : سرعة الضوء.

$\Delta m > 0$: التفاعل ماص للطاقة.

$\Delta m < 0$: التفاعل ناشر للطاقة (ويكون هذا غالبًا في التفاعلات الإشعاعية الطبيعية).

مثال: أحسب الطاقة المحررة لـ 1 مول من الذرات للتفاعل الإشعاعي التالي:



حيث الكتل الذرية:

$$\text{Ra} = 226.0254 \text{ uma}$$

$$\text{Rn} = 222.0175 \text{ uma}$$

$$\text{He} = 4.0026 \text{ uma}$$

الحل:

لدينا حسب علاقة أينشتاين:

$$\Delta E = \Delta m C^2$$

Δm : مجموع كتل النواتج - مجموع كتل المتفاعلات.

$$\Rightarrow \Delta m = (222.0175 + 4.0026) - 226.0254$$

$$\boxed{\Delta m = -0.0053 \text{ uma}}$$

$\Delta m < 0 \Leftarrow$ التفاعل ناشر للطاقة

$$\Delta E = -0.0053 \times (1.66 \times 10^{-27}) \times (3 \times 10^8)^2$$

$$\boxed{\Delta E = -7.9 \times 10^{-13} \text{ J}}$$

بالنسبة لـ 1 مول من الذرات:

$$\Delta E = (-7.9 \times 10^{-13}) \times (6.02 \times 10^{23})$$

$$\boxed{\Delta E = -47.6 \times 10^{10} \text{ J/mol}}$$

4.4.2. تعريف الدور (نصف العمر)

بعض النوكليدات المشعة تتفكك خلال مليارات السنين وأخرى تتفكك في زمن قصير جدًا، غالبًا ما نميز تهاافت إشعاعي بالدور أو

ما يُسمى بزمن نصف العمر ($t_{\frac{1}{2}}$)، فالدور هو الزمن الذي تتساوى عنده عدد الذرات المتهاافتة وعدد الذرات المتبقية للعنصر المشع.

$$N_{t_{\frac{1}{2}}} = \frac{N_0}{2}$$

N_0 : عدد الأنوية الابتدائية.

حسب قانون التفكك الإشعاعي لدينا:

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

حيث:

N : عدد الأنوية عند اللحظة t .

λ : ثابت التفكك الإشعاعي.

زمن نصف العمر يميز النوكليد ولا يتعلق بالعدد الابتدائي للذرات ولا تؤثر درجة الحرارة ولا الضغط على قيمته.

5.4.2. الأسر المشعة الطبيعية

يُمكن أن تكون النواة المُتشكلة عند تهافت ما مشعة فتُولد بنفسها نواة أخرى غير مستقرة والتي تتهافت بدورها لإعطاء عنصر آخر وهكذا حتى نصل إلى العنصر الغير مشع، هذه النوكليدات تشمل سلسلة كاملة من العناصر المشعة يظهر أحدها بعد الآخر ويُشكل مجموعها أسرة مشعة.

لقد أمكن تصنيف النوكليدات المشعة الطبيعية في ثلاث أسر:

- أسرة اليورانيوم: التي تُساوي أعداد كتلة النوكليدات فيها $A = 4n + 2$ حيث: n عدد تام.

- أسرة الأكتينيوم: التي تساوي أعداد الكتلة فيها $A = 4n + 3$

- أسرة الثوريوم: التي تساوي أعداد الكتلة فيها $A = 4n$

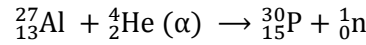
تنتهي كل من هذه الأسر الثلاث إلى نظير ثابت من الرصاص.

6.4.2. الإشعاعية الاصطناعية والتفاعلات النووية

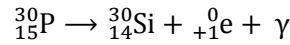
هناك بالإضافة إلى التفاعلات الناتجة عن تفكك الأنوية المشعة الطبيعية تفاعلات كثيرة تنتج عندما تُقذف أنوية بواسطة جسيمات

كالبروتونات والنيوترونات أو بواسطة الدقائق α .

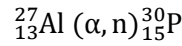
مثال:



العنصر ${}_{15}^{30}\text{P}$ يتهافت بدوره حسب التفاعل:



التفاعل الأول لديه التمثيل المختصر:

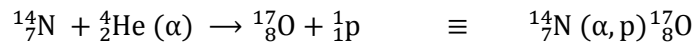


التفاعلات النووية الاصطناعية تنقسم إلى ثلاثة أقسام:

- تفاعلات الاستحالة النووية: ينتج عن هذه التفاعلات نوكليدات يساوي عدد كتلتها أو يقارب عدد كتلة النوكليد المُستهدف،

النوكليدات الناتجة تكون مستقرة أو مشعة.

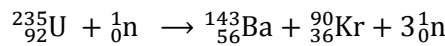
مثال:



- تفاعلات الانشطار النووي: في هذه التفاعلات الأنوية الناتجة لديها عدد كتلي محصور بين 72 و 162 أخف بكثير من الأنوية

المستهدفة والتي لها عدد كتلي كبير ($A > 200$).

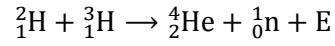
مثال:



يُجرر كل تفاعل انشطار طاقة أكبر من الطاقة التي يحررها تفاعل الإستحالة النووية بـ 12 مرة.

- تفاعلات الاندماج النووي: في هذا النوع من التفاعلات تتجمع الأنوية الخفيفة لتكوين أنوية أثقل.

مثال: إندماج نواة الدوتريوم (${}^2_1\text{H} \equiv {}^2_1\text{D}$) ونواة التريتيوم (${}^3_1\text{H} \equiv {}^3_1\text{T}$) لإعطاء نواة الهيليوم (${}^4_2\text{He}$) حسب التفاعل التالي:



تُحرر تفاعلات الاندماج النووي كميات كبيرة جدًا من الطاقة أكثر منها في الانشطار وتتطلب هذه التفاعلات درجة حرارة كبيرة جدًا.

الفصل الثالث

النماذج التقليدية للذرة

19	3. النماذج التقليدية للذرة.
19	1.3. النموذج الكوكبي للذرة
19	1.1.3. دراسة تجريبية لذرة الهيدروجين
19	2.1.3. فرضية رذرفورد
20	3.1.3. عيوب النموذج
20	2.3. نظرية الكم
20	3.3. نموذج بور لذرة الهيدروجين
21	1.3.3. مستويات الطاقة لذرة الهيدروجين
22	2.3.3. خطوط الطيف لذرة الهيدروجين
23	3.3.3. طاقة التأين لذرة الهيدروجين
23	4.3. نظرية بور لأشباه الهيدروجين

3. النماذج التقليدية للذرة

تسمح هذه النماذج بتفسير إصدار الطيف الخطي للذرات من وجهة النظر الطاقوية تفسيرًا بسيطًا لكنها تبقى عاجزة على فهم الروابط الكيميائية وهندسة الجزيئات.

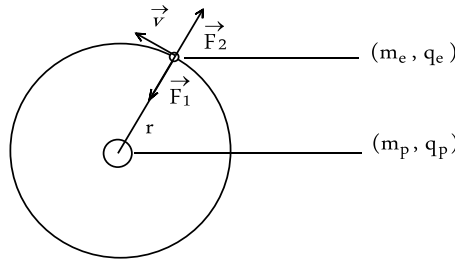
1.3. النموذج الكوكبي للذرة

1.1.3. دراسة تجريبية لذرة الهيدروجين

كشفت تجارب رذرفورد أن المادة تتكون من ذرات، والذرة بدورها تتكون من نواة موجبة الشحنة تتركز فيها كتلة الذرة، تطوف حول النواة جسيمات تُدعى إلكترونات وهي سالبة الشحنة مشكلة ما يُدعى بالسحابة الإلكترونية، كما بينت التجارب أن الذرة مستقرة ومتعادلة كهربائيًا.

2.1.3. فرضية رذرفورد

تُعتبر ذرة الهيدروجين أبسط الذرات لذلك درسها رذرفورد فهي تتكون من بروتون واحد وإلكترون واحد، ثبات الذرة يعود إلى وقوع الإلكترونات تحت تأثير قوتين متساويتين في الشدة ومتعاكستين في الاتجاه هما قوة جذب النواة للإلكترونات وقوة الطرد المركزي الناشئة عن دوران الإلكترونات حول النواة.



• الإلكترون خاضع إلى قوة الجذب لكولوم (F_1):

$$\Rightarrow F_1 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \times \frac{e^2}{r^2}$$

• الإلكترون خاضع إلى قوة طرد مركزية (F_2):

$$\Rightarrow F_2 = \frac{m_e v^2}{r}$$

لكي يبقى الإلكترون في مساره الدائري ولا يسقط على النواة يجب أن يكون:

$$F_1 = F_2 \quad \Rightarrow \quad \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \times \frac{e^2}{r^2} = \frac{m_e v^2}{r}$$

$$\Rightarrow r = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \times \frac{e^2}{m_e v^2} \dots \dots \dots (1)$$

• الطاقة الكلية (E_T) لأي نظام تتكون من الطاقة الحركية (E_c) والطاقة الكامنة (E_p).

$$E_T = E_c + E_p$$

حيث:

$$E_c = \frac{1}{2} m_e v^2 \quad , \quad E_p = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \times \frac{e^2}{r}$$

$$\Rightarrow \boxed{E_T = -\frac{1}{8\pi\epsilon_0} \times \frac{e^2}{r}} \dots \dots \dots (2)$$

3.1.3. عيوب النموذج

تعاني كل دقيقة مكهربة تتحرك بحركة دائرية من خسارة في الطاقة وهذا يؤدي إلى إبطاء مستمر للحركة وبالتالي سقوط الإلكترون على النواة، لكن هذا لم يؤكد بل العكس أكدت التجارب على أن الذرة مستقرة مهما كان الزمن.

2.3. نظرية الكم

تفترض الفيزياء الكلاسيكية على أن الذرات والجزيئات يمكنها أن تمتص أو تبعث أي كمية من الطاقة. ولكن نظرية بلانك تفترض أن امتصاص أو انبعاث الطاقة يجب أن يتم بكميات محددة فقط تُسمى كمات (كوانتات) الطاقة والتي تعني أصغر كمية من الطاقة يمكن أن تبعثها أو تمتصها المادة بصورة إشعاع كهرومغناطيسي، وقد وضع بلانك المعادلة الآتية التي تُعطي طاقة الإشعاع الكهرومغناطيسي:

$$E = h\nu$$

حيث:

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

وبذلك تصبح معادلة بلانك على الشكل:

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

h : ثابت بلانك ($h = 6.6260755 \times 10^{-34} \text{ J.s}$)

ν : تردد الشعاع.

λ : طول الموجة.

c : سرعة الضوء.

3.3. نموذج بور لذرة الهيدروجين

اعتمادا على نظرية الكم لماكس بلانك حاول بور تفادي الخطأ الذي وقع فيه رذرفورد، حيث اقترح المسلمات التالية:

- الإلكترون يدور حول النواة حسب مسارات دائرية متباينة وثابتة توافق مستويات الطاقة في الذرة.

- يتم كل تغير في طاقة الذرة عن طريق قفز الإلكترون من مدار مستقر إلى آخر.

- المدارات المسموح للإلكترون أن يتحرك فيها هي التي يكون فيها عزم كمية الحركة للإلكترون مساوٍ لمضاعفات كاملة من $(\frac{h}{2\pi})$

$$r m_e v = n \frac{h}{2\pi}$$

حيث:

n : عدد تام موجب ويمثل مستوى طاقة.

1.3.3. مستويات الطاقة لذرة الهيدروجين

لدينا حسب المسلمة الثالثة لبور:

$$v = n \frac{h}{2\pi m_e r}$$

• بتعويض عبارة v في المعادلة (1) نجد:

$$r_n = \frac{\epsilon_0 n^2 h^2}{\pi m_e e^2} \Rightarrow r_n = \frac{(8.85 \times 10^{-12})(6.62607 \times 10^{-34})^2}{(3.14)(9.1 \times 10^{-31})(1.6 \times 10^{-19})^2} n^2$$

$$r_n = n^2 5.3 \times 10^{-11} \text{ m}$$

$$\boxed{r_n = n^2 0.53 \text{ \AA}}$$

$$\Rightarrow \boxed{r_1 = 0.53 \text{ \AA}}$$

تتغير أنصاف أقطار مدارات بور الدائرية كما يلي:

$$r_1 : 0.53 \text{ \AA} \quad \text{حيث} \quad n^2 r_1, \dots, 9r_1, 4r_1, r_1$$

• بتعويض عبارة r في المعادلة (2) نجد:

$$E_n = -\frac{1}{n^2} \times \frac{m_e e^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \Rightarrow E_n = -\frac{1}{n^2} \times 2173.6 \times 10^{-21} \text{ J}$$

$$\boxed{E_n = -\frac{13.6}{n^2} \text{ eV}}$$

$$\Rightarrow \boxed{E_1 = -13.6 \text{ eV}}$$

عندما يرسم الإلكترون مدارات حول النواة تتغير طاقة الذرة كما يلي:

$$E_1 : -13.6 \text{ eV} \quad \text{حيث} \quad \frac{E_1}{n^2}, \dots, \frac{E_1}{9}, \frac{E_1}{4}, E_1$$

- نقول عن الذرة أنها في الحالة الأساسية عندما يشغل الإلكترون المدار الأقرب إلى النواة (r_1) أي أن: $n = 1$

- عندما: $n > 1$ تكون الذرة في الحالة المثارة ويشغل الإلكترون مدارًا محددًا ب: n'

- بصفة عامة كلما تناقصت الطاقة كلما كان النظام في حالة استقرار والحالة الأساسية $n = 1$ هي الأكثر استقرارًا.

الطيف الذري

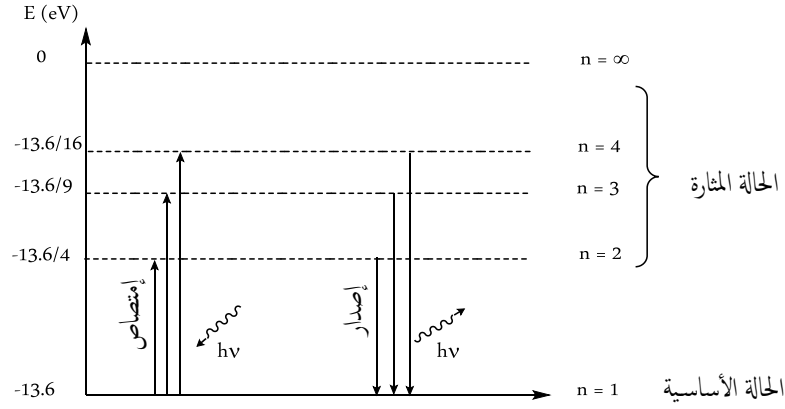
إذا انتقل إلكترون من مستوى n إلى مستوى n' فإن كمية الطاقة الممتصة أو المنبعثة تُشتق من نظرية بلانك وتُعطى بالعلاقة التالية:

$$\Delta E_{n \rightarrow n'} = |E_{n'} - E_n| = h\nu$$

- إذا كان:

$E_{n'} > E_n$ تتحصل على طيف الإمتصاص.

$E_{n'} < E_n$ تتحصل على طيف الإصدار.



• في حالة الإصدار

$$\begin{aligned}
 h\nu &= |E_{n'} - E_n| & \Rightarrow & \quad h \frac{c}{\lambda} = |E_1| \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right) \\
 & & \Rightarrow & \quad \frac{1}{\lambda} = \frac{|E_1|}{hc} \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right) \\
 & & \Rightarrow & \quad \boxed{\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right)}
 \end{aligned}$$

حيث:

$$R_H : \text{ثابت ريديرغ (Rydberg } R_H = 1.09737318 \times 10^7 \text{ m}^{-1}\text{)}$$

2.3.3. خطوط الطيف لذرة الهيدروجين

حاول نيلز بور إعطاء معلومات عن بنية الذرات بدراسة خطوط طيف الهيدروجين فوجد أن هذا الأخير يتكون من خطوط مختلفة الألوان تتخذ لها أماكن سوداء، إذاً طيف الهيدروجين غير مستمر عكس الطيف الإشعاعي للضوء الذي هو طيف مستمر. اكتشف بالمر (Balmer) علاقة تعطي طول أمواج خطوط طيف الهيدروجين في المجال المرئي:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

حيث:

$\bar{\nu}$: العدد الموجي.

λ : طول الموجة.

R_H : ثابت ريديرغ.

حسب طول الأمواج الكهرومغناطيسية توجد مجموعة سلاسل لهذه الخطوط:

سلسلة ليمان (Lyman)

توجد هذه الخطوط في مجال الأشعة فوق البنفسجية، ويمكن التعبير عن العدد الموجي لهذه الخطوط بالعلاقة التالية:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \text{حيث : } n = 2, 3, 4, 5, \dots$$

سلسلة بالمر (Balmer)

توجد هذه الخطوط في المجال المرئي، ويمكن التعبير عن العدد الموجي لهذه الخطوط بالعلاقة التالية:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \text{حيث : } n = 3, 4, 5, \dots$$

سلسلة باشن (Paschen)

توجد هذه الخطوط في مجال الأشعة تحت الحمراء، ويمكن التعبير عن العدد الموجي لهذه الخطوط بالعلاقة التالية:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \text{حيث : } n = 4, 5, 6, \dots$$

سلسلة براكييت (Brackett)

توجد هذه الخطوط في مجال الأشعة تحت الحمراء، ويمكن التعبير عن العدد الموجي لهذه الخطوط بالعلاقة التالية:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \text{حيث : } n = 5, 6, \dots$$

ويمكن تلخيص هذه السلاسل في الجدول التالي:

المجال الكهرومغناطيسي	طول الموجة (nm)	السلسلة
فوق البنفسجي (UV)	$\lambda < 350$	سلسلة ليمان (Lyman)
المرئي (Visible)	$350 < \lambda < 750$	سلسلة بالمر (Balmer)
تحت الحمراء (IR)	$\lambda > 750$	سلسلة باشن (Paschen)

3.3.3. طاقة التأين لذرة الهيدروجين

هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون ذرة الهيدروجين، بما أنه يوجد إلكترون واحد إذاً توجد طاقة تأين واحدة.

ملاحظة

- إذا كان الإلكترون في الحالة الأساسية ($n = 1$) فإن طاقة التأين تساوي:

$$E_i = E_\infty - E_1$$

$$E_i = 0 - (-13.6)$$

$$E_i = +13.6 \text{ eV}$$

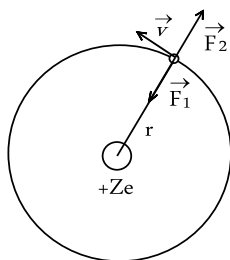
- في حالة الذرة متعددة الإلكترونات توجد عدة طاقات تأين.

4.3. نظرية بور لأشباه الهيدروجين

شبيه الهيدروجين هو شاردة ذرة فقدت كل الإلكترونات ولم يبق لها في المدار الخارجي إلا إلكترون واحد مثل: ${}^3\text{Li}^{+2}$ ، ${}^4\text{He}^{+}$

، ${}^9\text{Be}^{+3}$ ، وتختلف أشباه الهيدروجين عن الهيدروجين بالعدد الذري (Z) الذي يكون أكبر من 1.

- كل مسلمات بور تبقى مطبقة بالنسبة لأشباه الهيدروجين.



لدينا:

$$F_1 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \times \frac{Ze^2}{r^2}$$

$$F_2 = \frac{m_e v^2}{r}$$

إذا اتبعنا نفس الطريقة التي طُبقت بالنسبة لذرة الهيدروجين لحساب نصف القطر (r) والطاقة (E) نجد:

$$r_n = \frac{n^2}{Z} \times (0.53) \text{ \AA}$$

$$E_n = -\frac{Z^2}{n^2} \times (13.6) \text{ eV}$$

العدد الموجي لخطوط طيف الإصدار:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

طاقة التأين:

$$E_i = E_\infty - E_n = +\frac{Z^2}{n^2} \times (13.6) \text{ eV}$$

الفصل الرابع

بنية الذرات في الميكانيك الموجي

26	1.4. مقدمة
26	2.4. مبدأ عدم التأكد لهايزنبرغ (Werner Heisenberg)
26	3.4. معادلة شرودينجر (Erwin Schrödinger)
27	4.4. أعداد الكم
27	1.4.4. عدد الكم الرئيسي (n)
27	2.4.4. عدد الكم الثانوي (l)
27	3.4.4. عدد الكم المغناطيسي (m)
27	4.4.4. عدد الكم المغزلي (s)
27	5.4. تمثيل المحطات الذرية بالحجيرات الكمية
28	6.4. التوزيع الإلكتروني على المحطات الذرية
28	1.6.4. قاعدة كليشوفسكي
29	2.6.4. استخدام الغاز الحامل في التوزيع الإلكتروني
30	3.6.4. العناصر الشاذة
30	7.4. شكل المحطات الذرية

4. بنية الذرات في الميكانيك الموجي

1.4. مقدمة

يُعتبر الميكانيك الكلاسيكي (التقليدي) الذي يحدد كل من موضع وسرعة الجسم المتحرك عند لحظة زمنية معينة صالحًا فقط من أجل الأنظمة الماكروسكوبية (العينية) لأنه لم يستطع تفسير الظواهر الميكروسكوبية (المجهريّة) التي تتميز بسرعات عالية (الإلكترون) مما أدى إلى إدخال ميكانيك جديد يقود إلى قيم الطاقة التي حسبها بور ويحافظ على أعداد الكم الأربعة (n, l, m, s)، ويعرف بالميكانيك الموجي الذي طوره العالم شرودينغر (Erwin Schrödinger) انطلاقًا من فرضية لويس دي برولي (Louis de Broglie) «كل

$$\text{دقيقة متحركة كتلتها } m \text{ وسرعتها } v \text{ تواكبها موجة أحادية اللون طولها } \lambda = \frac{h}{mv}$$

تكون الموجة الموابكة لها قيمة غير ملحوظة (مهملة) في النظام العيني لكن تكون لها قيمة ملحوظة في الأنظمة المجهريّة (الإلكترون).

2.4. مبدأ عدم التأكد لهايزنبرغ (Werner Heisenberg)

نص المبدأ: «لا يمكن تحديد كل من الموضع وكمية الحركة للجسم المتحرك بنفس الدقة ونفس الوقت».

$$\Delta p_x \Delta x \geq h$$

$$\Delta(mv_x) \Delta x \geq h$$

$$\Delta v_x \Delta x \geq \frac{h}{m}$$

Δx : الارتياب في الفاصلة للإلكترون.

Δv_x : الارتياب في السرعة للإلكترون.

h : ثابت بلانك.

3.4. معادلة شرودينغر (Erwin Schrödinger)

- كل دقيقة متحركة لها موجة موابكة $\lambda = \frac{h}{mv}$

- تابع الموجة هو الدالة $\Psi(M, t)$

حيث:

M : نقطة من الفراغ (x, y, z)

t : الزمن

إذا كانت الدقيقة المتحركة هي إلكترون فإن التابع الموجي يعبر عن المحط الذري، وهي نقاط من الفراغ يمكن تحديد الإلكترون فيها، لها أشكال هندسية معينة (يكون احتمال تواجد الإلكترون فيها كبير جدًا).

يُعطى التابع الموجي للمحط الذري كما يلي:

$$\frac{d^2\Psi}{dx^2} + \frac{d^2\Psi}{dy^2} + \frac{d^2\Psi}{dz^2} + \frac{8\pi^2m}{h^2}(E - V)\Psi = 0$$

E : الطاقة الكلية للإلكترون.

m : كتلة الإلكترون.

V : الطاقة الكامنة للإلكترون.

وهي معادلة شرودينغر ثلاثية الأبعاد (x, y, z).

4.4. أعداد الكم

حل معادلة شرودينغر يؤدي إلى تحديد مستويات الطاقة التي يُحتمل أن يتواجد الإلكترون فيها، وتتميز مستويات الطاقة هذه بمجموعة من أعداد الكم (n, l, m, s)، حيث يعبر كل تابع موجي $\Psi_{n,l,m,s}$ عن محط ذري.

1.4.4. عدد الكم الرئيسي (n)

يُحدد مستوى الطاقة الرئيسي الذي يحتله الإلكترون، ويأخذ قيم من (1 إلى ∞). ويرمز له بالحروف (K, L, M, N, O, P, Q)

2.4.4. عدد الكم الثانوي (l)

تُحدد قيمه عدد مستويات الطاقة الثانوية في مستوى الطاقة الرئيسي، ويأخذ قيم صحيحة (l = 0, 1, 2, ..., n-1) ويرمز له بالحروف (s, p, d, f)

3.4.4. عدد الكم المغناطيسي (m)

يُبين عدد الحجيرات التي توجد في كل مستوى طاقة ثانوي، ويأخذ قيم صحيحة سالبة وموجبة مرورًا بالصف (m = -1, ..., 0, ..., +1)

4.4.4. عدد الكم المغزلي (s)

يُحدد اتجاه دوران الإلكترون حول محوره إما في اتجاه عقارب الساعة أو عكسها، ويأخذ القيم ($s = \pm \frac{1}{2}$)

5.4. تمثيل المحطات الذرية بالحجيرات الكمية


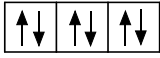
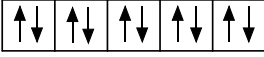

كل تابع موجي $\Psi_{n,l,m,s}$ يعبر عن محط ذري للإلكترون في ذرة، طبقته الرئيسية تحدها n، بينما طبقته الثانوية تحدها l، التي تحتوي على (2l + 1) حجيرة والتي تحتوي بدورها على (2(2l + 1) إلكترون كما هو موضح في الجدول:

3	2	1	0	l
Ψ_{nf}	Ψ_{nd}	Ψ_{np}	Ψ_{ns}	المحط الذري
nf	nd	np	ns	الطبقة الثانوية
7	5	3	1	عدد الحجيرات
14	10	6	2	عدد الإلكترونات
nf^{14}	nd^{10}	np^6	ns^2	كتابة الطبقة الثانوية بدلالة الإلكترونات

كل حجيرة تتسع لإلكترونين على الأكثر يمثلان بسهمين متوازيين و متعاكسين في الاتجاه $\begin{matrix} \uparrow \\ \downarrow \\ 1s^2 \end{matrix}$ يكون لها نفس الأعداد الكمية (n, l, m) و يختلفان في (s) كما يلي:

$$\Rightarrow \Psi_{n,l,m,+\frac{1}{2}} ; \Psi_{n,l,m,-\frac{1}{2}}$$

و على هذا الأساس يمكن تمثيل الطبقات الثانوية بالحجيرات الكمية كما يلي:

- ns^2 : 
- np^6 : 
- nd^{10} : 
- nf^{14} : 

6.4. التوزيع الإلكتروني على المحطات الذرية

يخضع توزيع الإلكترونات على المحطات الذرية لثلاثة عوامل:


مبدأ الاستقرار: في الحالة الأساسية تشغل الإلكترونات أخفض مستويات الطاقة الذي يعطي للذرة استقرارًا وثباتًا أعظمًا.

مثال:

- ${}_1\text{H} : 1s^1$
- ${}_2\text{He} : 1s^2$
- ${}_3\text{Li} : 1s^2 2s^1$
- ${}_4\text{Be} : 1s^2 2s^2$


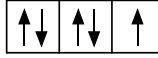
مبدأ استبعاد باولي: لا يمكن لإلكترونين من نفس الذرة أن يكونا على الحالة الكمية نفسها (على الأقل يختلفان في $\langle s \rangle$).

مثال:

- ${}_2\text{He} : 1s^2$ 

قاعدة هاند: إذا وجد عدد غير كاف من الإلكترونات لملأ كل الحجيرات الكمية في طبقة ثانوية، فإن هذه الإلكترونات تميل في البداية إلى التوازي في توزيعها وإن بقيت في الزيادة فإنها تتزاوج.

مثال:

- ${}_6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$ 
- ${}_9\text{F} : 1s^2 2s^2 2p^5$ 

ملاحظة: يُسمى الإلكترون الذي يشغل الحجرة بمفرده إلكترونًا أعزبًا بينما يسمى الزوج الإلكتروني الذي يشغل نفس الحجرة إلكترونًا متزاوجًا.

1.6.4. قاعدة كليشوفسكي

تُستخدم هذه القاعدة لتوزيع الإلكترونات على الطبقات الثانوية المختلفة وفقًا لقيم $(n + l)$ المتزايدة، بينما إذا تساوت قيم $(n + l)$ في طبقتين فإن الترتيب يكون حسب قيم (n) المتزايدة.

K	1s
L	2s 2p
M	3s 3p 3d
N	4s 4p 4d 4f
O	5s 5p 5d 5f
P	6s 6p 6d 6f
Q	7s 7p 7d 7f

التوزيع الإلكتروني

يُسمى ترتيب الطبقات الثانوية حسب قاعدة كليشوفسكي بالتوزيع الإلكتروني.

مثال: التوزيع الإلكتروني للعنصر ${}_{63}\text{X}$

- ${}_{63}\text{X} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^7$

التشكيل الإلكتروني

يُسمى ترتيب الطبقات الثانوية حسب قيم (n) المتزايدة بالتشكيل الإلكتروني، ويستنتج من التوزيع الإلكتروني.

مثال: التشكيل الإلكتروني للعنصر ${}_{63}\text{X}$

- ${}_{63}\text{X} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^7 5s^2 5p^6 6s^2$

2.6.4. استخدام الغاز الحامل في التوزيع الإلكتروني

الغاز الحامل: هو الغاز أحادي الذرة، طبقته الخارجية مشبعة بالإلكترونات، لا يميل إلى فقد أو اكتساب إلكترونات فهو مستقر.

بصفة عامة يخضع توزيع الإلكترونات باستخدام الغاز الحامل حسب قاعدة كليشوفسكي كما يلي:

$$[\text{X}]_{\text{غاز حامل}} : ns^2(n-2)f^{14}(n-1)d^{10}np^6$$

بينما التشكيل الإلكتروني باستخدام الغاز الحامل:

$$[\text{X}]_{\text{غاز حامل}} : (n-2)f^{14}(n-1)d^{10}ns^2np^6$$

والغازات الحاملة هي:

1. الهيليوم (${}_{2}\text{He}$) : $1s^2$
2. النيون (${}_{10}\text{Ne}$) : $[\text{He}] 2s^2 2p^6$
3. الأرجون (${}_{18}\text{Ar}$) : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
4. الكريبتون (${}_{36}\text{Kr}$) : $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$
5. الكزينون (${}_{54}\text{Xe}$) : $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$
6. الرادون (${}_{86}\text{Rn}$) : $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$
7. X تخيلي (${}_{118}\text{X}$) : $[\text{Rn}] 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$

مثال: التوزيع الإلكتروني للعنصرين ${}_{27}\text{X}$ و ${}_{51}\text{X}$

- ${}_{27}\text{X} : [\text{Ar}] 4s^2 3d^7$
- ${}_{51}\text{X} : [\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^3$

إلكترونات القلب: هي إلكترونات الغاز الحامل الذي يحتويه العنصر بالإضافة إلى إلكترونات $(n-1)d^{10}$ و $(n-2)f^{14}$ عندما تكون مملوءة بالإلكترونات.
مثال:

- ${}_{11}\text{Na} : [{}_{10}\text{Ne}] 3s^1 \Rightarrow$ عدد إلكترونات القلب هو: 10 إلكترونات
- ${}_{81}\text{X} : [{}_{54}\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1 \Rightarrow$ عدد إلكترونات القلب هو: 78 إلكترون

إلكترونات التكافؤ: هي الإلكترونات التي تلي مباشرة إلكترونات القلب، وهي التي تشارك في التفاعلات الكيميائية.
مثال:

- ${}_{11}\text{Na} : [{}_{10}\text{Ne}] 3s^1 \Rightarrow$ عدد إلكترونات التكافؤ هو: إلكترون واحد
- ${}_{81}\text{X} : [{}_{54}\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1 \Rightarrow$ عدد إلكترونات التكافؤ هو: 3 إلكترونات

طبقات إلكترونات القلب وطبقات إلكترونات التكافؤ هي الطبقات التي توزع عليها هذه الإلكترونات.
مثال:

- ${}_{11}\text{Na} : [{}_{10}\text{Ne}] 3s^1 \Rightarrow$ طبقات القلب هي: طبقات الغاز الحامل (${}_{10}\text{Ne}$)
طبقات التكافؤ هي: الطبقة ($3s$)

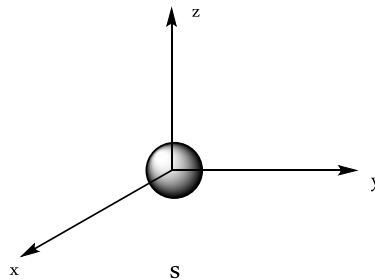
3.6.4. العناصر الشاذة

يكون العنصر شاذ في توزيعه الإلكتروني إذا كان لا يخضع لقاعدة كليشوفسكي ويوجد 19 عنصر شاذ في الجدول الدوري من بينها:

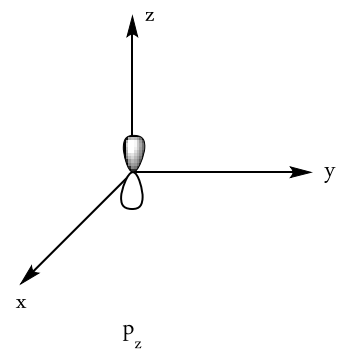
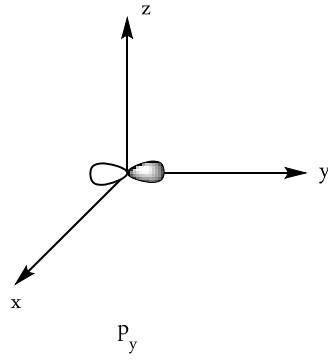
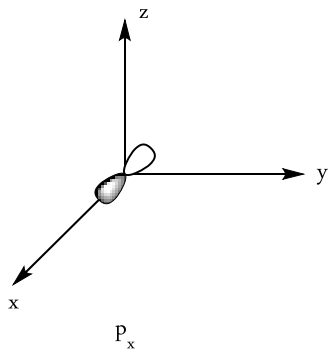
- ${}_{24}\text{Cr} : [{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^4 \Rightarrow {}_{24}\text{Cr} : [{}_{18}\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ (توزيع شاذ)
- ${}_{29}\text{Cu} : [{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^9 \Rightarrow {}_{29}\text{Cu} : [{}_{18}\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ (توزيع شاذ)
- ${}_{64}\text{Gd} : [{}_{54}\text{Xe}] 6s^2 4f^8 \Rightarrow {}_{64}\text{Gd} : [{}_{54}\text{Xe}] 6s^2 4f^7 5d^1$ (توزيع شاذ)

7.4. شكل المحطات الذرية

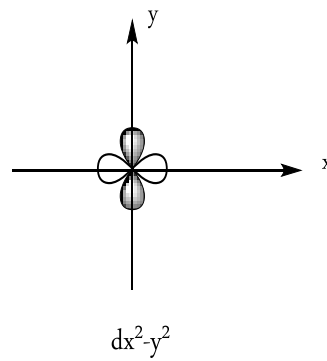
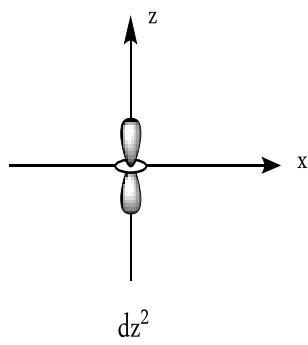
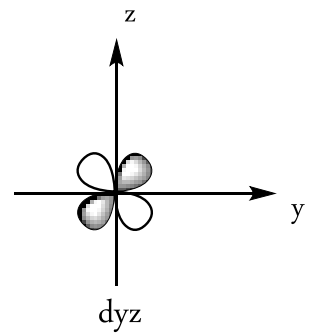
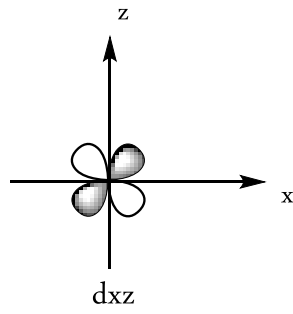
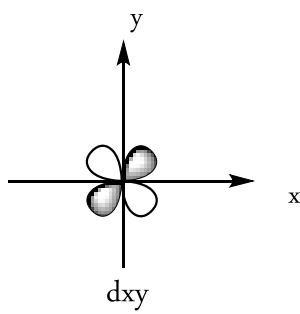
المحط (s)



المحطات (p)



المحطات (d)



الفصل الخامس

التصنيف الدوري للعناصر

33 1.5. الجدول الدوري للعناصر
33 1.1.5. وصف الجدول الدوري للعناصر
33 1.1.1.5. دراسة الدورات (الأسطر)
33 2.1.1.5. دراسة الأعمدة
34 2.1.5. تحديد موقع عنصر في الجدول الدوري
35 2.5. الخواص الدورية للعناصر
35 1.2.5. طاقة التأين (Ei)
35 1.1.2.5. تغير طاقة التأين الأولى في الجدول الدوري
36 2.2.5. الألفة الإلكترونية (AE)
37 3.2.5. نصف القطر الذري (ra)
37 4.2.5. الكهروسالبية (en)

5. التصنيف الدوري للعناصر

1.5. الجدول الدوري للعناصر

يحتوي الجدول الدوري الحديث على سبعة أسطر تعرف بالدورات وعلى ثمانية عشرة عمود تعرف بالأعمدة أو المجموعات الكيميائية أو الفئات الكيميائية، يتم تصنيف العناصر في هذا الجدول حسب تزايد العدد الذري من اليسار إلى اليمين في السطر الواحد ومن الأعلى إلى الأسفل في العمود الواحد بالإضافة إلى توزيعها الإلكتروني حسب قاعدة كلشوفسكي، يكون توزيع الغاز الحامل هو التوزيع المستقر حيث أن عناصره تنتمي إلى العمود (18).

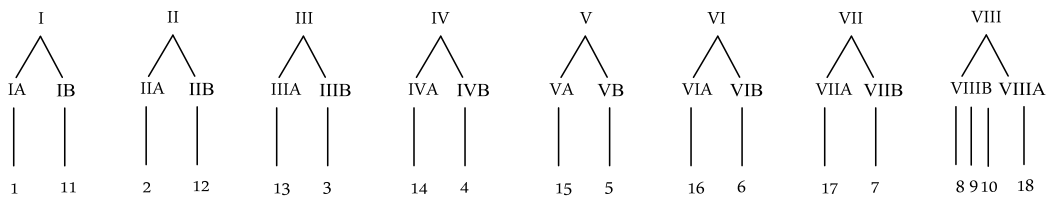
1.1.5. وصف الجدول الدوري للعناصر

1.1.1.5. دراسة الدورات (الأسطر)

الدورة الأولى ($n = 1$): توافق امتلاء الطبقة ($1s^2$)، احتمالات التوزيع (2)، أي تحتوي على عنصرين ($1H, 2He$)
 الدورة الثانية ($n = 2$): توافق امتلاء الطبقات $[2He] 2s^2 2p^6$ ، احتمالات التوزيع (8)، أي تحتوي على 8 عناصر ($3Li \rightarrow 10Ne$).
 الدورة الثالثة ($n = 3$): توافق امتلاء الطبقات $[10Ne] 3s^2 3p^6$ ، احتمالات التوزيع (8)، أي تحتوي على 8 عناصر ($11Na \rightarrow 18Ar$).
 الدورة الرابعة ($n = 4$): توافق امتلاء الطبقات $[18Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^6$ ، احتمالات التوزيع (18)، أي تحتوي على 18 عنصر ($19K \rightarrow 36Kr$).
 الدورة الخامسة ($n = 5$): توافق امتلاء الطبقات $[36Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^6$ ، احتمالات التوزيع (18)، أي تحتوي على 18 عنصر ($37Rb \rightarrow 54Xe$).
 الدورة السادسة ($n = 6$): توافق امتلاء الطبقات $[54Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$ ، احتمالات التوزيع (32)، أي تحتوي على 32 عنصر ($55Cs \rightarrow 86Rn$).
 الدورة السابعة ($n = 7$): توافق امتلاء الطبقات $[86Rn] 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$ ، احتمالات التوزيع (32)، أي تحتوي على 32 عنصر ($87Fr \rightarrow 118X$).

2.1.1.5. دراسة الأعمدة

إن العناصر الكيميائية المصنفة في نفس العمود من الجدول الدوري لها خواص كيميائية متقاربة تُعرف بالفئات أو المجموعات الكيميائية، يوجد في الجدول الدوري تسع فئات كيميائية رئيسية يُعبّر عنها بالأرقام الرومانية، كل فئة رئيسية مقسمة إلى فئتين ثانويتين كما هو موضح:



2.1.5. تحديد موقع عنصر في الجدول الدوري

لتحديد موقع أي عنصر في الجدول الدوري يجب تحديد الدورة والفترة التي ينتمي إليها.
 - **تحديد الدورة:** تُحدد الدورة التي ينتمي إليها العنصر من أعلى قيمة لـ (n) في التوزيع الإلكتروني العادي.
 - **تحديد الفترة:** إذا كان آخر إلكترون في التوزيع الإلكتروني العادي يوجد في الطبقتين (ns) أو (np) يكون العنصر من الفترة (A) بينما إذا وزع آخر إلكترون في الطبقتين (n-1)d أو (n-2)f يكون العنصر من الفترة (B)، رقم الفترة يُحدد بعدد إلكترونات التكافؤ للعنصر.
 مثال: تحديد موقع العنصرين ${}_{8}\text{O}$ و ${}_{41}\text{Nb}$ في الجدول الدوري

- ${}_{8}\text{O} : [{}_{2}\text{He}] 2s^2 2p^4 \Rightarrow$ الدورة: 3 الفترة: VIA
- ${}_{41}\text{Nb} : [{}_{36}\text{Kr}] 5s^2 4d^3 \Rightarrow$ الدورة: 5 الفترة: VB

- **القسم:** يُحدد القسم الذي ينتمي إليه العنصر من الطبقة التي يوزع عليها آخر إلكترون وتكون إما s، p، d أو f
 - **العائلة:** وهي مجموعة من العناصر تتشابه في الخواص الكيميائية منها:
عائلة المعادن: يعتبر العنصر معدناً إذا كان عدد الإلكترونات في الطبقات الثانوية ذات n الأكبر أصغر أو يساوي من رقم الدورة.
 مثال:

- ${}_{8}\text{O} : [{}_{2}\text{He}] 2s^2 2p^4 \Rightarrow (n = 2) < 6 \Rightarrow$ ليس معدن (${}_{8}\text{O}$)
- ${}_{26}\text{Fe} : [{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^6 \Rightarrow (n = 4) > 2 \Rightarrow$ معدن (${}_{26}\text{Fe}$)

عائلة المعادن الانتقالية: يعتبر العنصر معدناً انتقالياً إذا كان توزيعه الإلكتروني ينتهي بـ $ns^2(n-1)d^{1-8}$

مثال:

- ${}_{44}\text{Ru} : [{}_{36}\text{Kr}] 5s^2 4d^6 \Rightarrow$ ينتهي إلى عائلة المعادن الانتقالية (${}_{26}\text{Ru}$)

عائلة اللانثانيدات: هي عناصر من الجدول الدوري ينتهي توزيعها الإلكتروني بـ $4f^{1-14}$ ويوجد 14 عنصر فقط، لها نفس الخواص الكيميائية لعنصر ${}_{57}\text{La}$ (Lanthane)، تُرتب في السطر الأول أسفل الجدول الدوري وتبدأ من (${}_{58}\text{Cs} \rightarrow {}_{71}\text{Lu}$)، تُصنف جميعها في حجرة واحدة هي حجرة ${}_{57}\text{La}$ (الدورة 6، الفترة IIIB).
 مثال:

- ${}_{63}\text{Eu} : [{}_{54}\text{Xe}] 6s^2 4f^7 \Rightarrow$ الدورة: 6 الفترة: IIIB ينتهي إلى عائلة اللانثانيدات (${}_{63}\text{Eu}$)

عائلة الأكتينيدات: هي عناصر من الدورة السابعة ينتهي توزيعها الإلكتروني بـ $5f^{1-14}$ ، لها نفس الخواص الكيميائية لعنصر ${}_{89}\text{Ac}$ (Actinium)، يوجد 14 عنصر وتُصنف جميعها في حجرة واحدة هي حجرة ${}_{89}\text{Ac}$ (الدورة 7، الفترة IIIB)، تُرتب هذه العناصر في السطر الثاني أسفل الجدول الدوري وتبدأ من (${}_{90}\text{Th} \rightarrow {}_{103}\text{Lr}$).
 مثال:

- ${}_{92}\text{U} : [{}_{86}\text{Rn}] 7s^2 5f^4 \Rightarrow$ الدورة: 7 الفترة: IIIB ينتهي إلى عائلة الأكتينيدات (${}_{92}\text{U}$)

- IA عائلة المعادن القلوية.
- IIA عائلة المعادن القلوية الأرضية.
- IIIA ، IVA ، VA ، VIA بعضها من المعادن والبعض الآخر من اللامعادن.
- VIIA عائلة الهالوجينات.
- VIIIA غازات خاملة.
- IB ، IIB من عائلة المعادن.
- IIIB عائلة اللانثانيدات والأكتينيدات.
- IVB ، VIB ، VIIB ، VIIIB عائلة المعادن الانتقالية.

مثال 1: عين الدورة، المجموعة، القسم والعائلة للعنصرين ${}_{59}X$ و ${}_{112}X$

- ${}_{59}X : [{}_{54}Xe] 6s^2 4f^3 \Rightarrow$ الدورة: 6 الفئة: IIIB القسم: f عائلة اللانثانيدات
- ${}_{112}X : [{}_{86}Rn] 7s^2 5f^{14} 6d^{10} \Rightarrow$ الدورة: 7 الفئة: IIB القسم: d عائلة المعادن

مثال 2: عين العنصر الذي ينتهي لدورة ${}_{47}Ag$ ومجموعة ${}_{24}Cr$

- ${}_{47}Ag : [{}_{36}Kr] 5s^2 4d^9 \Rightarrow {}_{47}Ag : [{}_{36}Kr] 5s^1 4d^{10} \Rightarrow {}_zX : [{}_{36}Kr] 5s^1 4d^5$
- ${}_{24}Cr : [{}_{18}Ar] 4s^2 3d^4 \Rightarrow {}_{24}Cr : [{}_{18}Ar] 4s^1 3d^5 \Rightarrow (Z = 42) \Rightarrow {}_zX = {}_{42}Mo$

2.5. الخواص الدورية للعناصر

1.2.5. طاقة التأين (E_i): وهي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد أو أكثر من الذرة في حالتها الغازية.

- $X_{(g)} \xrightarrow{E_{i1}} X_{(g)}^+ + e^-$ (E_{i1} : طاقة التأين الأولى)
- $X_{(g)}^+ \xrightarrow{E_{i2}} X_{(g)}^{2+} + e^-$ (E_{i2} : طاقة التأين الثانية)
- $X_{(g)}^{(n-1)+} \xrightarrow{E_{in}} X_{(g)}^{n+} + e^-$

حيث: $E_{i1} < E_{i2} < \dots < E_{in}$

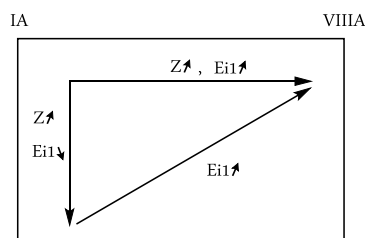
1.1.2.5. تغير طاقة التأين الأولى في الجدول الدوري

- في الدورة الواحدة: يزداد العدد الذري (Z) للعناصر في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين (عدد الشحنات الموجبة يزداد)

فتزداد قوة الجذب إلكترون-نواة (يقبل البعد بين النواة والإلكترون) وبالتالي تزداد طاقة التأين الأولى.

- في المجموعة الواحدة: يزداد العدد الذري (Z) للعناصر في المجموعة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل وبالتالي طاقة التأين الأولى

تنقص لأن عدد الدورات يزداد (الإلكترونات تتبعد عن النواة).



مثال 1: قارن بين ${}_{31}X$ و ${}_{49}X$ من حيث طاقة التأين الأولى.
الحل:

- ${}_{31}X : [{}_{18}Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^1 \Rightarrow$ الدورة: 4 الفئة: IIIA
- ${}_{49}X : [{}_{36}Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^1 \Rightarrow$ الدورة: 5 الفئة: IIIA

$$Ei1_{49X} < Ei1_{31X} \Leftrightarrow (Z \nearrow, Ei1 \searrow) \text{ المجموعة}$$

مثال 2: قارن بين ${}_{20}Ca$ و ${}_{55}Cs$ من حيث طاقة التأين الأولى.
الحل:

- ${}_{20}Ca : [{}_{18}Ar] 4s^2 \Rightarrow$ الدورة: 4 الفئة: IIA
- ${}_{55}Cs : [{}_{54}Xe] 6s^1 \Rightarrow$ الدورة: 6 الفئة: IA

${}_{20}Ca$ و ${}_{55}Cs$ لا يشتركان في الدورة ولا في المجموعة، ففرض أن $({}_zX)$ عنصر وسيط ينتمي إلى دورة ${}_{55}Cs$ ومجموعة ${}_{20}Ca$

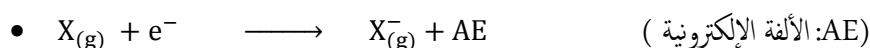
$${}_zX : [{}_{54}Xe] 6s^2 \Rightarrow Z = 56 \Rightarrow {}_zX = {}_{56}Ba$$

المقارنة:

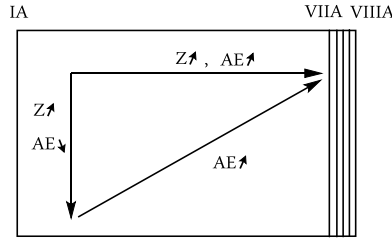
$$\begin{aligned} Ei1_{55Cs} < Ei1_{56Ba} &\Leftrightarrow (Z \nearrow, Ei1 \nearrow) \text{ لها نفس الدورة} \\ Ei1_{56Ba} < Ei1_{20Ca} &\Leftrightarrow (Z \nearrow, Ei1 \searrow) \text{ لها نفس المجموعة} \end{aligned}$$

من المقارنة 1 و 2 نستنتج أن: $Ei1_{55Cs} < Ei1_{20Ca}$

2.2.5. الألفة الإلكترونية (AE): هي الطاقة التي تُحررها الذرة في حالتها الغازية عندما تكتسب إلكترون.



تتغير الألفة الإلكترونية في الجدول الدوري بصفة عامة مثل تغير طاقة التأين الأولى باستثناء الغازات الحاملة ذات (AE = 0).

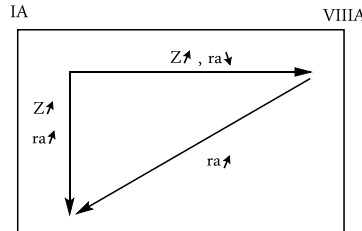


مثال: قارن بين ${}_{9}\text{F}$ و ${}_{17}\text{Cl}$ من حيث الألفة الإلكترونية.
الحل:

- ${}_{9}\text{F} : [{}_{2}\text{He}] 2s^2 2p^5 \Rightarrow$ الدورة: 2 الفئة: VIIA
- ${}_{17}\text{Cl} : [{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^5 \Rightarrow$ الدورة: 3 الفئة: VIIA

$$AE_{17\text{Cl}} < AE_{9\text{F}} \Leftrightarrow (Z \nearrow, AE \searrow) \text{ للمجموعة}$$

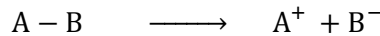
3.2.5 نصف القطر الذري (ra): يُعبر نصف القطر الذري عن حجم الذرة حيث يُمثل نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجانستين عندما تكون الرابطة أحادية بينهما، يتغير نصف القطر الذري عكس تغير طاقة التأين الأولى.



ملاحظة

- نصف القطر الذري للذرة $({}_Z\text{X})$ أكبر من نصف القطر الأيوني للشاردة الموجبة $({}_Z\text{X}^{n+}) \Leftrightarrow (ra_{{}_Z\text{X}^{n+}} < ra_{{}_Z\text{X}})$
- نصف القطر الذري للذرة $({}_Z\text{X})$ أقل من نصف القطر الأيوني للشاردة السالبة $({}_Z\text{X}^{n-}) \Leftrightarrow (ra_{{}_Z\text{X}} < ra_{{}_Z\text{X}^{n-}})$
- في حالة الأيونات ذات البنية الإلكترونية المتساوية يقل نصف القطر الأيوني بازدياد العدد الذري.

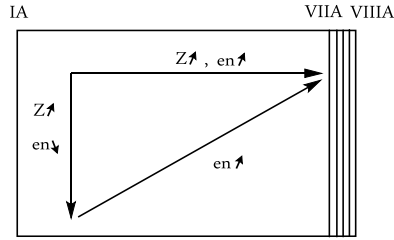
4.2.5 الكهروسالبية (en): هي ميل العنصر لجذب الزوج الإلكتروني في الرابطة المشتركة، وحدتها (eV).



تقول أن: B أكثر كهروسالبية من A
أو

A أكثر كهروإيجابية من B

تتغير الكهروسالبية في الجدول الدوري مثل تغير الألفة الإلكترونية.

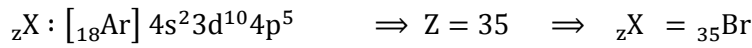


مثال: قارن بين ${}_{9}\text{F}$ و ${}_{20}\text{Ca}$ من حيث الكهروسالبية واستنتاج الترتيب من حيث طاقة التأين الأولى، الألفة الإلكترونية ونصف القطر الذري.

الحل:

- ${}_{9}\text{F} : [{}_{2}\text{He}] 2s^2 2p^5 \Rightarrow$ الدورة: 2 الفئة: VIIA
- ${}_{20}\text{Ca} : [{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 \Rightarrow$ الدورة: 4 الفئة: IIA

${}_{9}\text{F}$ و ${}_{20}\text{Ca}$ لا يشتركان في الدورة ولا في المجموعة، نرض أن $({}_Z\text{X})$ عنصر وسيط ينتمي إلى دورة ${}_{20}\text{Ca}$ ومجموعة ${}_{9}\text{F}$



المقارنة:

1. ${}_{20}\text{Ca}$ و ${}_{35}\text{Br}$ لهما نفس الدورة ($Z \uparrow, en \uparrow$) $\Leftrightarrow en_{20\text{Ca}} < en_{35\text{Br}}$
2. ${}_{9}\text{F}$ و ${}_{35}\text{Br}$ لهما نفس المجموعة ($Z \uparrow, en \downarrow$) $\Leftrightarrow en_{35\text{Br}} < en_{9\text{F}}$

من المقارنة 1 و 2 نستنتج أن: $en_{20\text{Ca}} < en_{9\text{F}}$

الاستنتاج:

- طاقة التأين الأولى: $Ei1_{20\text{Ca}} < Ei1_{9\text{F}}$
- الألفة الإلكترونية: $AE_{20\text{Ca}} < AE_{9\text{F}}$
- نصف القطر الذري: $ra_{9\text{F}} < ra_{20\text{Ca}}$

الفصل السادس

الرابطة الكيميائية وهندسة الجزيئات

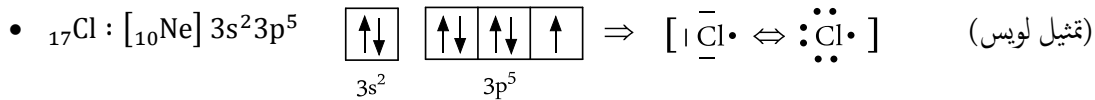
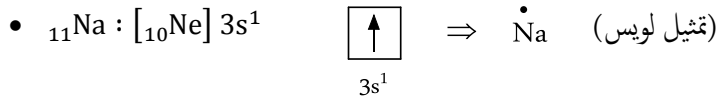
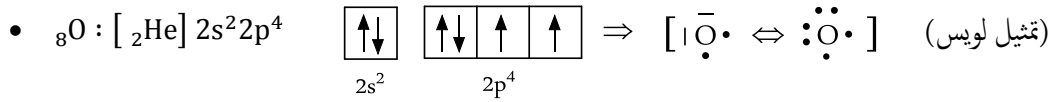
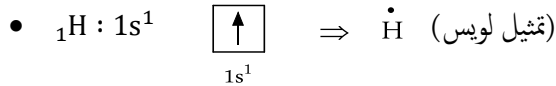
40	1.6. الرابطة الكيميائية
40	1.1.6. تمثيل لويس
40	2.1.6. قاعدة الثمانية
40	3.1.6. النماذج التقليدية للروابط الكيميائية
44	2.6. هندسة الجزيئات
44	1.2.6. الأشكال الهندسية للجزيئات والتهجين
44	1.1.2.6. التهجين الرباعي (sp^3)
46	2.1.2.6. التهجين المثلي (sp^2)
47	3.1.2.6. التهجين القطري (sp)
49	2.2.6. نظرية هيلسبي

6. الرابطة الكيميائية وهندسة الجزيئات

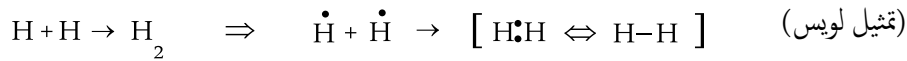
1.6. الرابطة الكيميائية

1.1.6. تمثيل لويس

- تمثيل لويس للذرات: تمثل ذرة العنصر برمزه (X) وتمثل إلكترونات التكافؤ على شكل ثنائيات نقطية (:), أو بخط (|) إذا كانت أزواج إلكترونية أو بشكل نقاط منفردة (•) إذا كانت إلكترونات حرة.



- تمثيل لويس للجزيئات: عندما تتحد ذرات العناصر لتكوين الجزيئات فإن إلكترونات التكافؤ هي المسؤولة عن تشكيل الروابط الكيميائية.

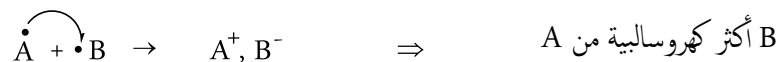


2.1.6. قاعدة الثمانية

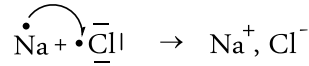
عندما تتحد ذرتان فإن إلكترونات الطبقة الخارجية في كل منها تترتب من جديد حيث يصبح التوزيع الإلكتروني لكل طبقة يشبه التوزيع الإلكتروني لطبقات الغاز الخامل الأقرب إليها في الجدول الدوري (ثمانية إلكترونات في الطبقة الخارجية باستثناء ذرات العناصر الأقرب إلى عنصر الهيليوم تكون طبقتها الخارجية تحتوي على إلكترونين فقط).

3.1.6. النماذج التقليدية للروابط الكيميائية

- الرابطة الأيونية ($\Delta en > 1.7 \text{ eV}$): هي الرابطة التي تنشأ بين ذرتين لهما اختلاف كبير في الكهروسالبية حيث يكون الفرق في الكهروسالبية أكبر أو يساوي 1.7 eV



مثال:



حيث:

$$\text{en}(\text{Na}) = 0.9 \text{ eV}, \text{en}(\text{Cl}) = 3.1 \text{ eV} \Rightarrow \Delta\text{en} = 2.2 \text{ eV}$$

الأيونين المتشكلين لدهما التوزيع الإلكتروني للغازات الحاملة التي تكون طبقتها الخارجية مشبعة بالإلكترونات.

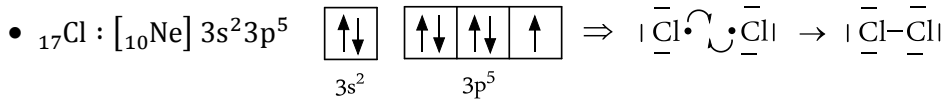
- ${}_{11}\text{Na}^+ : [{}_{10}\text{Ne}]$
- ${}_{17}\text{Cl}^- : [{}_{18}\text{Ar}]$

- الرابطة المشتركة ($\Delta\text{en} < 1.7 \text{ eV}$): هي كل رابطة يتم الحصول عليها باشتراك زوج أو أكثر من الإلكترونات بين الذرات، إذا كان الاختلاف كبيراً في الكهروسالبية بين عنصرين تكون الرابطة المشتركة مستقطبة، بينما إذا كان الاختلاف ضعيفاً فالرابطة المشتركة غير مستقطبة.

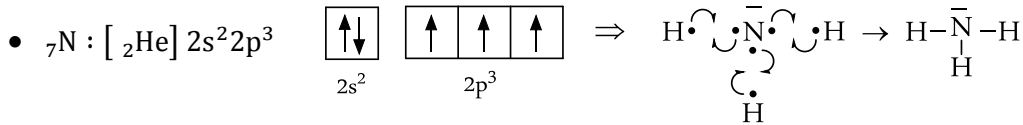


مثال:

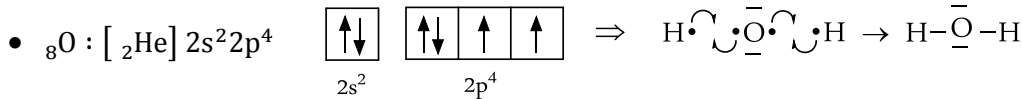
- تكوين جزيء Cl_2



- تكوين جزيء NH_3



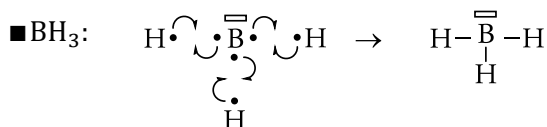
- تكوين جزيء H_2O

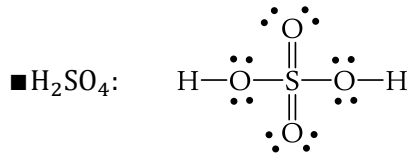


ملاحظة

- الزوج الإلكتروني الذي يشكل الرابطة الكيميائية يُسمى بالثنائي الرابط.
- الزوج الإلكتروني الذي لا يشارك في الرابطة الكيميائية يُسمى بالثنائي الحر.
- تكوين الرابطة الكيميائية لا يؤدي بالضرورة إلى ملاء الطبقة الخارجية بثمانية إلكترونات حيث يمكن أن توجد محيرات فارغة لبعض الذرات (عناصر الدورة الثانية) كما يمكن أن توجد طبقات خارجية مشبعة بأكثر من ثمانية إلكترونات.

مثال:

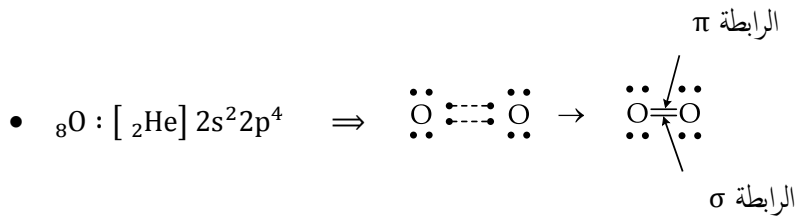




- الرابطة المشتركة المتعددة:

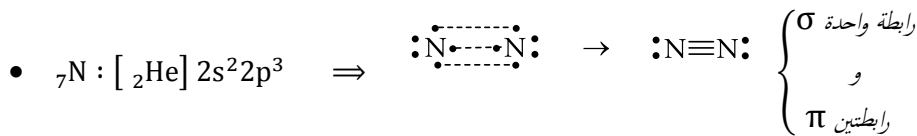
مثال:

- تكوين جزيء O_2

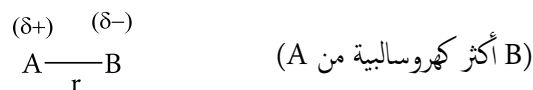


الرابطان σ و π تختلفان من حيث الطاقة.

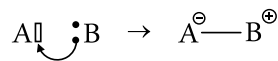
- تكوين جزيء N_2



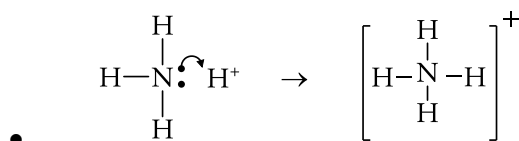
- الرابطة المشتركة المستقطبة: إذا كان هناك اختلاف في الكهروسالبية في جزيء (AB) يكون الشئائي الإلكتروني متمركز من جهة الذرة الأكثر كهروسالبية فنظهر شحنة جزئية سالبة (δ^-) وتقل الكثافة الإلكترونية من جهة الذرة الأقل كهروسالبية وبالتالي تظهر شحنة جزئية موجبة (δ^+).



- الرابطة المشتركة المانحة: هي رابطة مشتركة بين ذرتين حيث أن إحدى الذرتين تساهم لوحدها بالإلكترونين لتكوين هذه الرابطة.

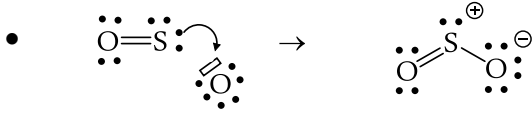


مثال:

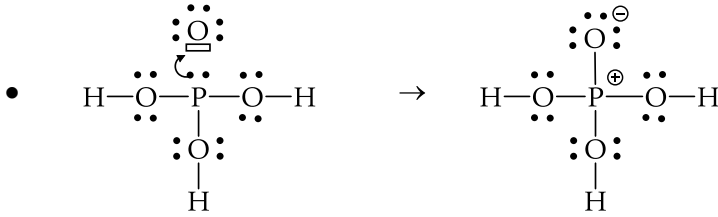


- تكوين شاردة الأمونيوم NH_4^+

- تكوين جزيء SO_2



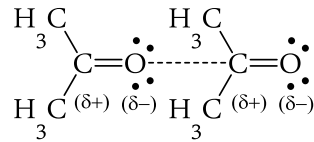
- تكوين جزيء H_3PO_4



- **الرابطه المشتركة المعدنيه:** هي رابطه مشتركة تسمح بترايط ذرات المعادن مع بعضها حيث تكون الإلكترونات المشتركة بينها موزعة على شكل سحابة إلكترونية على كل ذرات المعدن وهذا ما يجعل المعدن ناقلاً للكهرباء.

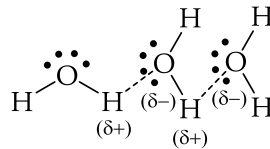
- **رابطه فاندر فالس:** تكون على شكل قوى كهروستاتيكية متبادلة بين جزيئات المادة الواحدة المستقطبة، وتنتج من تجاذب أنوية الذرات في جزيء معين مع إلكترونات التكافؤ في جزيء مجاور.

مثال:



- **الرابطه الهيدروجينية:** تعتبر أقوى القوى بين الجزيئات وهذا لأن ذرة الهيدروجين هي أصغر ذرة يمكنها أن تقترب بأدنى مسافة من الجزيئات الأخرى، تتكون الرابطة إذاً بين ذرة الهيدروجين مرتبطة وذرة جزيء آخر أكثر كهروسالبية ويحتوي على الأقل على زوج إلكتروني حر.

مثال:



ملاحظة

تصنف الروابط الكيميائية إلى روابط قوية وروابط ضعيفة حسب طاقة الرابطة

- **الروابط القوية:** وهي الروابط المكونة للجزيء (التي توجد داخل الجزيء) كالرابطة الأيونية، الرابطة المشتركة والرابطه المعدنيه، طاقتها تكون محصورة بين 200 و 600 kJ.mole^{-1}

- **الروابط الضعيفة:** توجد هذه الروابط بين الجزيئات وتمثل في الروابط الهيدروجينية ورابطه فاندر فالس، طاقتها أقل من 60 kJ.mole^{-1}

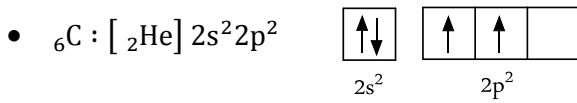
2.6. هندسة الجزيئات

1.2.6. الأشكال الهندسية للجزيئات والتهجين

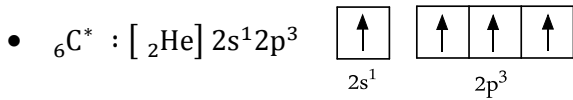
- التكافؤ: هو عدد الروابط التي بإمكان الذرة المركزية أن تُشكلها لتكوين جزيء أو شاردة.
مثال:

المركب	الذرة المركزية	التكافؤ
NH ₃	N	3
H ₂ S	S	2
HCl	Cl	1

- دراسة ذرة الكربون: تحتوي ذرة الكربون في حالتها الأساسية على إلكترونين أعزبين فتكافؤها يساوي 2.



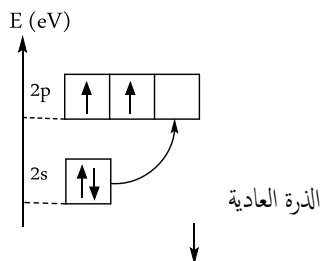
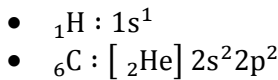
عند ارتباط ذرة الكربون مع ذرات أخرى مثلًا في جزيء الميثان (CH₄) تتغير بنيتها الخارجية ويصبح تكافؤها يساوي (4) وذلك عن طريق إثارة ذرة الكربون ويُرْمَز لها بالرمز C*.



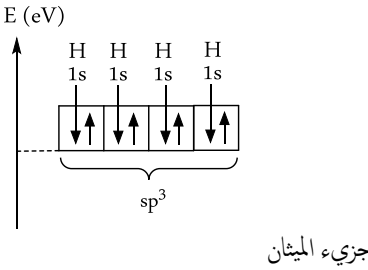
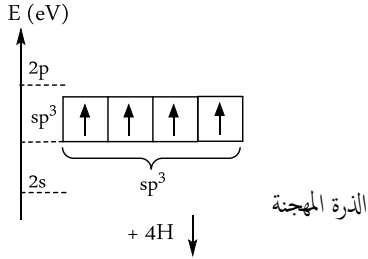
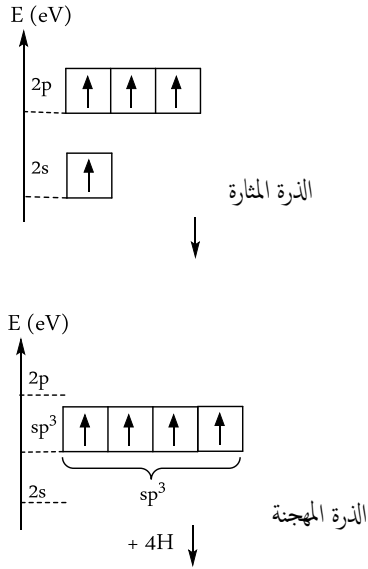
ويمكن بموجب هذا التوزيع الإلكتروني الحصول على أربعة روابط غير متشابهة فيما بينها، غير أن التجارب العملية تدل أن الشكل الهندسي لجزيء الميثان هو هرم رباعي الوجوه حيث تشغل فيه ذرة الكربون المركز، وجميع الزوايا (HĈH) فيه متساوية وقيمتها تساوي 109.5° وجميع الروابط (C – H) لها نفس الطول 1.093 Å، لكي نحصل على هذا يجب أن تتداخل المحطات الذرية الأربعة للذرة المركزية (2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z) المتقاربة في الطاقة لتكوين أربع محطات ذرية ممتزجة متماثلة في الشكل والطاقة، هذه العملية تُسمى بالتهجين.

1.1.2.6. التهجين الرباعي (sp³)

- تهجين وبناء جزيء الميثان CH₄
خطوات التهجين



- من التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون نجد أنها تحتوي على زوج إلكتروني في المحط 2s وإلكترونيين أعزبين في المحط 2p.



- عند إثارة الذرة ينتقل إلكترون من المحط 2s إلى المحط 2p، فتمتلك بذلك ذرة الكربون أربع محطات نصف مملوءة ولكنها غير متماثلة في الشكل والطاقة.

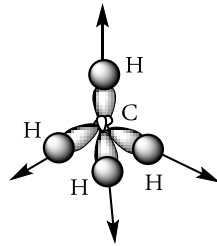
- يحدث تهجين بين محطات 2s ومحطات 2p في مستوى طاقة أعلى من مستوى طاقة المحط 2s وأقل من مستوى طاقة المحط 2p فتتكون أربع محطات متماثلة في الشكل والطاقة.

- تُسمى هذه المحطات المهجنة بمحطات sp^3 لأنها نتجت من تهجين محط s مع ثلاثة محطات p

- تتنافر المحطات المهجنة حت تصل زوايا الربط 109.5°

- يتم التداخل بين المحطات المهجنة ومحط 1s لأربع ذرات هيدروجين فتتكون أربع روابط مشتركة من نوع (σ) وبذلك يتكون جزيء الميثان

من خلال دراسة تهجين جزيء الميثان نستنتج أن الشكل الهندسي له هو هرم رباعي الوجوه.



ملاحظة

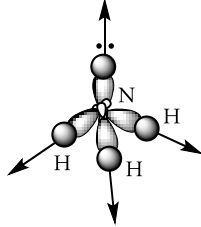
روابط σ تكون ناتجة عن:

- تداخل محط ذري مهجن مع محط ذري s
- تداخل محط ذري مهجن مع محط ذري مهجن
- تداخل محط ذري s مع محط ذري s

- تهجين وبناء جزيء NH_3

- $1H : 1s^1$
- $7N : [2He] 2s^2 2p^3$

وُجد تجريبياً أن $\text{HNH} = 107.3^\circ$ ، طول الروابط متساوية والشكل الهندسي لهذا الجزيء هو هرم رباعي الوجوه، قيمة هذه الزاوية قريبة من قيمة الزاوية ($\text{H}\hat{\text{C}}\text{H}$) في جزيء الميثان ومنه نستنتج بأن الأزوت في حالة تهجين sp^3 وسبب النقصان في قيمة الزاوية يعود إلى التنافر الكبير الموجود بين زوج إلكترونات غير رابط (حر) وزوج إلكترونات رابط مقارنة بالتنافر بين زوجين رابطتين والذي يؤدي إلى اقتراب ذرات الهيدروجين من بعضها.



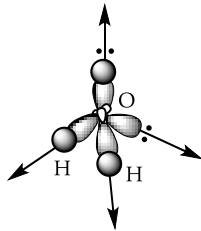
ملاحظة

الزوج الإلكتروني الحر يشارك في هندسة جزيء NH_3

- تهجين وبناء جزيء H_2O

- ${}_1\text{H} : 1s^1$
- ${}_8\text{O} : [{}_2\text{He}] 2s^2 2p^4$

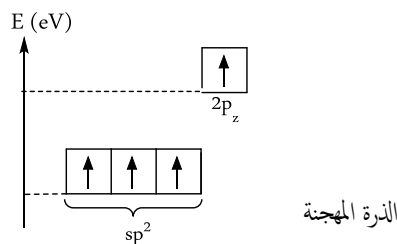
وُجد تجريبياً أن $\text{H}\hat{\text{O}}\text{H} = 104.5^\circ$ ، طول الروابط متساوية والشكل الهندسي لهذا الجزيء هو هرم رباعي الوجوه، قيمة هذه الزاوية قريبة من قيمة الزاوية ($\text{H}\hat{\text{C}}\text{H}$) في جزيء الميثان ومنه نستنتج بأن الأكسجين في حالة تهجين sp^3 وسبب النقصان في قيمة هذه الزاوية يعود إلى وجود زوجين إلكترونين غير رابطتين والتنافر بينها يكون أكبر من التنافر بين زوجين رابط وغير رابط.



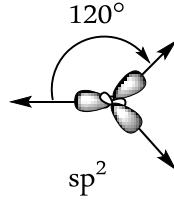
2.1.2.6. التهجين المثلثي (sp^2)

- تهجين وبناء جزيء الميثان C_2H_4

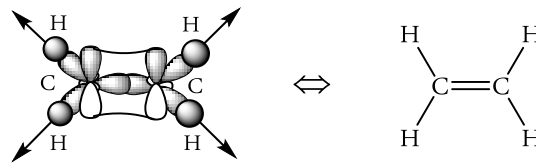
- يتم تهجين محط $2s$ مع محطين من $2p$ ($2p_x, 2p_y$) في ذرة الكربون المثارة فنتنتج ثلاث محطات مهجنة متماثلة في الشكل والطاقة ويبقى المحط $2p_z$ في وضعه الأصلي قبل التهجين وتسمى بالمحطات المهجنة sp^2 لأنها تكونت من تهجين محط s ومحطين p



- يحدث تنافر بين المحطات المهجنة حتى تصل الزوايا بينها 120° وتشكل محاور هذه المحطات مستوي واحد (مثلث مستوي).



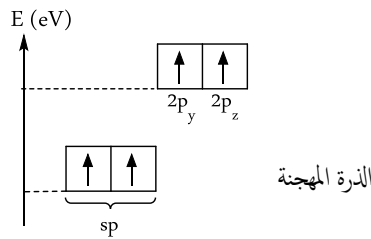
- تداخل محطات sp^2 من كل ذرة كربون مع محطات $1s$ من كل ذرة هيدروجين ينتج عنه رابطة $C-H$ من نوع σ
- التداخل بين محطات sp^2 من كل ذرة كربون ينتج عنه رابطة $C-C$ من نوع σ
- تُعرف الرابطة π (Pi) على أنها تلك الرابطة التي تنشأ من التداخل الجانبي للمحطات الذرية غير المهجنة p_z أي تكون متوازية.



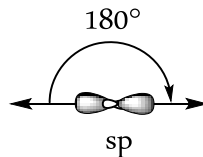
3.1.2.6. التهجين القطري (sp)

- تهجين وبناء جزيء الميثان C_2H_2

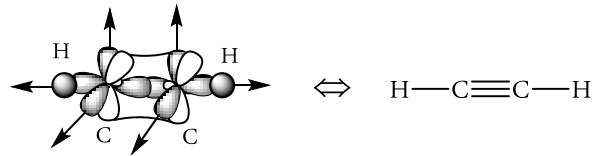
- يتم تهجين محط $2s$ مع محط من $2p$ في ذرة الكربون المثارة فينتج محطين محجنين متماثلين في الشكل والطاقة ويبقى المحطان ($2p_y, 2p_z$) في وضعها الأصلي قبل التهجين وتسمى بالمحطات المهجنة sp لأنها تكونت من تهجين محط s ومحط p



- يحدث تنافر بين المحطات المهجنة حتى تصل الزوايا بينها 180° ويكون في هذه الحالة الشكل الهندسي خطي.



- تداخل محطات sp من كل ذرة كربون مع محطات $1s$ من كل ذرة هيدروجين ينتج عنه رابطة $C-H$ من نوع σ
- التداخل بين محطات sp من كل ذرة كربون ينتج عنه رابطة $C-C$ من نوع σ
- يحدث تداخل جانبي بين محطي (p_y, p_z) من كل ذرة كربون وبالتالي تتكون الرابطة الثلاثية $C \equiv C$ (رابطة من نوع σ ورابطتين من نوع π)



ملاحظة

درجة تداخل المحطات الذرية في الرابطة σ أعلى من درجة التداخل في الرابطة π لهذا فإن الرابطة σ أقوى من الرابطة π .

2.2.6. نظرية جيلسي

تعتمد نظرية جيلسي على التنافر بين الأزواج الإلكترونية الحرة والرابطة وهذا التنافر هو الذي يحدد الزوايا بين الروابط وبالتالي معرفة الشكل الهندسي للجزيء، تكتب صيغة الجزيء حسب جيلسي كما يلي:



حيث:

A : الذرة المركزية.

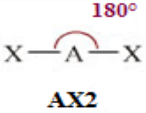
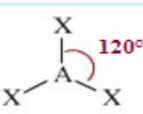
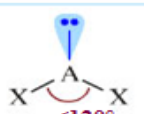
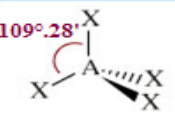
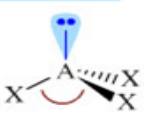

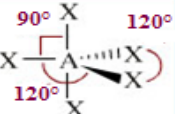
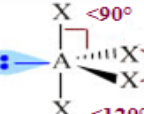
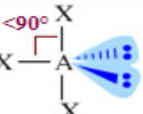
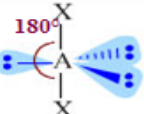

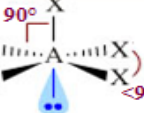
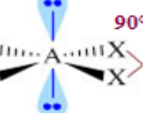
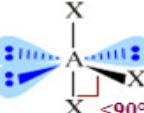
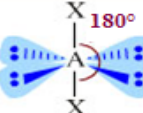
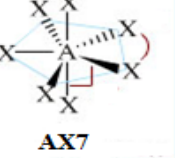
n : عدد الذرات X (ويمثل عدد الروابط الأحادية الموجودة بين A و X)

m : عدد الأزواج الإلكترونية الحرة في الطبقة الخارجية للذرة A حيث: $m = N - n$

N : عدد الأزواج الإلكترونية في طبقة التكافؤ للذرة A المنخرطة في الجزيء حيث: $N = \frac{nA+n}{2}$

n_A : عدد إلكترونات التكافؤ في الطبقة الخارجية للذرة A

الجدول التالي يمثل مختلف الأشكال الهندسية لبعض الجزيئات.

N = 2		خطي				
N = 3			مثلث مستو متساوي الأضلاع			
N = 4				هرم رباعي الوجوه ذو قاعدة مثلثة		
N = 5					ثنائي الهرم ذو قاعدة مثلثة	
N = 6						ثماني الوجوه أو ثنائي الهرم ذو قاعدة مربعة
N = 7			ثنائي الهرم خماسي الوجوه			

أمثلة:

- الشكل الهندسي خطي ($N = 2$)

• BeCl_2

- ${}_4\text{Be} : [{}_2\text{He}] 2s^2$
- ${}_4\text{Be}^* : [{}_2\text{He}] 2s^1 2p^1$

$$N = \frac{n_A + n}{2} \Rightarrow N = \frac{2 + 2}{2}$$

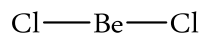
$$\Rightarrow N = 2$$

$$m = N - n \Rightarrow m = 2 - 2$$

$$\Rightarrow m = 0$$

إذا الجزيء من النوع: AX_2

الشكل الهندسي لجزيء BeCl_2 هو خطي.



- الشكل الهندسي مثلث مستوي ($N = 3$)

• BF_3

- ${}_5\text{B} : [{}_2\text{He}] 2s^2 2p^1$
- ${}_5\text{B}^* : [{}_2\text{He}] 2s^1 2p^2$

$$N = \frac{n_A + n}{2} \Rightarrow N = \frac{3 + 3}{2}$$

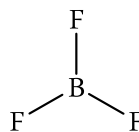
$$\Rightarrow N = 3$$

$$m = N - n \Rightarrow m = 3 - 3$$

$$\Rightarrow m = 0$$

إذا الجزيء من النوع: AX_3

الشكل الهندسي لجزيء BF_3 هو مثلث مستوي.



• SnCl_2

• $_{50}\text{Sn} : [_{36}\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^2$

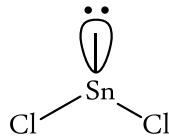
$$N = \frac{n_A + n}{2} \Rightarrow N = \frac{4 + 2}{2}$$

$$\Rightarrow N = 3$$

$$m = N - n \Rightarrow m = 3 - 2$$

$$\Rightarrow m = 1$$

إذا الجزيء من النوع: AX_2E
الشكل الهندسي لجزيء SnCl_2 هو مثلث مستوي.



- الشكل الهندسي هرم رباعي الوجوه ($N = 4$)

• NH_3

• $_{7}\text{N} : [_{2}\text{He}] 2s^2 2p^3$

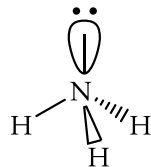
$$N = \frac{n_A + n}{2} \Rightarrow N = \frac{5 + 3}{2}$$

$$\Rightarrow N = 4$$

$$m = N - n \Rightarrow m = 4 - 3$$

$$\Rightarrow m = 1$$

إذا الجزيء من النوع: AX_3E
الشكل الهندسي لجزيء NH_3 هو هرم رباعي الوجوه.



- الشكل الهندسي ثنائي الهرم ذو قاعدة مثلثة (N = 5)

• PCl_5

- $_{15}\text{P} : [_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
- $_{15}\text{P}^* : [_{10}\text{Ne}] 3s^1 3p^3 3d^1$

$$N = \frac{n_A + n}{2} \Rightarrow N = \frac{5 + 5}{2}$$

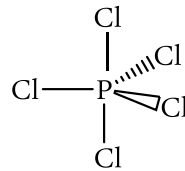
$$\Rightarrow N = 5$$

$$m = N - n \Rightarrow m = 5 - 5$$

$$\Rightarrow m = 0$$

إذا الجزيء من النوع: AX_5

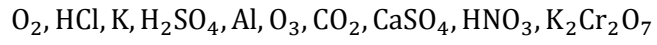
الشكل الهندسي لجزيء PCl_5 هو ثنائي الهرم ذو قاعدة مثلثة.



تمارين محلولة

التمرين الأول

1- إليك البنى الكيميائية التالية:



أ- صنفها إلى ذرات و جزيئات مع تسمية كل منها.

ب- أعد تصنيفها إلى أجسام نقية بسيطة و أجسام نقية مركبة.

2- أحسب عدد المولات و الكتلة بالغرام لـ 4.2×10^{25} ذرة من Zn (65) و 9.3×10^{24} جزيئة من CH_4

3- كم جزيئة توجد في 60 g من الغلوكوز $C_6H_{12}O_6$ وكذلك في 2 لتر من الماء.

4- ما هي كتلة ذرة واحدة من C(12) وما هي كتلة 1.8×10^{24} ذرة منه بوحدتي (g و uma).

حل التمرين الأول

1-

أ- تصنيف البنى الكيميائية إلى ذرات و جزيئات

الذرات:	الاسم
Al	ذرة الألمنيوم
K	ذرة البوتاسيوم
الجزيئات:	
$K_2Cr_2O_7$	ثنائي كرومات البوتاسيوم
HNO_3	حمض النتريك
$CaSO_4$	كبريتات الكالسيوم
CO_2	ثنائي أكسيد الكربون
O_3	ثلاثي الأكسجين (الأوزون)
H_2SO_4	حمض الكبريت
HCl	حمض الهيدروكلوريك
O_2	ثنائي الأكسجين

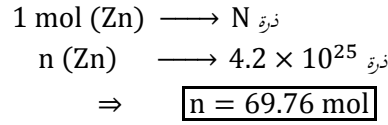
ب- تصنيف البنى الكيميائية إلى أجسام نقية بسيطة و أجسام نقية مركبة

أجسام نقية بسيطة	أجسام نقية مركبة
O_2, K, Al, O_3	$HCl, H_2SO_4, CO_2, CaSO_4, HNO_3, K_2Cr_2O_7$

2-

- حساب عدد المولات و الكتلة بالغرام لـ 4.2×10^{25} ذرة من Zn (65)

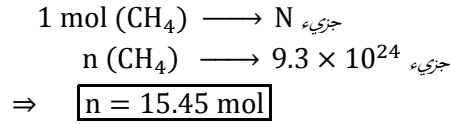
لدينا:



ولدينا:

$$m = n \times M \quad \Rightarrow \quad \boxed{m = 4534.4 \text{ g}}$$

- حساب عدد المولات و الكتلة بالغرام لـ 9.3×10^{24} جزيئة من CH_4



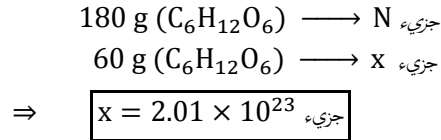
ولدينا:

$$m = n \times M \quad \Rightarrow \quad \boxed{m = 247.2 \text{ g}}$$

-3

- عدد الجزيئات الموجودة في 60 g من الغلوكوز

لدينا:



- عدد الجزيئات الموجودة في 2 لتر من الماء

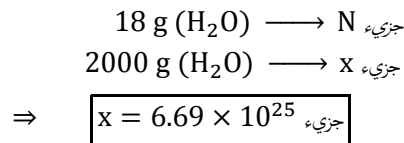
لدينا:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \Rightarrow \quad m = \rho \times V$$

$$\rho_{(\text{H}_2\text{O})} = 1 \text{ Kg/L} \quad \text{حيث:}$$

$$\Rightarrow \quad \boxed{m_{(\text{H}_2\text{O})} = 2 \text{ Kg}}$$

ولدينا:



-4

- حساب كتلة ذرة واحدة من الكربون

لدينا:

$$m_{(1C)} = \frac{M_{(C)}}{N} \Rightarrow m_{(1C)} = 1.99 \times 10^{-23} \text{g} = 12 \text{ uma}$$

حيث: $12 \text{ uma} = 1.66 \times 10^{-24} \text{g}$

- حساب كتلة 1.8×10^{24} من الكربون
لدينا:

$$12 \text{ g (C)} \longrightarrow N \text{ ذرة}$$

$$m \text{ (C)} \longrightarrow 1.8 \times 10^{24} \text{ ذرة}$$

$$\Rightarrow \boxed{m = 35.88 \text{ g} = 21.614 \times 10^{24} \text{ uma}}$$

التمرين الثاني

نواة ذرة الآزوت N مكونة من 7 نوترونات و 7 بروتونات.

أ- أحسب بـ uma الكتلة النظرية لهاته النواة ثم قارنها مع قيمتها الحقيقية والتي تساوي 14.007515 uma

ب- أحسب طاقة الربط لهاته النواة بـ J و MeV

ت- أحسب الكتلة الذرية الوسطية للآزوت الطبيعي إذا علمت أن:

^{14}N له كتلة 14.007515 uma ووفرة طبيعية 99.653%

^{15}N له كتلة 15.004863 uma ووفرة طبيعية 0.347%

حل التمرين الثاني

أ- حساب الكتلة النظرية لنواة ذرة الآزوت

لدينا:

$$m(^{14}\text{N}) = [(7 \times m_p) + (7 \times m_n)]$$

$$m(^{14}\text{N}) = [(7 \times 1.00727) + (7 \times 1.00866)]$$

$$\Rightarrow \boxed{m(^{14}\text{N}) = 14.11151 \text{ uma}}$$

- مجموع كتل البروتونات والنوترونات أكبر من كتلة النواة الحقيقية، إذاً هناك نقص في الكتلة.

ب- حساب طاقة الربط للنواة

لدينا حسب مبدأ تكافؤ كتلة-طاقة لأينشتاين:

$$\Delta E = \Delta m C^2$$

- حساب النقص في الكتلة

Δm : مجموع كتل البروتونات والنوترونات المكونة للنواة - كتلة النواة الحقيقية

$$\Rightarrow \Delta m = 14.11151 - 14.007515$$

$$\Rightarrow \boxed{\Delta m = 0.103995 \text{ uma}}$$

حيث:

uma : وحدة الكتل الذرية

$$1\text{uma} = 1.66 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$\Rightarrow \Delta E = 0.103995 \times 1.66 \times 10^{-27} \times (3 \times 10^8)^2$$

$$\boxed{\Delta E = 1.5537 \times 10^{-11} \text{ J}}$$

ولدينا:

$$1 \text{ MeV} = 1.6 \times 10^{-13} \text{ J}$$

$$\Rightarrow \boxed{\Delta E = 97.105 \text{ MeV}}$$

ت- حساب الكتلة الذرية الوسطية للآزوت الطبيعي

لدينا:

$$A_{(7N)} = \frac{(A_1 \times G_1) + (A_2 \times G_2)}{100}$$

$$\Rightarrow A_{(7N)} = \frac{(14.007515 \times 99.653) + (15.004863 \times 0.347)}{100}$$

$$\Rightarrow \boxed{A_{(7N)} = 14.010976 \text{ uma}}$$

التمرين الثالث

1- ذرة الهيدروجين في الحالة الأساسية تمتص كمية من الطاقة تُقدر بـ 10.2 eV. ما هو المستوى الطاقوي الذي يكون فيه الإلكترون في هذه الحالة.

2- يوجد إلكترون ذرة الهيدروجين في المستوى الطاقوي $n = 3$ ، عندما تصدر ذرة الهيدروجين طيف طول موجته $\lambda = 1027 \text{ \AA}$ ، ما هو المستوى الطاقوي الذي ينتقل إليه الإلكترون بعد هذا الإصدار.

حل التمرين الثالث

1- المستوى الطاقوي بعد امتصاص الذرة كمية من الطاقة

لدينا:

$$\Delta E_{n \rightarrow n'} = E_{n'} - E_n$$

$$\Rightarrow \Delta E_{n \rightarrow n'} = E_1 \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$\Rightarrow \Delta E_{1 \rightarrow n'} = E_1 \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{1^2} \right) \Rightarrow \left(\frac{1}{n'^2} - 1 \right) = \frac{\Delta E_{1 \rightarrow n'}}{E_1}$$

$$\Rightarrow \left(\frac{1}{n'^2} - 1 \right) = \frac{10.2}{(-13.6)} \Rightarrow \boxed{n' = 2}$$

2- المستوى الطاقوي الذي ينتقل إليه الإلكترون بعد الإصدار

لدينا:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right) \Rightarrow \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{3^2} \right) = \frac{1}{\lambda R_H}$$

$$\Rightarrow \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{9} \right) = \frac{1}{(1027 \times 10^{-10})(1.097 \times 10^7)}$$

$$\Rightarrow \boxed{n' = 1}$$

التمرين الرابع

تعطى العناصر: ${}_{39}\text{Y}$, ${}_{84}\text{Po}$, ${}_{46}\text{Pd}$, ${}_{16}\text{S}$

1- أكتب التوزيع الإلكتروني و التشكيل الإلكتروني، حدد رقم الدورة و رقم المجموعة لكل عنصر.

2- قارن بين (Po, S) من حيث ra (نصف القطر الذري)

3- قارن بين (Pd, Y) من حيث Ei1 (طاقة التأين الأولى)

ليكن z_A و z_B حيث: z_A ينتمي إلى دورة ${}_{46}\text{Pd}$ ومجموعة ${}_{16}\text{S}$ و z_B ينتمي إلى الدورة 6 و المجموعة IA.

4- حدد العدد الذري Z لكل من A, B ثم قارن بينهما من حيث الكهروسالبية (en).

حل التمرين الرابع

1- التوزيع الإلكتروني و التشكيل الإلكتروني، رقم الدورة و رقم المجموعة لكل عنصر

العنصر	${}_{16}\text{S}$	${}_{46}\text{Pd}$	${}_{84}\text{Po}$	${}_{39}\text{Y}$
التوزيع الإلكتروني	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^8$	$[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^1$
التشكيل الإلكتروني	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$[\text{Kr}] 4d^8 5s^2$	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$	$[\text{Kr}] 4d^1 5s^2$
رقم الدورة	3	5	6	5
رقم المجموعة	VIA	VIII B	VIA	IIIB

2- المقارنة بين (Po, S) من حيث ra

$$ra_{84\text{Po}} > ra_{16\text{S}} \Leftrightarrow (Z \nearrow, ra \nearrow) \text{ المجموعة } (Z \nearrow, ra \nearrow)$$

3- المقارنة بين (Pd, Y) من حيث Ei1

$$Ei1_{46\text{Pd}} > Ei1_{39\text{Y}} \Leftrightarrow (Z \nearrow, Ei1 \nearrow) \text{ الدورة } (Z \nearrow, Ei1 \nearrow)$$

4- تحديد العدد الذري Z ثم المقارنة من حيث الكهروسالبية (en)

- تحديد العدد الذري Z

لدينا: z_A ينتمي إلى الدورة 5 والمجموعة VIA

$$\Rightarrow z_A: [{}_{36}\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^4 \Rightarrow \boxed{Z = 52}$$

zB ينتمي إلى الدورة 6 والمجموعة IA

$$\Rightarrow zB: [_{54}\text{Xe}]6s^1 \quad \Rightarrow \boxed{Z = 55}$$

- المقارنة من حيث الكهروسالبية (en)

$_{55}B$ و $_{52}A$ لا يشتركان في الدورة ولا في المجموعة، نرض أن (zX) عنصر وسيط ينتمي إلى دورة $_{52}A$ ومجموعة $_{55}B$

$$zX: [_{36}\text{Kr}] 5s^1 \quad \Rightarrow \quad Z = 37$$

المقارنة:

$$\text{en}_{_{52}A} > \text{en}_{_{37}X} \quad \Leftarrow \quad (Z \nearrow, \text{en} \nearrow) \quad \text{لها نفس الدورة } _{52}A \text{ و } _{37}X \quad .1$$

$$\text{en}_{_{37}X} > \text{en}_{_{55}B} \quad \Leftarrow \quad (Z \nearrow, \text{en} \searrow) \quad \text{لها نفس المجموعة } _{55}B \text{ و } _{37}X \quad .2$$

من المقارنة 1 و 2 نستنتج أن: $\text{en}_{_{52}A} > \text{en}_{_{55}B}$

مصطلحات كيميائية مترجمة

Radioactivité	إشعاعية
Radioactivité spontanée	إشعاعية طبيعية
Radioactivité provoquée	إشعاعية إصطناعية
Réaction nucléaire	تفاعل نووي
Rayonnement	إشعاع
Énergie de cohésion	طاقة الربط
Stabilité	استقرار
Fusion	اندماج
Fission	انشطار
Orbite	مدار
Énergie cinétique	طاقة حركية
Énergie potentielle	طاقة كامنة
Force centrifuge	قوة طاردة
Niveau d'énergie	مستوى طاقي
Spectre d'émission	طيف إصدار
Spectre d'absorption	طيف إمتصاص
Énergie d'ionisation	طاقة تأين
Principe d'incertitude	مبدأ عدم التأكد
Case quantique	حجيرة كمية
Configuration électronique	التوزيع الإلكتروني
Couche	طبقة
Sous couche	تحت الطبقة
Équivalence	تكافؤ
Tableau périodique	جدول دوري
Période	دورة
Groupe	مجموعة
Affinité électronique	الألفة الإلكترونية
Électronégativité	الكهروسالبية
Rayon atomique	نصف القطر الذري
Liaison chimique	رابطة كيميائية
Liaison covalente	رابطة مشتركة
Liaison ionique	رابطة أيونية
Liaison métallique	رابطة معدنية
Hybridation	تهجين
Structure de lewis	تمثيل

La langue française	اللغة العربية
Atome	ذرة
Élément	عنصر
Noyau	نواة
Électron	إلكترون
Proton	بروتون
Neutron	نوترون
Particules	جسيمات
Molécule	جزيء
Solution	محلول
Liquide	سائل
Solide	صلب
Produits	نواتج
Réactifs	متفاعلات
Volume	حجم
Pression	ضغط
Température	درجة الحرارة
Nombre de moles	عدد المولات
Numéro atomique	العدد الذري
Nombre de masse	العدد الكتلي
Masse atomique	الكتلة الذرية
Charge	الشحنة
Neutre	متعادل
Gaz parfait	غاز مثالي
Acide	حمض
Base	أساس
Matière	مادة
Corps	جسم
Composé	مركب
Mélange	خليط
Phase	طور
Pur	ثقي
Homogène	متجانس
Hétérogène	غير متجانس
Isotope	نظير

قيم بعض الثوابت الفيزيائية في الكيمياء

القيمة	الرمز	الثابت
$2.99792458 \times 10^8 \text{ m. s}^{-1}$	c	سرعة الضوء في الفراغ
$8.8542 \times 10^{-12} \text{ F. m}^{-1}$	ϵ_0	ساحية الفراغ
$6.02214076 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	N	عدد أفوغادرو
$6.6260755 \times 10^{-34} \text{ J. s}$	h	ثابت بلانك
$8.31451 \text{ J. mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ $0.082058205 \text{ atm. L. mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ $1.9872 \text{ cal. mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$	R	ثابت الغازات المثالية
$1.09737318 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$	R_H	ثابت ريدبرغ
$1 \text{ uma} = 1.660538782 \times 10^{-24} \text{ g}$	uma	وحدة الكتلة الذرية
$1.75882 \times 10^{11} \text{ C. kg}^{-1}$	e/m_e	نسبة شحنة الإلكترون إلى كتلته
$9.10938215 \times 10^{-31} \text{ kg}$	m_e	كتلة الإلكترون
$1.672621637 \times 10^{-27} \text{ kg}$	m_p	كتلة البروتون
$1.674927211 \times 10^{-27} \text{ kg}$	m_n	كتلة النيوترون
$6.644657230 \times 10^{-27} \text{ kg}$	m_α	كتلة جسيم ألفا
$1.602176487 \times 10^{-19} \text{ C}$	e	الشحنة العنصرية

المراجع

المراجع باللغة العربية

1. الكيمياء العامة في الحلقة الأولى من الجامعة (بنية المادة)

تأليف: دريلا - تورس - لايلول - قاليينو

ترجمة: د. رشيد حراوية

د. صلاح يحيوي

ديوان المطبوعات الجامعية - الجزائر - 1980

2. الكيمياء العامة (بنية المادة) القسم الأول

تأليف: د. معمر حمدي

ديوان المطبوعات الجامعية - الجزائر - 1992

3. الكيمياء العامة (بنية المادة) الجزآن الأول والثاني

تأليف: حسن بوزيان

ديوان المطبوعات الجامعية - الجزائر - 2013

ديوان المطبوعات الجامعية - الجزائر - 2017

4. الكيمياء العامة (السنة الأولى جامعي) الجزء 1

تأليف: محمد أمين ديدي

عمر عبد الرحيم

ديوان المطبوعات الجامعية - الجزائر - 2014

المراجع باللغة الفرنسية

1. A. Casalot, J. Estienne, "Structure de la Matière: Exercices et Problèmes Corrigés", Hachette Editions, 1998
2. G. Faverjon, J. Mesplede, "Chimie 1: Atomistique, Thermodynamique, Cinétique; Cours Méthodes, Exercices Corrigés", Bréal, 1998
3. E. Flamand, J-L. Allard, "Chimie Générale 3e éd'", Modulo, 2010