2021

كورس أوكسجين

الفصل الدراسي الأول

مادة الكيمياء

م. مريم السرطاوي

t.me/sartawichem

بسم اللَّه الرحمن الرحيم

أحمد اللَّه وأشكره على إنجاز هذا العمل فله الحمد أولًا وآخرًا،

طلابي الأعزاء لا بد أن نعي جميعًا أن أي عمل بشر لا يخلو من نقص أو عيب؛

فإن الكمال للَّه وحده، لذا عليكم تجربة الحساب بأنفسكم للتأكد من النتائج

ولتثقوا بقدراتكم العظيمة

بقدرِ الكدِّ تكتسبُ المعالي ومن طلب العلا سهر الليالي

ومن رام العلا من غير كد أضاع العمر في طلب المحال

تروم العز ثم تنام ليـــــــــــلاً يغوص البحر من طلب اللآلي

رسالتان قصيرتان:

إن التعليم المميز للجميع والعلم يُؤتى ولا يأتي، فهلمَّ يا طالب العلم إلى مجدك

الدوسية المجانية على الإنترنت هي لنفع الطالب في المقام الأول، ولا يعني ذلك أنه يحلّ التعديل عليها أو نسبتها لغير صاحبها، فالحقوق الفكرية والبصمة الكتابية محفوظة

تابع معنا كل جديد مع طلاب مدرسة الكيمياء الإلكترونية

https://cutt.us/SCHOOLofCHEMISTRY

وأيضا على قناتي اليوتيوب مريم السرطاوي

وعلى التيليجرام

https://t.me/sartawichem

الوحدة الأولى: بنية الذرة وتركيبها

تهيئة قبل الدخول في الوحدة

ما هو تركيب الذرة كما تعلمنا سابقًا؟

البروتون موجب الشحنة وهو في النواة، الإلكترون سالب الشحنة يدور في مدارات ثابتة حول النواة، النيوترون متعادل الشحنة وهو في النواة

؟ كيف استطاع العلماء رسم النماذج الذرية وقتما كانت الذرة لا ترى حتى بالمجهر؟

1- بعد اختراع أديسون للمصباح، حاول العلماء معرفة سبب توهج السلك في المصباح لألوان مختلفة

2- فقالوا: لو درسنا الضوء وخصائصه فهكذا سنعرف المادة وبنيتها التي تسبب ذلك التوهج عند التسخين، وتتغير ألوانه كلما ازدادت فترة التسخين

3- خلال ذلك الوقت ظهرت نماذج ذرية للعلماء: دالتون ثم طومسون [مكتشف الإلكترون] ثم رذرفورد [مكتشف البروتون] وكل تلك النماذج كان فيها قصور

4- استمر علماء الفيزياء بدراسة الضوء، وكان لظاهرة التأثير الكهروضوئي التي قام بها العالم آينشتاين دورًا مهما في تطور النظرية الذرية، بأن الضوء عبارة عن فوتونات بالإضافة لفرضية العالم بلانك لنظرية الكم

5- جاء العالم بور ليصمم نموذجه الذري بناء على:

a) فرضيات العالمين بلانك وآينشتاين بخصوص نظرية الكم للضوء (الضوء عبارة عن فوتونات كل منها لها طاقة محددة مكماة)، فطبقها على الإلكترون بأن له طاقة معينة في مستواه

b) استفاد من نموذج رذرفورد الأخير وهو أن النواة هي التي تتركز فيها كتلة الذرة وحولها تتحرك الإلكترونات،

c) طبق بور تجربته العلمية على الطيف الذري للهيدروجين وخرج بفرضيته أو نموذجه الذري

6- تتابعت التجارب والفرضيات بخصوص الذرة وبنيتها، حيث لم يستطع بور تفسير الأطياف الأخرى المعقدة غير الهيدروجين

7- وصلنا لمرحلة النموذج الذري الذي تشكل بعد "معادلة شرودنغر" وظهور أعداد الكم التي تصف موقع الإلكترون وطاقته وشكل الفلك الذي يحتمل تواجده فيه

ويسمى بالنموذج الميكانيكي الموجي للذرة

8- وأخيرا تم اكتشاف النيوترون على يد العالم شادويك في عام 1932

تجربة استهلالية: الطيف الذري: صفحة 9

ما هي تجربة الطيف الذري؟

هي التجربة التي قام بها العالم ≪نيلز بور≫ مستخدمًا ذرة الهيدروجين، فاكتشف من خلال النظر إلى نتائجها: بنية الذرة وتركيبها، ووضع نظريته الخاصة بالنموذج الذري الخاص بذرة الهيدروجين

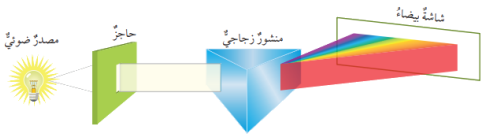
ما هدفنا من التجربة؟

التعرف على خصائص الطيف الكهرومغناطيسي ≪الضوء≫ مما يسمح بعد ذلك بالتعرف على البنية الذرية

كيف سيفيدنا ذلك في معرفة خصائص الطيف الكهرومغناطيسي وبنية الذرة؟

بمقارنة الضوء الصادر عن المصباح العادي والثاني الصادر عن أنبوب التفريغ الذي يحوي غاز الهيدروجين، بعد تجمع كلًّا من الضوء الصادر عن المنشور على الشاشة البيضاء

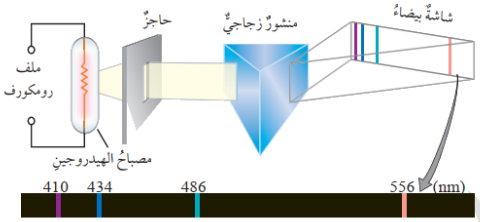
كيف يظهر الضوء الصادر عن المصباح على الشاشة البيضاء؟ أصفُ ذلك



يظهر ضوء المصباح العادي على الشاشة البيضاء في صورة مجموعات من الألوان المتتابعة المتداخلة على شكل قوس المطر، ويسمى الطيف المتصل

ويتحلل إلى الألوان: الأحمر – البرتقالي – الأصفر – أخضر – أزرق – نيلي – بنفسجي

أصفُ الضوء الصادر عن أنبوب التفريغ



يظهر الضوء الصادر عن أنبوب التفريغ في صورة مجموعة من الخطوط الملونة المتباعدة ويسمى الطيف المنفصل، ويتحلل إلى الألوان: أحمر – أخضر – أزرق – بنفسجي

ما الفرق بين ألوان الضوء الصادرة في كلتا الحالتين؟

الضوء العادي صدر عنه سلسلة من الألوان المتتابعة المتداخلة من دون وجود حد فاصل بين اللون واللون الذي يليه، بخلاف الضوء الصادر عن أنبوب التفريغ حيث كان عبارة عن مجموعة من الخطوط لكل منها لون خاص به يمكن تمييزه من غيره

صورة مرفقة لضوء غاز الهيدروجين الصادر من أنبوب التفريغ بسبب مرور التيار الكهربائي فيه قبل تحلله عبر المنشور، الضوء البنفسجي الصادر عن غاز الهيدروجين، يتحلل ويتشتت هذا الضوء للألوان الأربعة المرئية [المنفصلة] كما سبق في التجربة

لماذا كانت الألوان المرئية متباعدة ولماذا اختلفت النتيجة عن الضوء الأبيض العادي؟

هذا ما درسه العالم بور وأجاب عنه في نموذجه الخاص للذرة

الدرس الأول: نظرية بور لذرة الهيدروجين

الطيف الكهرومغناطيسي

التفكير الناقد: لماذا تختلف الألوان الصادرة عن مصابيح التزيين في إعلانات المحلات التجارية؟

كل مصباح فيه غاز معين، للغاز ضوء ينبعث إذا تعرض لطاقة سواء تسخين أو تيار كهربائي

❓ لا بد أن ندرس الضوء لنتعرف على طبيعة وبنية ذرات تلك المادة

❓ ما أهمية الضوء بالنسبة للنظريات الذرية الحديثة؟

هو المصدر الرئيس للمعلومات التي استندت إليها النظريات الحديثة في تفسير بنية الذرة وتركيبها

❓ فسِّر: اندفع العلماء في أواخر القرن التاسع عشر إلى دراسة الضوء وتحليله

لأنهم لاحظوا انبعاث الضوء من بعض العناصر عند تسخينها وتوصلوا إلى ارتباط سلوك العنصر بالتوزيع الإلكتروني

تعريف الطيف الكهرومغناطيسي: هو جميع الأطوال الموجية التي يتكون منها الضوء، أو هو الضوء في جميع أطواله الموجية وتردداته

الكهرومغناطيسي لأنه يتكون من مجالين: كهربائي ومغناطيسي

خصائص الضوء

1- الضوء شكل من أشكال الطاقة، وحداته هي الفوتونات

2- ينتقل الضوء في الفراغ بسرعة ثابتة ومقدار تلك السرعة

$3 \times 10^8\ m/s =$ (يرمز لسرعة الضوء بالرمز C)

3- تنتشر فوتونات الضوء على شكل أمواج [الطبيعة الموجية للضوء]

4- يوصف الضوء عن طريق: طول الموجة (ورمزه: لامدا λ) و التردد (ورمزه: نيو ν)

بحيث أن سرعة الضوء = طول الموجة × التردد [الشرح ص12 من الدوسية]

نصفُ موجات الطيف الكهرومغناطيسي عن طريق 1- طول الموجة 2- ترددها

أقسام الطيف الكهرومغناطيسي

1- الطيف المرئي، ويُطلق عليه أيضًا الطيف المتصل أو الطيف المستمر

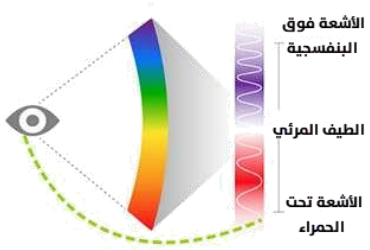
- تعريف الطيف المرئي حزمة ضيقة من الطيف الكهرومغناطيسي يمكن تمييزها بالعين وتتراوح أطوالها الموجية بين 350 نانومترًا و 800 نانومتر
- يظهر عند تحليل الضوء العادي أو ضوء الشمس خلال منشور زجاجي، أو عند تشتت ضوء الشمس من خلال حبات المطر فيظهر قوس المطر في السماء
- شكله بعد التحلل: حزمة من الأشعة الملونة المتتابعة من دون ظهور حدود فاصلة واضحة بينها
- أمثلة على الطيف المرئي: قوس المطر
- تعريف الطيف المتصل (المستمر): مجموعة الأطوال الموجية التي تظهر في صورة مجموعة من الألوان المتتابعة المتداخلة التي يتكون منها الضوء العادي

❓ أفسر ص11: سبب تحلل الضوء بعد خروجه من المنشور

بسبب الانكسار من خلال وسطين شفافين مختلفين في الكثافة [الهواء والزجاج]

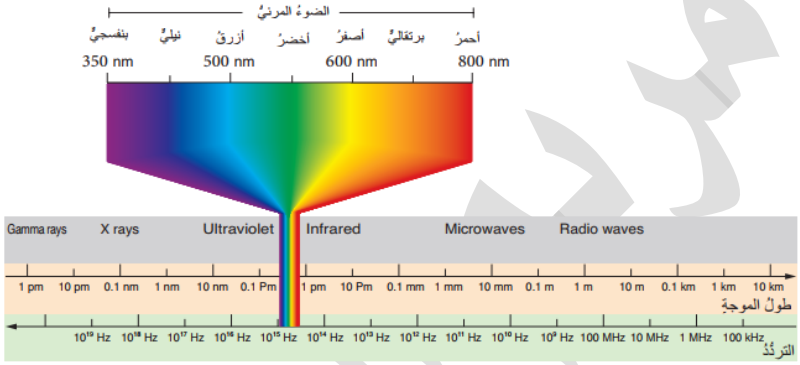
2- الطيف غير المرئي

- تعريف الطيف غير المرئي: الأطوال الموجية التي يتألف منها الطيف الكهرومغناطيسي ويقل طولها الموجي عن 350 نانومترًا ويزيد عن 800 نانومتر ولا يمكن تمييزها بالعين
- لا نستطيع ملاحظته بالعين المجردة، له أجهزة خاصة ترصده، وقد نشعر بتأثيره من خلال التوهج أو الحرارة، مثل: الطعام المسخن بواسطة الميكروويف
- أمثلة على الطيف غير المرئي



أ- الأمواج التي يقل طولها عن 350 نانومترًا [فوق الضوء البنفسجي]، مثل: الأشعة السينية

ب- الأمواج التي يزيد طولها عن 800 نانومتر [تحت الضوء الأحمر]، مثل: أمواج الراديو، والتلفاز، وأمواج الميكروويف



? أفسرُ: ظهور قوس المطر في السماء

نتيجة تشتيت حبات المطر لضوء الشمس، فيتحلل الضوء الأبيض إلى مكوناته وهي ألوان الطيف السبعة المعروفة

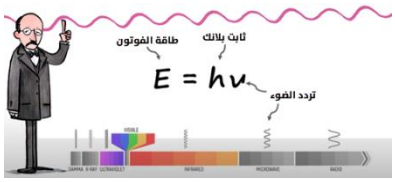
? أذكرُ تطبيقات واستخدامات حياتية للطيف غير المرئي

- أمواج الميكروويف: تستخدم في تسخين الطعام وطهيه
- الأشعة السينية: يستخدمها الأطباء في تصوير أجزاء جسم الإنسان، مثل: العظام وبعض أجزائه الداخلية (التصوير الملون)

يحفظ الطالب ترتيب الألوان لفترة الطيف المرئي ونطاقها البنفسجي 350 والأحمر 800

إنجازات العالمين بلانك وآينشتاين في مجال الضوء

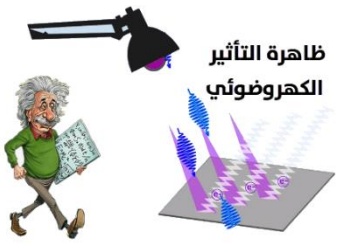
? ما هي الدراسات التي قام بها العالمان ماكس بلانك وآينشتاين بخصوص الضوء؟



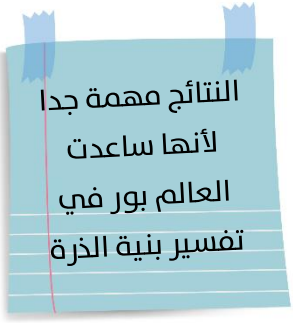
أولاً: ماكس بلانك (نظرية الكم): الموجات الكهرومغناطيسية لا تصدر بشكل متصل بل على شكل كميات متقطعة تُسمى الكوانتم أو الكم، حيث يعتبر الكم أصغر مقدار معين من الطاقة يمكن تبادله بين الأجسام وفق تردد معين

وترتبط طاقة الكم (الفوتون) بتردد الإشعاع المرافق له، وتردد الضوء يتناسب عكسيًا مع طول موجته، أثبت ذلك من خلال معادلته

ثانيًا: آينشتاين (ظاهرة التأثير الكهروضوئي): تنبعث الإلكترونات من سطح بعض الفلزات عند امتصاصها لفوتونات الضوء بحيث تردد الفوتون الساقط عليها لديه طاقة معينة ومحددة يحرر من خلالها الإلكترونات



المعلومات السابقة للفهم فقط وليست للحفظ



❓ ما هي النتائج التي توصلا إليها؟ أو عمَّ أسفرت تلك الدراسات؟

1- للضوء طبيعة موجية مادية

2- ينبعث الضوء من الذرات بترددات محددة تسمى الكمّ

3- الفوتونات تمثل الوحدات الأساسية المكونة للضوء

4- يحمل الفوتون مقدارًا محددًا من الطاقة يتناسب طرديًّا مع تردده

تعريف الكم: مقدار محدد من الطاقة ينبعث من الذرة المثارة؛ نتيجة انتقال الإلكترون فيها من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل، على نحو يوافق فرق الطاقة بين المستويين

تعريف الفوتونات: جسيمات مادية متناهية في الصغر تمثل الوحدات الأساسية المكونة للضوء، ويحمل كل منها مقدارًا محددًا من الطاقة

معادلات مهمة للتطبيق عليها بخصوص الضوء

- قانون بلانك لنظرية الكم:

$$E = hv$$

E طاقة الفوتون ⇦ وحدة الطاقة: جول J

h ثابت بلانك $= 6.63 \times 10^{-34}$ J. s ⇦ الوحدة: جول. ثانية

v تردد الضوء [نيو] ⇦ الوحدة هيرتز Hz وله مضاعفات الكيلو 10^3 والميجا 10^6

والهيرتز وحدة قياس التردد وهي نفسها مقلوب الثانية s^{-1}

- قانون سرعة الضوء بوصف الموجة والتردد:

$$C = \lambda v$$

C سرعة الضوء في الفراغ $= 3 \times 10^8$ m/s ⇦ الوحدة: متر/ ثانية

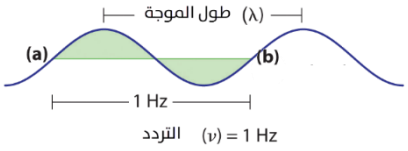
λ طول الموجة [لامدا] ⇦ الوحدة: متر m ـ km للموجات الطويلة، متر وكيلومتر

أما الموجات القصيرة فهي تقاس بأجزاء من المتر وهي:

⇦ الميكرومتر $= 10^{-6}$ متر النانومتر $= 10^{-9}$ متر الأنجستروم $= 10^{-10}$ متر

v تردد الضوء [نيو] ⇦ الوحدة هيرتز Hz

مفهوم طول الموجة والتردد والعلاقة بينهما



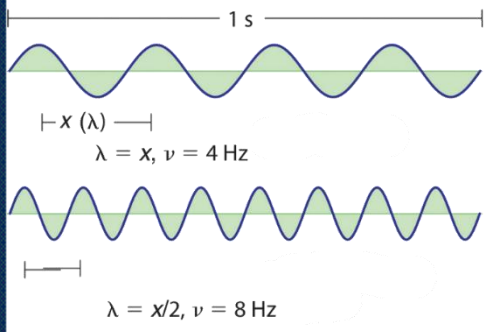
من الشكل التالي: أين تبدأ الموجة وأين تنتهي؟ وماذا تستنتج؟

تبدأ من نقطة a وتنتهي عند نقطة b ويعتبر ذلك 1Hz

الموجة الواحدة تتكون من قمة وقاع متتاليين

تعريف **طول الموجة**: المسافة الفاصلة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليين

تعريف **التردد**: عدد الموجات التي تمر بنقطة في ثانية



من الشكل التالي: استنتج العلاقة بين طول الموجة وترددها؟

خلال زمن: 1 من الثانية:

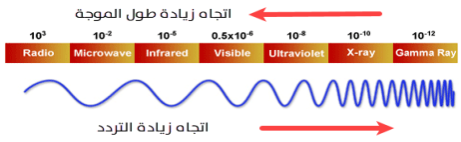
الشكل العلوي: 4 موجات أي 4 Hz مع اعتبار أن طول الموجة $x =$

الشكل السفلي: 8 موجات أي 8 Hz

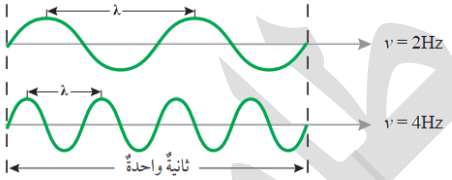
* طول الموجة أقل ويعادل نصف طول الموجة في الشكل العلوي $\frac{x}{2}$

أستنتج أن: العلاقة عكسية

كلما زاد التردد [عدد الموجات في زمن 1 من الثانية] يقل طول الموجة



توضيح: لو عدنا إلى شكل أقسام الطيف الكهرومغناطيسي لوجدنا أن الترددات العالية تكون للأشعة فوق البنفسجية وما بعدها، حيث لها طول موجي أقل، بينما تنخفض الترددات في الأطوال الموجية الأكبر مثل أمواج الراديو



من قانون بلانك لنظرية الكم $E = hv$ ما العلاقة بين التردد والطاقة؟

العلاقة طردية، كلما زاد التردد زادت طاقة الفوتون، وبالتالي الموجة التي ترددها أعلى طاقتها أعلى وأيضا طول موجتها أقصر.

سؤال أقارن ص13: أيهما أكبر طول الموجة الأولى أم الثانية؟

الأولى أكبر لأن ترددها أقل

تطبيقات محلولة على القوانين السابقة

فوتون طاقته: $4.6 \times 10^5 \text{J}$ ، احسب التردد

المعطيات السؤال: الطاقة E

المطلوب: التردد v

القانون الذي يجمع بين الطاقة والتردد هو قانون بلانك $E = hv$

h ثابت بلانك $= 6.63 \times 10^{-34}\ \text{J.s}$ ⇦ مهم حفظه

نعوض في القانون بعد جعل التردد هو المطلوب:

$$v = \frac{E}{h} = \frac{4.6 \times 10^5 \text{J}}{6.63 \times 10^{-34}\ \text{J.s}} = 0.69 \times 10^{39} = 6.9 \times 10^{38} \text{Hz}$$

فوتون طول موجته $7.1 \times 10^{-8}\text{m}$ ، احسب تردده

المعطيات: طول الموجة λ المطلوب: التردد $\boldsymbol{v}$

لقانون الذي يجمع بين طول الموجة والتردد هو قانون سرعة الضوء $C = \lambda v$

$\boldsymbol{C}$ سرعة الضوء $= 3 \times 10^{8}\ \text{m/s}$ ⇦ مهم حفظه

نعوض في القانون بعد جعل التردد هو المطلوب:

$$v = \frac{C}{\lambda} = \frac{3 \times 10^{8}\ \text{m/s}}{7.1 \times 10^{-8}\text{m}} = 0.42 \times 10^{16} = 42 \times 10^{14} s^{-1}$$
$$= 42 \times 10^{14} Hz$$

فوتون طاقته: $2 \times 10^{-18}\text{J}$ ، احسب طول موجته وحدد الموقع التقريبي لهذا الشعاع ضمن نطاقات الطيف الكهرومغناطيسي

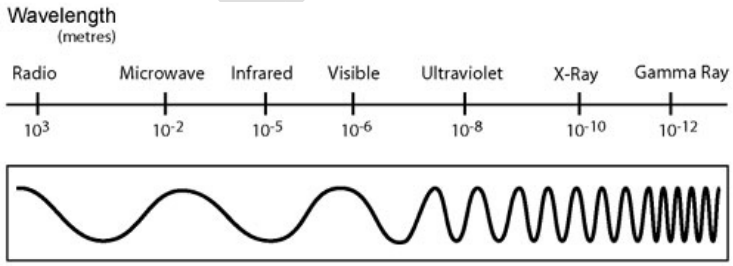
نجمع بين القانونين في معادلة واحدة $E = h \times \frac{C}{\lambda}$

نعوض في القانون بعد جعل طول الموجة هو المطلوب:

$$\lambda = h \times \frac{C}{E} = 6.63 \times 10^{-34}\ \text{J.s} \times \frac{3 \times 10^{8}\ \text{m/s}}{2 \times 10^{-18}\text{J}} = 9.95 \times 10^{-8}\text{m}$$
$$= 0.995 \times 10^{-7} m = 1 \times 10^{-7} m$$

نقارنها بالرسم لأن الطول الموجي في الرسم وحدته متر، بينما لو كانت الوحدة نانومتر فإننا نحول طول الموجة إلى نانومتر حيث: كل **1** نانومتر يعادل $\mathbf{10^{-9}m}$

*يقع الإشعاع ضمن نطاق الطيف المرئي والأشعة فوق البنفسجية كما هو واضح من النطاقات في الصورة

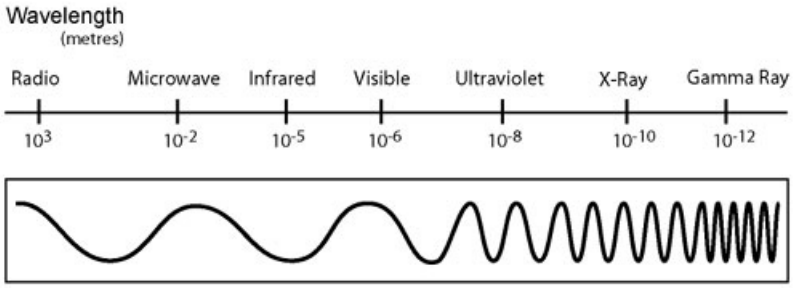


ورقة أتدرب [1]

فوتون تردده: $0.29 \times 10^{16}\text{Hz}$ ، احسب طاقته

احسب تردد الفوتون الذي طوله الموجي: 1.5Å وحدد موقعه ضمن أي نطاق من الطيف الكهرومغناطيسي

تذكّر: كل 1 أنجستروم يعادل 10^{-10}m



حدد مدى الطول الموجي لنطاق الطيف المرئي

أكمل ما يلي بالمعلومات الصحيحة:

1- العالمان ..... و ..... درسا الضوء وخرجا بنتائج مهمة منها:

أن الضوء له طبيعة: ..... و .....

2- تتكون الموجة من ..... و ..... متتاليين

3- يوصف الضوء بـ ..... و .....

4- العلاقة بين طول موجة الضوء و تردده علاقة .....

5- العلاقة بين تردد الفوتون وطاقته علاقة .....

6- وحدة قياس طول موجة الضوء بـ ..... أو أجزاء منه

7- إذا كان تردد الضوء في زمن من الثانية يعادل 4 Hz فإن عدد الموجات: .....

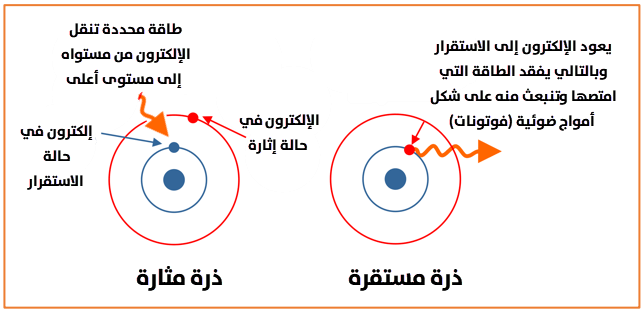
8- ..... هو مصدر المعلومات الرئيسي عن الذرة

9- ..... نوع من الأشعة يستخدم لتصوير أجزاء جسم الإنسان

10- قوس المطر من أمثلة الطيف .....

الطيف الذري

التفكير الناقد:



❓ من خلال الرسم التالي، ما الذي يحدث لو اكتسبت الذرة طاقة معينة من تسخين أو تيار كهربائي؟

إذا تعرضت الذرات لطاقة معينة فإنها تصبح في حالة عدم استقرار أي تصبح ذرة مثارة، لأن الإلكترونات في مستواها الموجودة فيه تكتسب تلك الطاقة المحددة على شكل إشعاعات ذات ترددات وأطوال موجية، فينتقل الإلكترون إلى مستوى أعلى وأبعد عن النواة

تعريف **الذرة المثارة**: هي ذرة العنصر التي امتصت كمية الطاقة؛ مما أدى إلى انتقال أحد إلكتروناتها أو أكثر من المستوى الموجود فيه إلى مستوى أعلى من الطاقة

❓ ماذا نسمي الطاقة أو الإشعاعات التي كسبها الإلكترون؟ طيف الامتصاص الخطي

❓ ماذا يحدث للذرة المثارة بعد ذلك؟ لا تلبث الذرة أن تعود لحالة الاستقرار، يعود الإلكترون من المستوى الأعلى إلى مستوى الاستقرار ويفقد الطاقة التي اكتسبها، فتنبعث منه الطاقة على شكل أمواج ضوئية بعضها طيف مرئي وبعضها غير مرئي، ويُعرف ذلك بالطيف الذري

تعريف **الطيف الذري**: مجموعة الأمواج الضوئية التي تصدر عن ذرات العناصر ويقع بعضها في منطقة الضوء المرئي وبعضها الآخر في منطقة الضوء غير المرئي

❓ لو حللنا ذلك الضوء الصادر عن الذرات المثارة، ماذا تتوقع أن يكون شكل طيفه؟

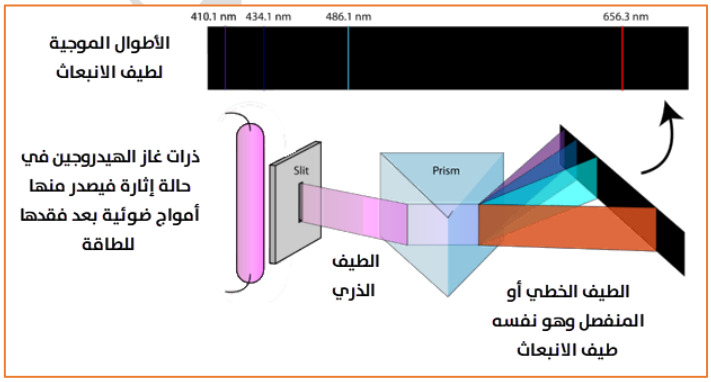
عند تحليل الضوء الصادر عن الذرات المثارة فإنه يظهر على شكل خطوط ملونة متباعدة يمتاز كل خط لون بطول موجة وتردد خاصين به، ويُعرف بالطيف الخطي [أو المنفصل] ويُعرف أيضًا بطيف الانبعاث الخطي

تعريف **الطيف الخطي** [المنفصل]: مجموعة من الأطوال الموجية التي تظهر في صورة مجموعة من الألوان المتباعدة التي تظهر في منطقة الطيف المرئي

❓ ما هي أنواع الطيف الخطي [المنفصل]؟

1- طيف الانبعاث الخطي:

تعريف **طيف الانبعاث الخطي**: مجموعة من الأطوال الموجية للضوء الصادر عن ذرات العنصر المثارة عند عودة الإلكترون فيها إلى حالة الاستقرار

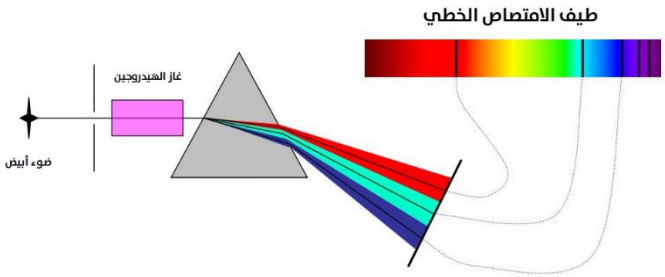


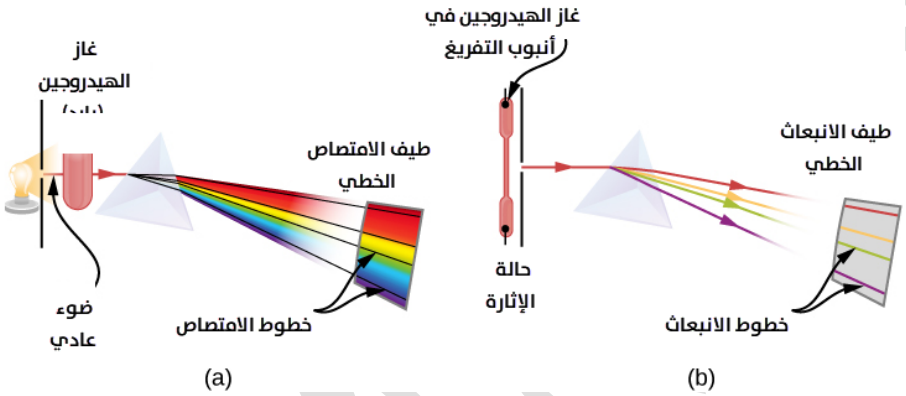
مثال: الطيف الصادر من تحليل ضوء مصباح الهيدروجين، ومثله مصباح الصوديوم أو الليثيوم ..الخ

2 – طيف الامتصاص الخطي:

تعريف طيف الامتصاص الخطي: مجموعة من الأطوال الموجية للضوء الذي [امتصته] اكتسبته الإلكترونات أثناء تحول ذرات العنصر إلى ذرات مثارة

مثال: إمرار طيف مستمر (ضوء عادي أو ضوء الشمس) خلال بخار أحد العناصر فتمتص ذرات العنصر الخطوط الطيفية الخاصة بها ويمر باقي الطيف ليتحلل عبر المنشور فيظهر طيف الامتصاص على شكل خطوط معتمة سوداء





مقارنة بين طيف الامتصاص وطيف الانبعاث

وجه المقارنة	خطوط الامتصاص	خطوط الانبعاث
الأطوال الموجية	متشابهة	
الترددات	متشابهة	
الشكل	خطوط معتمة سوداء	خطوط مضيئة ملونة

يظهر طيف الامتصاص أو خطوط الامتصاص في الطيف المرئي بمواقع الطول الموجي الذي امتصته الذرة ولذا كان الطول الموجي والتردد نفسه

أفسِّرُ: يُعد طيف الانبعاث الخطي مميزًا للعنصر مثل بصمة الإصبع للإنسان

لأن دراسات التحليل الكيميائي (اختبار اللهب) أثبتت أنَّ لكل عنصر طيفًا خطيًّا خاصًّا به يميزه من الطيف الخطي لأي عنصر آخر

أفكر ص15: لماذا يختلف الطيف الذري من ذرة لأخرى؟

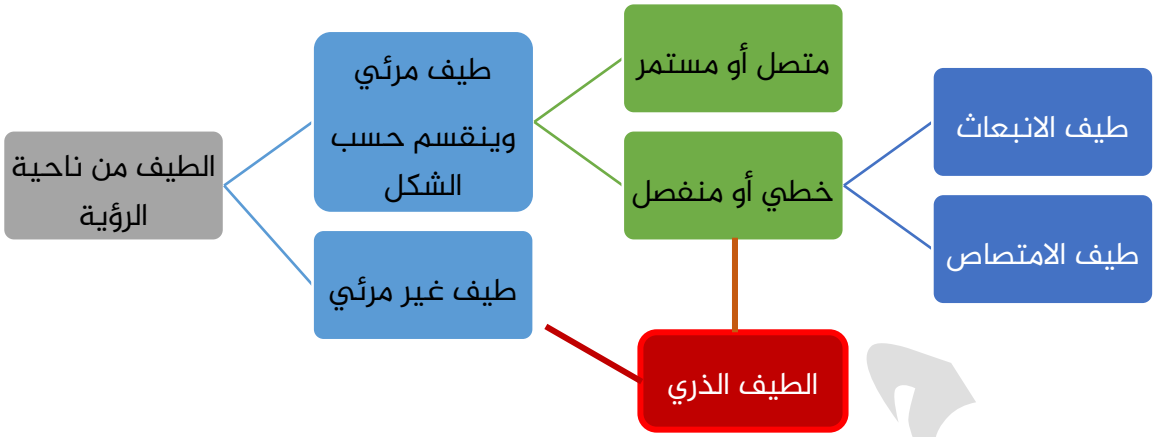
1 – لاختلاف تركيب الذرة وبنيتها 2 – واختلاف عدد البروتونات في النواة

3 – اختلاف مستويات الطاقة في الذرة 4 – وكيفية توزيع الإلكترونات فيها

استخدامات الطيف الذري

1 – يستخدم على نطاق واسع في التحاليل الكيميائية للتعرف على العناصر المكونة للمركبات والمواد المختلفة

2 – يستخدم في مجال التحاليل الطبية والصناعية والزراعية



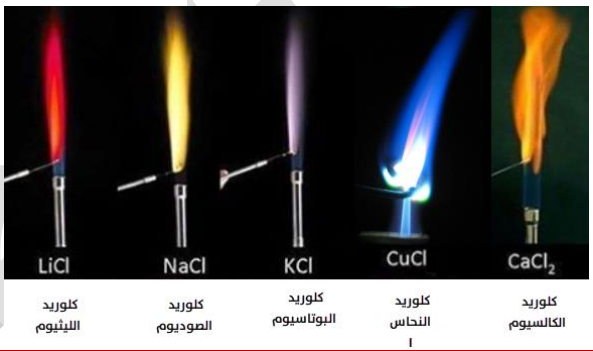
أتحقق ص15: أقارن بين الضوء الذي يظهر في الطيف المتصل والضوء الذي يظهر في الطيف المنفصل

في الطيف المتصل: يكون الضوء المستخدم هو ضوء الشمس أو ضوء المصباح العادي وينتج بشكل حزمة من الألوان المتتابعة الملونة من دون حدود فاصلة بينها

في الطيف المنفصل: يكون الضوء المستخدم ذرات مثارة من ضوء مصباح الصوديوم أو الهيدروجين مثلًا، فإن كان طيف انبعاث فإن خطوطه ملونة متباعدة وإن كان طيف امتصاص فإن خطوطه معتمة متباعدة

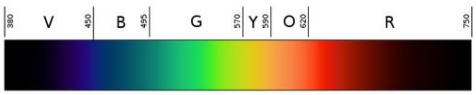
- **مهم: يُعدُّ الطيف الذري الأساس الذي قامت عليه نظرية بور لذرة الهيدروجين**

من خلال تجربة اللهب ندرس طيف الانبعاث، فللصوديوم طيف أصفر اللون، البوتاسيوم بنفسجي اللون، الباريوم أخضر اللون



الفلز	Ca	Cu	K	Na	Li
لون طيف الفلز	برتقالي	أزرق	بنفسجي باهت	أصفر	أحمر وردي

اعتمادًا على ألوان الطيف المرئي، ما العلاقة بين لون طيف الفلز وطاقته؟



كلما كان اللون يميل إلى البنفسجي فإن طول الموجة يقل والتردد يزيد وبالتالي طاقته أكبر

الربط مع الحياة: صاعق الناموس هو مصباح يطلق أشعة فوق بنفسجية، ترى الحشرات هذه الأشعة وتنجذب إليها فيتم صعقها بالكهرباء والتخلص من ضرر تلك الحشرات في المنزل

للتعرف على طيف الامتصاص أو الانبعاث لأي عنصر في الجدول الدوري، جرب هذا الموقع

https://www.edumedia-sciences.com/ar/media/661

ورقة أتدرب [2]

ما المقصود بالطيف الذري؟

أقارنُ بين طيف الانبعاث وطيف الامتصاص من حيث شكل الخطوط؟

أوضحُ طريقة الحصول على طيف الامتصاص لذرة الهيدروجين

أكتبُ (نعم) أمام المعلومة الصحيحة و (لا) أمام المعلومة الخاطئة:

1- ندرس طيف الامتصاص من خلال تجربة اللهب ( )
2- طيفا الانبعاث والامتصاص الخطيان يعدّان من الأطياف الذرية ( )
3- الطيف الذري يختلف من عنصر إلى آخر لأسباب كثيرة منها تركيب الذرة ( )
4- يتشابه طول الموجة لخط الانبعاث ولخط الامتصاص ويختلفان في التردد ( )
5- الذرة المثارة هي التي ينتقل إلكترونها من مستوى أعلى إلى أقل طاقة ( )

م. مريم السرطاوي

نظرية رذرفورد وأسباب قصورها

أهم فروض نظرية رذرفورد:

1- الذرة تتكون من نواة موجبة الشحنة، تتركز فيها معظم كتلة الذرة

2- تدور حول النواة: الإلكترونات السالبة في مسارات دائرية

3- الذرة متعادلة الشحنة، س: ما المقصود بذلك؟ ج: شحنتها صفر، حيث شحنة الإلكترونات السالبة معادله لشحنة النواة الموجبة وبالتالي الفرق بينهما صفر، عدد البروتونات = عدد الإلكترونات

القصور في نظرية رذرفور [سبب فشل نموذجه الذري]:

من القوانين الفيزيائية: أنه مع حركة الإلكترون الدائمة ودورانه حول النواة المشحونة سيفقد الطاقة باستمرار وبالتالي يقل نصف قطر مساره تدريجيًّا إلى أن يسقط في النواة وتتهدم الذرة!

فلم يستطع رذرفورد تفسير سبب عدم سقوط الإلكترون فى النواة فتم رفض نموذجه الذري لأنه يتعارض مع مبدأ ثبات الذرة وبقائها

معلومات إضافية [للفهم]: استطاع رذرفورد تقديم تفسير لتوهج المصباح وتوهج المواد عند تسخينها قائلًا: الإلكترون يدور حول النواة وأثناء دورانه تنطلق منه الطاقة على شكل فوتونات أي أمواج ضوئية وبالتالي هذا سر توهج المصباح أو المعدن الذي يتم تسخينه، فجاءه السؤال الصعب: إذا كان يفقد الطاقة باستمرار أثناء دورانه فهو في النهاية سيصل إلى مرحلة صفر طاقة وسيسقط في النواة وتنتهي الذرة وينتهي العالم الذي هو أصلا كله من الذرات، فما السبب أن الإلكترون سيستمر في الدوران لكن لن يسقط في النواة؟ هنا أُسقِطَ في يده ولم يستطع تفسير ذلك! فجاء تلميذ رذرفورد الذكي "بور" ليجيب عن ذلك وبكل بساطة...

أهم الأسس لقيام نظرية بور وأهم بنود فرضيته

اعتمد العالم نيلز بور على أمور كثيرة في بناء نموذجه الذري، هي:

1- النتائج التي توصل إليها العالم رذرفور، وهي أن الإلكترونات السالبة تدور في مدارات حول النواة موجبة الشحنة

2- النتائج التي توصل إليها العالمان آينشتاين وبلانك بخصوص نظرية الكم: الفوتون يحمل مقدارًا محدّدًا من الطاقة، والطبيعة المزدوجة للضوء (طبيعة مادية موجية)

3- النتائج التي خرج بها من تجربته الطيف الذري، ففسر أسباب ظهور تلك الخطوط الملونة المتباعدة في ذرة الهيدروجين عبر حسابات طاقة الإشعاع [الانبعاث] للذرة وفرق الطاقة بين المستويين في ذرة الهيدروجين

تنبيه: لو جاء السؤال ما الأسس التي اعتمد عليه العالم بور في فرضياته؟ فالجواب:

1- نظرية الكم وهي الفوتونات ذات الطاقة المحددة

2- والطبيعة المزدوجة للضوء [مادية وموجية]

اكتشافات العالمين بلانك وآينشتاين

❓ ما هي أهم فرضيات نظرية بور لذرة الهيدروجين؟

1- البند الأول: يمتلك الإلكترون مقدارًا محدّدًا من الطاقة يساوي طاقة المستوى الموجود فيه، ففي الذرة مستويات رئيسة للطاقة رمزها n وأعدادها: 1, 2, 3, 4, ... ∞ بحيث نستطيع إيجاد طاقة المستوى الذي فيه الإلكترون باستخدام القانون التالي:

قانون طاقة المستوى n: $E_n = \frac{-R_H}{n^2}$

E_n ⇦ طاقة المستوى ⇦ وحدة الطاقة: جول J

R_H ⇦ ثابت ريد بيرغ $= 2.18 \times 10^{-18}$ J ⇦ الوحدة: جول

n ⇦ رقم المستوى الذي فيه الإلكترون

تنبيه: يجب أن نفرق حسب المعطيات بين قانون طاقة المستوى وقانون بلانك [طاقة الفوتون]، قانون طاقة المستوى يتعلق برقم المستوى n، بينما قانون بلانك يتعلق بالتردد، وطاقة المستوى سالبة دائمًا إلا عندما يصل إلى وضع اللانهاية فستكون صفر، بينما طاقة الفوتون موجبة دائمًا، وسأشرح ذلك عند التطبيق

2- البند الثاني: تتغير طاقة الإلكترون في الذرة عند انتقاله من مستوى طاقة إلى آخر، على طريقتين:

a) يكتسب طاقة محددة وهو في المستوى الأول n=1 فينتقل بعدها إلى مستوى طاقة أعلى n=2 أو n=3 أو الخ، حسب مقدار الطاقة المحددة التي اكتسبها، [نتذكر هنا مفهوم [الذرة المثارة]]

b) يفقد تلك الطاقة التي اكتسبها لأنه لا يستطيع أن يبقى فترة طويلة في مستوى طاقة غير مستوى الاستقرار n=1 لذرة الهيدروجين، وبالتالي فقدان الطاقة المحددة يكون على شكل أمواج ضوئية [فوتونات لها مقدار محدد من الطاقة أو نسميه: الكم] تنبعث هذه الأمواج الضوئية من الإلكترون [نتذكر هنا طيف الانبعاث الخطي]

وهذه الأطياف الأربعة للهيدروجين فسرها العالم بور من خلال حساب الاحتمالات لعودة الإلكترون من المستوى الأعلى إلى الأقل طاقة، حتى يصل إلى مستوى الطاقة n=1 وهو مستوى الاستقرار لذرة الهيدروجين سيتم شرح احتمالات العودة من خلال مثال تطبيقي

نتذكر هنا مرة أخرى مفهوم الكم

تعريف الكم: مقدار محدد من الطاقة ينبعث من الذرة المثارة؛ نتيجة انتقال الإلكترون فيها من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل، على نحو يوافق فرق الطاقة بين المستويين

- استخدم العالم بور قانون فرق الطاقة ليحسب ذلك المقدار الذي فقده أو اكتسبه الإلكترون أثناء انتقاله بين مستويين في الذرة.

قانون فرق الطاقة بين مستويين سواء طاقة انبعاث أو امتصاص

$$\Delta E = E_{n_2} - E_{n_1}$$

$$\Delta E = \left(\frac{-R_H}{{n_2}^2}\right) - \left(\frac{-R_H}{{n_1}^2}\right)$$

نقلب طرفي المعادلة ونجعل ثابت ريد بيرغ عامل مشترك

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{{n_1}^2} - \frac{1}{{n_2}^2} \right)$$

ΔE ⇦ فرق الطاقة بين المستويين ⇦ وحدة الطاقة: جول J

R_H ⇦ ثابت ريد بيرغ $= 2.18 \times 10^{-18}$ J ⇦ الوحدة: جول

n_1 ⇦ رقم المستوى الأقرب للنواة

n_2 ⇦ رقم المستوى الأبعد عن النواة

بنود فرضية بور [بإيجاز]

1- يمتلك الإلكترون مقدار محدد من الطاقة مساوية لطاقة المستوى الموجود فيه

2- تتغير طاقة الإلكترون في الذرة عند انتقاله من مستوى طاقة إلى آخر من خلال:

- اكتساب طاقة فينتقل لمستوى أعلى حسب تلك الطاقة المعطاة له [ذرة مثارة]،
- أو من خلال فقدانها على شكل فوتونات عند الانتقال من ذلك المستوى إلى مستوى أقل حتى يصل إلى الاستقرار [ذرة مستقرة]

كيف فسر بور ما عجز عنه رذرفورد؟

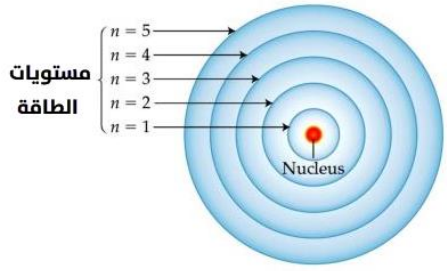
الإلكترون له طاقة محددة وهي نفس طاقة المستوى الذي هو فيه، فلو استمر بالدوران فالطاقة محددة لن يفقدها ولن يكتسبها طالما بقي في مستواه، إلا إذا انتقل بفقدان أو اكتساب طاقة

العلاقة بين طاقة المستويات وبعدها عن النواة

تعريف مستوى الطاقة: منطقة تحيط بالنواة وفيها توجد الإلكترونات، وتحدد طاقة الإلكترون ومعدل بعده عن النواة

طاقة الإلكترون في مستواه تسمى طاقة الوضع للإلكترون، وتكون بالسالب لأنه تحت تأثير جذب النواة

تزداد طاقة المستوى كلما ابتعدنا عن النواة



تزداد طاقة المستوى الرئيس كلما ابتعدنا عن النواة، وتقل كلما اقتربنا، مثل طاقة الوضع على السلم، أيضا تبقى طاقة الإلكترون ثابتة طالما كان في مستوى طاقته

حسابات على قانون طاقة المستوى لإيجاد العلاقة بين طاقة المستويات

نحسب طاقة كل مستوى n من 1 إلى مالانهاية، حسب القانون:

$$E_n = \frac{-R_H}{n^2}$$

E_n ⇦ طاقة المستوى ⇦ وحدة الطاقة: جول J

R_H ⇦ ثابت ريد بيرغ = 2.18×10^{-18} J ⇦ الوحدة: جول

n ⇦ رقم المستوى الذي فيه الإلكترون

مقارنة	E_n	n
أقل طاقة [ذرة مستقرة]	$E_n = \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{1^2} = -2.18 \times 10^{-18} J$	1
ذرة مثارة	$E_n = \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{2^2} = -0.55 \times 10^{-18} J$	2
ذرة مثارة	$E_n = \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{3^2} = -0.24 \times 10^{-18} J$	3
ذرة مثارة	$E_n = \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{4^2} = -0.14 \times 10^{-18} J$	4
أكبر طاقة [خروج الإلكترون من الذرة]	$E_n = \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{\infty^2} = 0\ J$	∞

- طاقة المستوى n=4 أكبر من طاقة المستوى n=1 وبالتالي أقل مستوى طاقة هو مستوى الاستقرار الذي هو أقرب مستوى للنواة n=1
- أعلى مستوى طاقة في الذرة هو n =∞ وهو الأبعد عن النواة فتقل قوة جذب النواة له حتى تصل إلى صفر فيخرج عن الذرة لتصبح الذرة متأينة بفقدها ذلك الإلكترون
- قيمة طاقة المستوى بالإشارة السالبة لأن هذا الطاقة عبارة عن شُغل تحدثه النواة بسبب جذبها للإلكترون، فصارت طاقة المستوى وطاقة الإلكترون فيه بتلك القيمة السالبة

حسابات على قانون فرق الطاقة بين المستويين لإيجاد العلاقة بينها

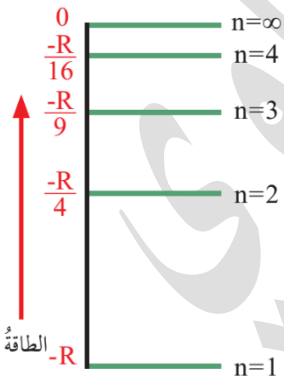
نحسب فرق الطاقة بين كل مستويين، حسب القانون إذا كانت ينتقل من الأقل إلى الأعلى سواء بين مستويين متتالين أو متباعدين: $\Delta E = R_H \left(\frac{1}{{n_1}^2} - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$

n	ΔE
1−2	$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2}\right) = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{1} - \frac{1}{4}\right)$ $2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{4}{4} - \frac{1}{4}\right) = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{3}{4}\right) = 1.635 \times 10^{-18}$J

2−3	$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right) = 2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9}\right)$ $2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{9}{36} - \frac{4}{36}\right) = 2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{5}{36}\right) = 0.3 \times 10^{-18}\text{J}$
3−4	$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{4^2}\right) = 2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{1}{9} - \frac{1}{16}\right)$ $2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{16}{144} - \frac{9}{144}\right) = 2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{7}{144}\right) = 0.11 \times 10^{-18}\text{J}$
4−5	$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{5^2}\right) = 2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{1}{16} - \frac{1}{25}\right)$ $2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{25}{400} - \frac{16}{400}\right) = 2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{9}{400}\right) = 0.05 \times 10^{-18}\text{J}$

n	ΔE
1− ∞	$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2}\right) = 2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{1}{1} - 0\right)$ $2.18 \times 10^{-18}(1) = 2.18 \times 10^{-18}\text{J}$

- أكبر فرق طاقة إذا كانت مستويات الطاقة التي انتقل خلالها الإلكترون بين المستوى الأول [الاستقرار] والأخير ∞ كما في الجدول الثاني حيث $\Delta E = 2.18 \times 10^{-18}$
- فرق الطاقة يقل بين المستويين المتتاليين كلما ابتعدنا عن النواة وبالتالي تقرب المسافات بين مستويات الطاقة كما في الجدول الأول، ويتم تمثيل ذلك من خلال الرسم كما في الشكل التالي [رسم خاص لمستويات الطاقة في ذرة الهيدروجين]:



أستنتج ص16: العلاقة بين رقم المستوى الرئيس n في ذرة الهيدروجين وفرق الطاقة بين المستويات ΔE ؟

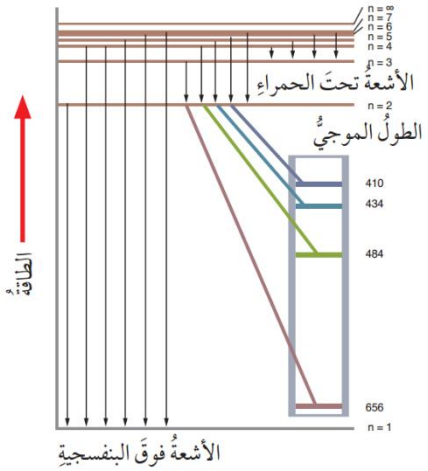
كلما زاد رقم مستوى الطاقة الرئيس (n) زادت طاقته E_n وقلَّ فرق الطاقة ΔE بين المستويين المتتاليين واقتربت من بعضها

الذرة المثارة عند عودتها للاستقرار فإن الإلكترونات تفقد الطاقة التي امتصتها سابقًا وبالتالي تُطلق تلك الطاقة على شكل أمواج ضوئية [فوتونات تحمل تلك الطاقة المحددة (الكم)] ويسمى طيف الإشعاع أو طيف الانبعاث أو الإشعاع المنبعث (كله يحمل نفس المعنى)

طاقة الفوتون المنبعث = فرق الطاقة بين المستويين [القانون السابق]

مهم جدًّا: طالما حسبنا طاقة الفوتون المنبعث أو طاقة الإشعاع من قانون فرق الطاقة، فبإمكاننا حساب تردد ذلك الفوتون من قانون بلانك وطول موجته من قانون سرعة الضوء لأن كل فوتون له طاقة محددة [مُكمّاه] وتردد وطول موجة

? يبين الشكل ص18: خطوط الطيف الناتجة عند عودة الإلكترون من المستوى السادس إلى المستوى الأول في ذرة الهيدروجين، بعض الخطوط تقع ضمن الطيف المرئي وبعضها في منطقة الطيف غير المرئي، تبعًا للطاقة وطول الموجة

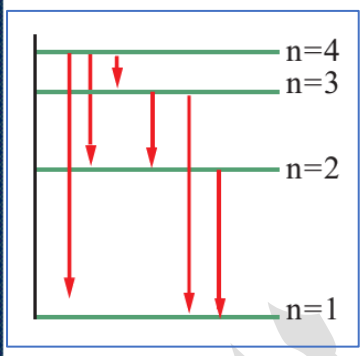


a) أي الإشعاعات الصادرة تُعطي طيفًا مرئيًا؟

الطيف المرئي لأي إشعاع فقط سيكون ضمن نطاق طول الموجة 350 – 800 نانومتر، أي هي الأطوال الموجية التالية: 410, 434, 484, 656

b) كم عدد خطوط الطيف المحتملة من المستوى الرابع إلى الأول؟

ملاحظة: يقصد بعدد خطوط الطيف المحتملة من n=4 إلى n=1 أي احتمالات عودة الإلكترون من المستوى الأعلى إلى أن يصل إلى مستوى الاستقرار n=1



- ونحسبها بهذه الطريقة [غير مشروحة في الكتاب وهي مطلوبة]:

1- نجد الفرق بين رقم المستويين: $n_2 - n_1 = 4 - 1 = 3$

2- نجد مفكوك الفرق أي مفكوك الرقم (3) ومفكوك العدد هو جمع الأعداد التي قبله تراكميًّا $3 + 2 + 1 = 6$

الجواب: عدد خطوط الطيف المحتملة من المستوى الرابع إلى الأول = 6

وممكن رسمها بدل الحساب كما في الشكل المرفق، أما الحساب فهو الأنفع لأرقام المستويات n الكبيرة

? **أتحقق ص18:** احسب طاقة المستوى الأول والثاني والرابع واللانهائي في ذرة الهيدروجين

$$E_n = \frac{-R_H}{n^2}$$

n=1	n=2
$E_1 = \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{1^2} = -2.18 \times 10^{-18} J$	$E_2 = \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{2^2} = -0.55 \times 10^{-18} J$
n=4	n=∞
$E_4 = \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{4^2} = -0.14 \times 10^{-18} J$	$E_\infty = \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{\infty^2} = 0\ J$

تحفيز ص18: ما تردد الضوء المنبعث من ذرة هيدروجين مثارة في المستوى الرابع عند عودتها إلى حالة الاستقرار؟

حالة الاستقرار أي مستوى الطاقة n=1

n=1 هو الأقرب للنواة وبالتالي هو n_1

n=4 هو الأبعد عن النواة وبالتالي هو n_2

نطبق قانون فرق الطاقة لإيجاد طاقة الفوتون المنبعث:

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{{n_1}^2} - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2}\right) = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{1} - \frac{1}{16}\right)$$

$$2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{15}{16}\right) = 2.04 \times 10^{-18}\text{J}$$

❖ إذا طاقة الفوتون $= 2.04 \times 10^{-18}\text{J}$

ثانيًا: نحسب تردد الفوتون حسب القوانين التي تعلمناها سابقًا،

المعطيات: طاقة ونحتاج تردد إذًا نستخدم قانون بلانك:

$$E = hv$$

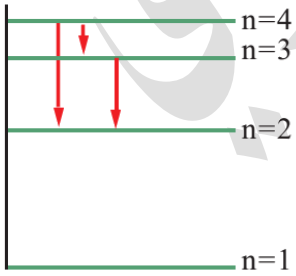
h ثابت بلانك $= 6.63 \times 10^{-34}\ \text{J.s}$

نعوض في القانون بعد جعل التردد هو المطلوب:

$$v = \frac{E}{h} = \frac{2.04 \times 10^{-18}\text{J}}{6.63 \times 10^{-34}\ \text{J.s}} = 0.31 \times 10^{16} Hz$$

تطبيق محلول شامل على القوانين السابقة

احسب عدد الخطوط المحتملة لعودة الإلكترون من المستوى الرابع إلى الثاني، ثم احسب طاقة الإشعاع المنبعثة أثناء عودته، بالإضافة إلى تردد ذلك الإشعاع وطول موجته وانظر هل هو طيف مرئي أم غير مرئي؟



معطيات السؤال: أرقام مستويات طاقة n (2, 4)

المطلوب: عدد الخطوط المحتملة، طاقة الإشعاع أو الفوتون E، التردد v، طول الموجة λ

وأين نحدده ضمن نطاق الطيف المرئي أم غير المرئي

أولًا: نحسب احتمالات العودة بالرسم أو مفكوك الفرق بين المستويين 2, 4

الفرق بين المستويين $4-2=2$

مفكوك (2) $= 2+1 = 3$ عدد الخطوط المحتملة $= 3$

ثانيًا: قانون فرق الطاقة وهو نفسه يعبر عن طاقة الفوتون المنبعث

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{{n_1}^2} - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right) = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{16}\right)$$

$$= 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{16}{64} - \frac{4}{64}\right) = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{12}{64}\right) = 0.41 \times 10^{-18}\text{J}$$

❖ **طاقة الفوتون** $= 0.41 \times 10^{-18}\text{J}$

ثالثًا: نستخدم قانون بلانك: $E = hv$

h **ثابت بلانك** $= 6.63 \times 10^{-34}\ \text{J.s}$ ⇦ **مهم**

نعوض في القانون بعد جعل التردد هو المطلوب:

$$v = \frac{E}{h} = \frac{0.41 \times 10^{-18}\text{J}}{6.63 \times 10^{-34}\ \text{J.s}} = 0.062 \times 10^{16} Hz$$

❖ **تردد الفوتون أو الإشعاع المنبعث** $= 0.062 \times 10^{16} Hz$

رابعًا: قانون سرعة الضوء $C = \lambda v$

C **سرعة الضوء** $= 3 \times 10^8\ \text{m/s}$

نعوض في القانون بعد جعل طول الموجة هو المطلوب:

$$\lambda = \frac{C}{v} = \frac{3 \times 10^8\ \text{m/s}}{0.062 \times 10^{16}\text{Hz}} = 48.39 \times 10^{-8} m$$

نحول قيمة الموجة إلى نانومتر لنقارن وقوعها ضمن النطاق المرئي $350-800\text{nm}$**:**

$$1\text{nm} = 10^{-9}\ \text{m}$$

$$48.4 \times 10^{-8} m = 484 \times 10^{-9} m = 484\ nm$$

يقع الإشعاع المنبعث ضمن نطاق الطيف المرئي، ويكون من ضمن خطوط طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين

ورقة أتدرب [3]

احسب عدد الخطوط المحتملة لعودة الإلكترون من المستوى الرابع إلى الاستقرار، ثم احسب طاقة الإشعاع المنبعثة أثناء عودته، بالإضافة إلى تردد ذلك الإشعاع وطول موجته وانظر هل هو طيف مرئي أم غير مرئي؟

م. مريم السرطاوي

حل مراجعة الدرس الأول

السؤال الأول: الفكرة الرئيسة: ما الأسس التي اعتمد عليها بور في بناء نظريته لتفسير طيف الهيدروجين؟ ما فروض هذه النظرية؟

✓ الأسس التي اعتمدها هي نتائج دراسات العالمين بلانك وآينشتاين وكانت:

- للضوء طبيعة مزدوجة مادية وموجية
- ينبعث الضوء من الذرة على شكل فوتونات لها طاقة وتردد محددين

✓ فروض نظريته:

- يمتلك الإلكترون مقدارًا محدّدًا من الطاقة يتحدد بالمستوى الموجود فيه
- تتغير طاقة الإلكترون في الذرة عند انتقاله من مستوى طاقة إلى آخر، حيث إذا اكتسب طاقة فهو ينتقل إلى مستوى أعلى، وإذا فقد طاقة فهو ينتقل لمستوى أقل وينبعث منه عند الفقدان أمواج ضوئية [فوتونات ذات طاقة محددة (الكم)]

السؤال الثاني: أصنف الأمواج الضوئية الآتية إلى طيف مرئي وآخر غير مرئي:

(الأشعة تحت الحمراء، أمواج الراديو، الضوء الأصفر، الأشعة فوق البنفسجية، الأشعة الزرقاء)

طيف مرئي	طيف غير مرئي
الضوء الأصفر الأشعة الزرقاء	الأشعة تحت الحمراء أمواج الراديو الأشعة فوق البنفسجية

السؤال الرابع: أجيب عما يلي:

- أحسب طاقة موجة الضوء المنبعثة من ذرة الهيدروجين المثارة عند عودة الإلكترون من المستوى الخامس إلى المستوى الثالث

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{{n_1}^2} - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2}\right) = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{9} - \frac{1}{25}\right)$$

$$= 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{25}{225} - \frac{9}{225}\right) = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{16}{225}\right) = 0.155 \times 10^{-18}\text{J}$$

❖ طاقة موجة الضوء المنبعثة $= 0.155 \times 10^{-18}\text{J}$

- أحدد موقع هذا الخط ضمن طيف ذرة الهيدروجين في الشكل ص18

لتحديد موقع أي خط نستخدم قانون بلانك لحساب التردد ثم قانون سرعة الضوء لحساب طول الموجة

$$v = \frac{E}{h} = \frac{0.155 \times 10^{-18}\text{J}}{6.63 \times 10^{-34}\ \text{J.s}} = 0.023 \times 10^{16} Hz$$

❖ تردد الفوتون أو الإشعاع المنبعث $= 0.023 \times 10^{16} Hz$

نعوض في القانون بعد جعل طول الموجة هو المطلوب:

$$\lambda = \frac{C}{v} = \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{0.023 \times 10^{16} \text{Hz}} = 130.4 \times 10^{-8} m$$

نحول قيمة الموجة إلى نانومتر لنقارن وقوعها ضمن النطاق المرئي 350−800nm:

$$130.4 \times 10^{-8} m = 1304 \times 10^{-9} m = 1304\ nm$$

يقع الإشعاع المنبعث ضمن نطاق الطيف غير المرئي، ولا نستطيع رؤيته مع خطوط الانبعاث الخطي

السؤال الخامس: أستنتج:

إذا كانت طاقة الإشعاع المنبعثة من ذرة هيدروجين مثارة عند عودتها إلى حالة الاستقرار $1.93 \times 10^{-18} \text{J}$ فما رقم مستوى الطاقة الأعلى؟

- ✓ المعطيات: طاقة الإشعاع المنبعث ومستوى الاستقرار وهو $n_1=1$
- ✓ المطلوب n_2

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{{n_1}^2} - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$\frac{1.93 \times 10^{-18}}{2.18 \times 10^{-18}} = \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$\frac{1.93 \times 10^{-18}}{2.18 \times 10^{-18}} = \left(1 - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$0.885 = \left(1 - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$\frac{1}{{n_2}^2} = 1 - 0.885$$

$$\frac{1}{{n_2}^2} = 0.115$$

$$\frac{1}{0.115} = {n_2}^2$$

$$8.7 = {n_2}^2$$

- ❖ لا بد أن تكون n عدد صحيح، وبالتالي نقرب الرقم لنجد الجذر

$$9 = {n_2}^2$$

$$n_2 = \sqrt{9}$$

- ❖ المستوى الأعلى الذي انتقل منه الإلكترون هو المستوى 3

الدرس الثاني: النموذج الميكانيكي الموجي للذرة

نظرية بور وسبب عدم نجاحها بالكامل

❓ لماذا اختار بور ذرة الهيدروجين؟ لبساطة تركيبها حيث تمتلك إلكترونًا واحدًا

❓ أفسِّرُ: سبب عدم نجاح نظرية بور بالكامل

لأن بور لم يتمكن من تفسير أطياف ذرات العناصر الأخرى الأكثر تعقيدًا من ذرة الهيدروجين

استمرت التجارب لمعرفة سبب ثبات مستويات الطاقة ولمعرفة طبيعة حركة الإلكترونات حول النواة

❓ أذكرُ التجارب التي قام بها العلماء لمعرفة طبيعة الإلكترون

اسم العالم	النتائج التي توصل إليها
دي برولي	وجود خصائص مزدوجة للإلكترون (موجية – مادية)
شرودنغر	1- حركة الإلكترون موجية حول النواة، وأكبر احتمال لوجود الإلكترون هو في منطقة حول النواة تشبه السحابة سمّاها بـ <<الفلك>> وسمّى نموذجه <<النموذج الميكانيكي الموجي للذرة>> 2- معادلة رياضية <<المعادلة الموجية>> نتج عن حلّها ثلاثة أعداد تُعرف بـ <<أعداد الكم>> ثم استخرج العلماء بعد ذلك عدد كم رابع فأصبحت في النهاية: أربعة أعداد كم

تعريف الفلك: منطقة فراغية حول النواة يكون فيها احتمال وجود الإلكترونات أكبر ما يُمكن

تعريف المعادلة الموجية: معادلة رياضية تصف بوجه عام حركة الأمواج بأشكالها المختلفة

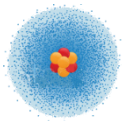
بيَّنت معادلة شرودنغر الموجية أنه يستحيل تحديد مسارات ثابتة للإلكترون مثل مستويات الطاقة التي تكلم عنها بور في نظريته وإنما نستطيع تحديد احتمالية لوجود الإلكترون في منطقة تسمى <<الفلك>> وذلك وفق أعداد الكم الأربعة الناتجة من معادلة شرودنغر

مفهوم قديم لشكل الذرة وهو

نموذج: الإلكترونات تدور في مسارات

أو مستويات طاقة حول النواة

مفهوم حديث لشكل الذرة وهو



النموذج الميكانيكي الموجي

الإلكترونات تتحرك بطبيعة موجية داخل الفلك

(السحابة الإلكترونية)

فيم يختلف النموذج الميكانيكي عن نموذج بور؟

1- النموذج الميكانيكي لا يعطي المسار الدقيق لحركة الإلكترون وموقعه ويعطي احتمالية لتواجده ضمن سحابة إلكترونية <<فلك>> ضمن أعداد الكم

2- النموذج الميكانيكي يبين أن الذرة ذات اتجاه ثلاثي الأبعاد وليس ثنائي الأبعاد كما في نموذج بور

3- في النموذج الميكانيكي الإلكترون جسيم له طبيعة موجية في حركته

ماذا نستفيد من أعداد الكم؟

تحدد أعداد الكم احتماليات لمكان تواجد الإلكترون في الذرة وغيرها من الخصائص، مثلما نحدد موقعنا باستخدام إحداثيات المدينة والحي والشارع ورقم المنزل وغير ذلك

أضيفت كلمة "كم" لأن الأمر تعلّق بالطاقة المحددة، فللإلكترون طاقة محددة

أعداد الكم الأربعة

تعريف أعداد الكم: هي ثلاثة أعداد نتجت من حل معادلة شرودنغر "المعادلة الموجية" ثم اكتشف العلماء لاحقًا عددَ كم رابع وأضافوه إلى أعداد الكم الثلاث، وهي تصف حركة وموقع الإلكترون وشكل الفلك واتجاهه وغير ذلك من الأمور الخاصة بالذرة

الأعداد التي اكتشفها شرودنغر ونتجت من معادلته هي ثلاث، العدد الرابع اكتشفه العلماء وليس شرودنغر

أعداد الكم الأربعة مع رموزها

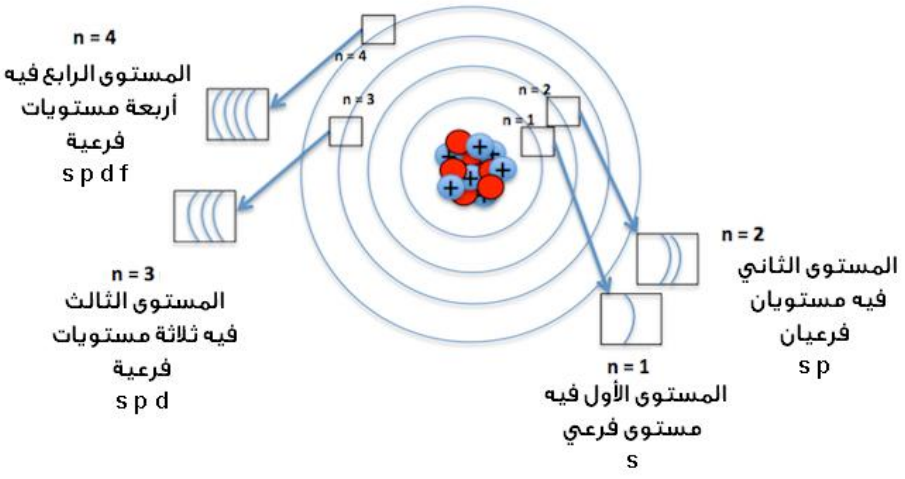
1- عدد الكم الرئيس n

2- عدد الكم الفرعي l

3- عدد الكم المغناطيسي m_l

4- عدد الكم المغزلي m_s

نفهم العلاقة بين أعداد الكم داخل الذرة من خلال الشكل التالي:



علام يدل عدد الكم الرئيس، وبم يرتبط (خاصيته أو وظيفته الفيزيائية)، وما رمزه، وما هي قيمه العددية؟

يدلّ أو يمثل:	مستوى الطاقة الرئيس ومعدل بعده عن النواة
يرتبط أو يشير إلى الخاصية التالية:	1- حجم المستوى وبعده عن النواة 2- طاقة المستوى العلاقة طردية: كلما زادت n زاد الحجم وزادت الطاقة
رمزه:	n
القيم الكمية له:	1, 2 , 3 , 4 , ... ∞

عدد الكم الرئيس هو نفسه رمز وقيمة مستويات الطاقة التي سمّاها العالم بور n = 1, 2 , 3, 4 , ...∞

أعلى مستوى طاقة أو عدد كم رئيس اكتشفه العلماء في كل الذرات المعروفة إلى الآن هو n=7

عند تعريف أي عدد كم لم يرد تعريفه في نهاية الكتاب، فإننا نذكر المعلومات في الجدول، ماذا يمثل، وبم يرتبط مع ذكر رمزه

تعريف عدد الكم الرئيس: عدد نتج من حل معادلة شرودنغر ويدل على مستوى الطاقة الرئيس، يرتبط بحجم الفلك ومعدل بعده عن النواة ويرمز له بالرمز n

أيهما أكبر حجمًا: المستوى n=3 أو المستوى n=4؟

كلما ابتعدنا عن النواة زادت طاقة المستوى، وأيضا زاد حجم المستوى ومعدل بعده (نصف قطره) عن النواة، الأكبر حجمًا هو المستوى n=4

ما العلاقة بين عدد الكم الرئيس n وحجم المستوى؟ العلاقة طردية كلما زاد n زاد حجم المستوى

علام يدل عدد الكم الفرعي، وبم يرتبط (خاصيته أو وظيفته الفيزيائية)، وما رمزه، وما هي قيمه العددية؟

يدلّ أو يمثل:	عدد المستويات الفرعية الموجودة في مستوى الطاقة الرئيس [المستويات الفرعية = عدد الكم الرئيس]
يرتبط أو يشير إلى الخاصية التالية:	شكل الفلك المستويات الفرعية هي: s, p, d , f وكل مستوى فرعي له شكل حسب قيمة l
رمزه:	l
القيم الكمية له:	تتراوح بين (n-1) ... , 2 , 1 ,0 القيم تتبع رمز المستوى الفرعي وبالتالي شكل أفلاك كل مستوى فرعي: قيم l لكل مستوى فرعي مع توضيح شكل الفلك الواحد:

3	2	1	0
f	d	p	s
معقد	معقد	اللانهاية [مغزلي] ∞	كروي

رموز المستوى الفرعي هي: s, p , d , f

- المستوى الفرعي s يبدأ تكراره من المستوى الرئيس n=1
- المستوى الفرعي p يبدأ تكراره من المستوى الرئيس n=2
- المستوى الفرعي d يبدأ تكراره من المستوى الرئيس n=3
- المستوى الفرعي f يبدأ تكراره من المستوى الرئيس n=4

لكل مستوى فرعي شكل معين وعدد أفلاك، سيتم تحديد عدد الأفلاك لكل مستوى فرعي من عدد الكم المغناطيسي

تعريف عدد الكم الفرعي: عدد نتج من حل معادلة شرودنغر ويدل على عدد المستويات الفرعية الموجودة في المستوى الطاقة الرئيس ، ويرتبط بشكل الفلك، يرمز له بالرمز l

إذا كانت قيمة n=7 فما هي قيم l ؟ وكم عدد المستويات الفرعية؟

$$n - 1 = 7 - 1 = 6$$

القيم نحسبها من 0 إلى النتيجة التي خرجت معنا من $n-1$

وهي: 0, 1 , 2 ,3 , 4 , 5 , 6

عدد المستويات الفرعية = قيمة n أو نعد القيم من 0 إلى 6 وهي تعادل 7

علام يدل عدد الكم المغناطيسي، وبم يرتبط (خاصيته أو وظيفته الفيزيائية)، وما رمزه، وما هي قيمه العددية؟

يدلّ أو يمثل:	عدد الأفلاك في المستوى الفرعي			
يرتبط أو يشير إلى خاصية	الاتجاه الفراغي للأفلاك			
رمزه:	m_l			
القيم الكمية له:	تتراوح بين $-l , 0 , +l$ قيم الكم المغناطيسي تحسِب عدد الأفلاك مع اتجاهها الفراغي:			
	$-3,-2,-1, 0, +1,+2,+3$	$-2,-1, 0,+1,+2$	$-1, 0, +1$	0
	f	d	p_x,p_y,p_z	s
	7 أفلاك	5 أفلاك	3 أفلاك	1 فلك

نشتق العلاقة بين رقم المستوى الرئيس n وعدد الأفلاك فيه:

عدد الأفلاك في المستوى الرئيس $= n^2$

تعريف عدد الكم المغناطيسي: عدد نتج من حل معادلة شرودنغر ويدل على عدد الأفلاك في المستوى الفرعي ويرتبط بالاتجاه الفراغي للفلك، يرمز له بالرمز m_l

إذا كان عدد الكم الرئيس يساوي 4 فكم عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيس الرابع، وما عدد أفلاك المستوى الرئيس الرابع؟ وما قيم عدد الكم الفرعي في هذا المستوى؟

- دائمًا عدد المستويات الفرعية يساوي عدد الكم الرئيس = 4 مستويات فرعية وهي s, p , d , f
- عدد أفلاك المستوى الرئيس الرابع، نحسبه من العلاقة السابقة ⟵ $n^2 = (4)^2 = 16$

يحوي المستوى الرئيس الرابع على مجموع 16 فلك موزعة على فلك واحد s، ثلاثة أفلاك p، خمسة أفلاك d، سبعة أفلاك f

قيم عدد الكم الفرعي l نحسبها من العلاقة ⟵ 0, 1 , 2 , ... (n−1)

$4 - 1 = 3$

إذا هي كالتالي: 0 , 1 , 2 , 3

ومن تلك القيم نعلم أن المستويات الفرعية هي: s , p , d , f

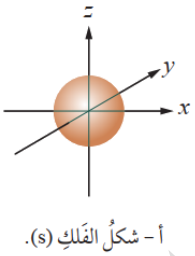
أتحقق ص22: ما عدد الأفلاك في المستوى الرئيس المكون من ثلاثة مستويات فرعية؟

ثلاثة مستويات فرعية أي أن n=3

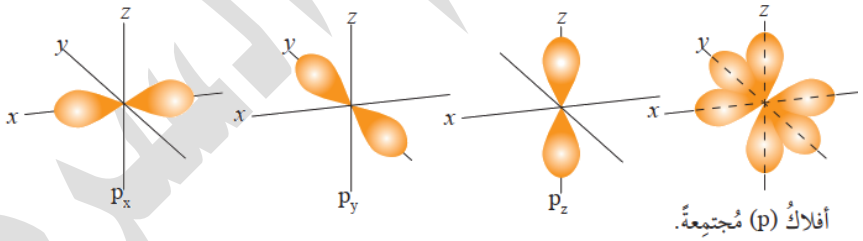
عدد الأفلاك من العلاقة ⟵ $n^2 = (3)^2 = 9$

وهي موزعة على فلك واحد s وثلاثة أفلاك p وخمسة أفلاك d

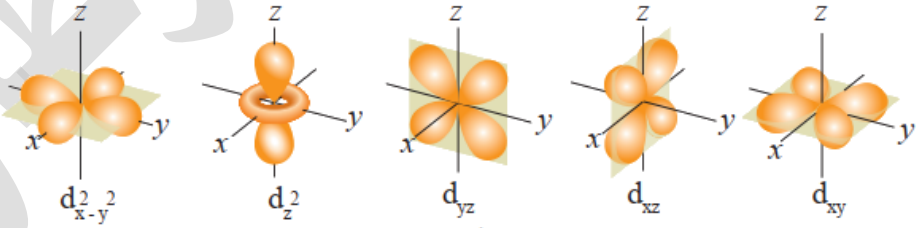
أشكال الأفلاك [المطلوب من الطالب تمييزها]



أ – شكلُ الفَلَكِ (s).



أفلاكُ (p) مُجتمِعةً.

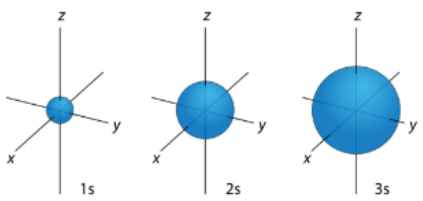


جـ – شكلُ الفَلَكِ (d).

الأفلاك تحت المستوى الفرعي نفسه (مثلا p) تتشابه في الشكل والسعة وطاقتها في المستوى الرئيس نفسه (مثلا n=2)، لكن لها اتجاهات فراغية مختلفة، مثال: $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ وبالتالي لها نفس الخصائص إلا في الاتجاه الفراغي

انظر إلى الشكل وبيِّن أي المستوى الفرعي s أكبر طاقة وأكبر حجمًا؟

المستوى الفرعي 3s هو الأكبر حجمًا وأيضا أكبر طاقة؛ كلما ابتعدنا عن النواة زادت n وزادت الطاقة للمستوى الرئيس وكان المستوى وأفلاكه أكبر حجمًا



❓ علام يدل عدد الكم المغزلي، وبم يرتبط (خاصيته أو وظيفته الفيزيائية)، وما رمزه، وما هي قيمه العددية؟

يدلّ أو يمثل:	وجود مجال مغناطيسي للإلكترون نتيجة دورانه حول نفسه في الفلك
يرتبط أو يشير إلى الخاصية التالية:	اتجاه دوران أو غزل الإلكترون في الفلك
رمزه:	m_s
القيم الكمية له:	تتراوح بين $+\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$ يدل الأول على اتجاه دوران مع عقارب الساعة، والسالب يدل على عكس عقارب الساعة

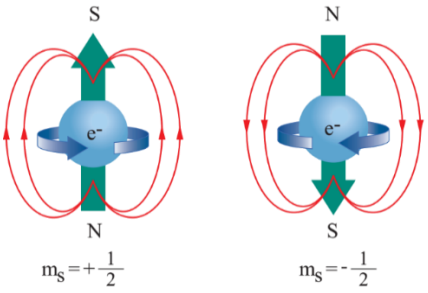
تعريف عدد الكم المغزلي: عدد تم اكتشافه لاحقًا وأضيف إلى أعداد الكم الثلاث، ويدل على وجود مجال مغناطيسي للإلكترون نتيجة دورانه حول نفسه في الفلك ويرتبط باتجاه غزل الإلكترون

❓ أفسر ص23: سبب ظهور الخطوط المنحنية الحمراء حول الإلكترون مع اختلاف اتجاهها؟

وجود مجال مغناطيسي بسبب اختلاف دورانهما حول نفسهما

❓ أفكر ص24: لماذا يوجد الإلكترونان في الفلك نفسه بالرغم من أنهما يحملان الشحنة نفسها؟

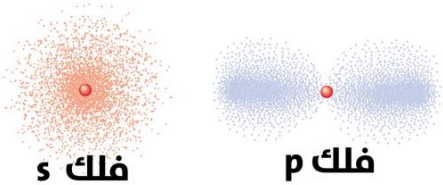
في كل فلك يدور الإلكترونان حول نفسيهما باتجاه معاكس للآخر فيتولد مجال مغناطيسي مختلف فيقل التنافر بينهما بسبب شحنتهما ويزيد التجاذب بسبب اختلاف المجال المغناطيسي، في النهاية يستقر الإلكترونان في الفلك نفسه رغم تشابه الشحنة



❓ أتحقق ص24: ما دلالة كل عدد من أعداد الكم الرئيس والفرعي والمغناطيسي والمغزلي؟

عدد الكم	الرئيس	الفرعي	المغناطيسي	المغزلي
رمزه	n	l	m_l	m_s
دلالته	مستوى الطاقة الرئيس	عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيس	عدد الأفلاك في المستوى الفرعي	وجود مجال مغناطيسي حول الإلكترون نتيجة دورانه حول نفسه
خاصيته	حجم المستوى ومعدل بعده عن النواة	شكل الفلك	الاتجاه الفراغي للفلك	اتجاه غزل الإلكترون في الفلك

من الشكل التالي نلاحظ أن الكثافة النقطية داخل الفلك s أو الفلك p تتركز حول المحور وبالتالي فيها أكبر احتمالات لتواجد الإلكترون في الفلك



قارن بين أعداد الكم لكل إلكترون واستنتج أين التشابه والاختلاف

قيم عدد الكم الرئيسي (n)	قيم عدد الكم الفرعي (l)	رمز المستوى الفرعي	قيم عدد الكم المغناطيسي (m_l)	عدد الأفلاك	السعة القصوى من الإلكترونات	قيم عدد الكم المغزلي (m_s)
1	0	s	0	1	2	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$
2	0	s	0	1	2	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$
	1	p	−1, 0, +1	3	6	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$
3	0	s	0	1	2	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$
	1	p	−1, 0, +1	3	6	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$
	2	d	−2, −1, 0, +1, +2	5	10	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$
4	0	s	0	1	2	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$
	1	p	−1, 0, +1	3	6	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$
	2	d	−2, −1, 0, +1, +2	5	10	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$
	3	f	−3, −2, −1, 0, +1, +2, +3	7	14	

أعداد الكم الفرعية لا تتغير من مستوى رئيس إلى آخر فهي تظل ثابتة للمستوى الفرعي نفسه في جميع المستويات

حيث هي 0, 1, 2, 3 قيم تتبع رمز المستوى: s, p, d, f

لا يوجد في الذرة نفسها إلكترونان لهما نفس أعداد الكم الأربعة، ولو تشابه الإلكترونان في الفلك الواحد بنفس أعداد الكم الثلاثة الأولى فإن عدد الكم المغزلي هو المختلف

سعة المستوى الفرعي من الإلكترونات ⟵ عدد قيم $(l) \times 2$

السعة القصوى للإلكترونات في المستوى الرئيس (n) نعبر عنها بالعلاقة التالية ⟵

السعة القصوى من الإلكترونات في المستوى الرئيس $= 2n^2$

تعريف مبدأ الاستبعاد لباولي: عدم وجود إلكترونين في الذرة نفسها لهما نفس قيم أعداد الكم الأربعة

علل: الفلك الواحد لا يستوعب أكثر من إلكترونين

لأن أعداد الكم الأربعة لكل إلكترون تختلف ولو في قيمة واحدة، في الفلك الواحد ستتشابه ثلاث قيم وتبقى قيمة عدد الكم المغزلي، ولأن الكم المغزلي يحمل قيمتين فقط فلن يتسع الفلك إلا لإلكترونين لكل منهما قيمة كم مغزلي معكوس الآخر

تطبيقات محلولة على ما سبق شرحه

احسب أعداد الكم الأربعة إذا كانت n = 3 وحدد تسمية الأفلاك

a) مستوى الطاقة الرئيس n = 3 وهو عدد الكم الرئيس = 3

b) عدد الكم فرعي l نحسبه من العلاقة ⟵ (n−1) ... , 2 , 1 , 0

3 − 1 = 2

هي كالتالي: 0 , 1 , 2 ⟵ ثلاث مستويات فرعية وهي: s , p , d

تسمية المستويات الفرعية في ذلك المستوى الرئيس n=3 هي: 3s 3p 3d

c) عدد الكم المغناطيسي m_l نحسبه من العلاقة ⟵ $-l$, 0 , $+l$

من قيم l السابقة ⟵ 0 , 1 , 2 ⟵ نحسب:

$l = 0 \longleftarrow m_l = 0$ الفلك s

$l = 1 \longleftarrow m_l = -1, 0, +1$ الأفلاك الثلاثة p

$l = 2 \longleftarrow m_l = -2, -1, 0, +2, +1$ الأفلاك الخمسة d

d) عدد الكم المغزلي: في كل فلك ستكون القيم للإلكترونين: $+\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$

احسب سعة المستوى الفرعي 3d من الإلكترونات، ثم احسب السعة القصوى للإلكترونات في المستوى الرئيس n=3، وعدد الأفلاك الكلية فيه

a) المستوى الفرعي 3d فيه 5 قيم من l أي أن فيه 5 أفلاك، كل فلك يتسع إلكترونين،

نحسب من العلاقة: 5 × 2 = 10

b) السعة القصوى من الإلكترونات في المستوى الرئيس $2n^2 = 2(3)^2 = 18$

c) عدد الأفلاك الكلية في المستوى الرئيس $n^2 = (3)^2 = 9$

منها: فلك واحد s ثلاثة أفلاك p خمسة أفلاك d

ما هي قيم l للمستوى الرئيس الثاني ، الرابع ، الخامس؟

عدد الكم فرعي l نحسبه من العلاقة ⟵ (n−1) ... , 2 , 1 , 0

n = 2	$l = 0, 1$
n = 4	$l = 0, 1, 2, 3$
n = 5	$l = 0, 1, 2, 3, 4$

ما هي قيم m_l للإلكترون إذا كان عدد الكم l = 1 و 2 و 3؟

عدد الكم المغناطيسي m_l نحسبه من العلاقة ← $-l, 0, +l$

$l = 1$	$m_l = -1, 0, +1$
$l = 2$	$m_l = -2, -1, 0, +1, +2$
$l = 3$	$m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$

ما مسميات أو رموز المستويات الفرعية التي نصفها بأعداد الكم التالية:

$n = 1, l = 0$

$n = 2, l = 1$

$n = 4, l = 3$

1s	$n = 1, l = 0$
2p	$n = 2, l = 1$
4f	$n = 4, l = 3$

حدد أعداد الكم الصحيحة من الخاطئة مع التعليل

$n = 2, l = 0, m_l = 0$

$n = 4, l = 3, m_l = -4$

$n = 1, l = 1, m_l = -1$

	صحيحة	$n = 2, l = 0, m_l = 0$
قيمة m_l خارج الأعداد المحتملة	خاطئة	$n = 4, l = 3, m_l = -4$
قيمة l خارج الأعداد المحتملة	خاطئة	$n = 1, l = 1, m_l = -1$

إذا علمت أن الهيدروجين له إلكترون واحد في المستوى الرئيسي n=1 والفلك s، فما هي أعداد الكم لهذا الإلكترون

$n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$

ورقة أتدرب [4]

احسب سعة المستوى الفرعي 4f من الإلكترونات، ثم احسب السعة القصوى للإلكترونات في المستوى الرئيس n=4، وعدد الأفلاك الكلية فيه

ما هي قيم l للمستويات الرئيس الأول ، الثالث

$l =$	n =
$l =$	n =

ما هي قيم m_l للإلكترون إذا كان عدد الكم l = 4 و 0

$m_l =$	$l =$
$m_l =$	$l =$

ما مسميات أو رموز المستويات الفرعية التي نصفها بأعداد الكم التالية:

$n=3 , l=0$

$n=4 , l=2$

$n=3 , l=2$

الفلك هو:	n = , l =
الفلك هو:	n = , l =
الفلك هو:	n = , l =

حدد أعداد الكم الصحيحة من الخاطئة مع التعليل

$n=3 , l=2 , m_l=-2$

$n=2 , l=2 , m_l=3$

$n=2 , l=1 , m_l=1$

التعليل	صح أم خطأ	أعداد الكم
		n = , l = , m_l =
		n = , l = , m_l =
		n = , l = , m_l =

حل مراجعة الدرس الثاني

السؤال الأول: الفكرة الرئيسة: أوضح المقصود بكل عدد من أعداد الكم الرئيس والفرعي والمغناطيسي والمغزلي؟

- ✓ عدد الكم الرئيس: عدد نتج من حل معادلة شرودنغر ويدل على مستوى الطاقة الرئيس، يرتبط بحجم الفلك ومعدل بعده عن النواة ويرمز له بالرمز n
- ✓ عدد الكم الفرعي: عدد نتج من حل معادلة شرودنغر ويدل على عدد المستويات الفرعية الموجودة في المستوى الطاقة الرئيس ، ويرتبط بشكل الفلك، يرمز له بالرمز l
- ✓ عدد الكم المغناطيسي: عدد نتج من حل معادلة شرودنغر ويدل على عدد الأفلاك في المستوى الفرعي ويرتبط بالاتجاه الفراغي للفلك، يرمز له بالرمز m_l
- ✓ عدد الكم المغزلي: عدد تم اكتشافه لاحقًا وأضيف إلى أعداد الكم الثلاث، ويدل على وجود مجال مغناطيسي للإلكترون نتيجة دورانه حول نفسه في الفلك ويرتبط باتجاه غزل الإلكترون

السؤال الثاني: أحدد الخاصية التي يشير إليها كل عدد من أعداد الكم الرئيس والمغناطيسي

- ✓ خاصية عدد الكم الرئيس: يشير أو يرتبط بحجم الفلك ومعدل بعده عن النواة
- ✓ خاصية عدد الكم المغناطيسي: يشير إلى اتجاه دوران أو غزل الإلكترون حول نفسه في الفلك

السؤال الثالث: أتوقع عدد المستويات الفرعية في المستوى الرابع؟

- ✓ المستوى الرابع أي $n = 4$ وبالتالي عدد المستويات الفرعية $= 4$

السؤال الرابع: أحدد عدد أفلاك المستوى الفرعي d

- ✓ عدد أفلاك d دائمًا $= 5$

السؤال الخامس: أستنتج السعة القصوى من الإلكترونات التي يستوعبها المستوى الرئيس $n = 4$

- ✓ حسب العلاقة لسعة الإلكترونات القصوى في المستوى الرئيس $= 2n^2 = 2\,(4)^2 = 32$

السؤال السادس: أفسر: لا يمكن لإلكترون ثالث دخول فلك يحوي إلكترونين

- ✓ لأن الإلكترون الثالث سيأخذ أعداد الكم نفسها لأحد الإلكترونين، مما سيولد مجالًا مغناطيسيًّا مشابهًا بينه وبين الإلكترون المشابه له في أعداد الكم نفسها، فيزيد التنافر المغناطيسي مع زيادة تنافر الشحنة ويبتعد خارج الفلك

السؤال السابع: هل يمكن لفلك ما في الذرة أن يتخذ أعداد الكم الآتية؟ عزز الإجابة بالدليل: $n = 3$, $l = 2$, $m_l = -4$, $m_s = -\frac{1}{2}$

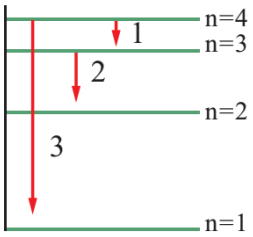
- ✓ لا يمكن ذلك لأن قيمة عدد الكم المغناطيسي غير محتملة في الحسابات فالقيم المحتملة لها هي: $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$

حل مراجعة الوحدة الأولى

السؤال الثاني: أفسر لماذا يحتوي طيف الانبعاث الخطي على كميات محددة من الطاقة بحسب نموذج بور؟

✓ لأن الإلكترونات لذرات غاز الهيدروجين تكتسب طاقة محددة بتردد معين ينقلها لمستوى طاقة أعلى (حالة الإثارة) ولا تلبث هذه الإلكترونات أن تعود للاستقرار فتفقد تلك الطاقة المحددة نفسها على هيئة أمواج ضوئية وتظهر على شكل خطوط منفصلة

السؤال الثالث: يمثل الشكل المجاور رسمًا تخطيطيًّا لعدد من خطوط الطيف الصادرة عن ذرة هيدروجين مثارة، أدرس الشكل ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:



a) أجد طاقة الإشعاع التي يمثلها الرقم (2)

الانتقال للإلكترون يكون من المستوى الثالث n_2 إلى المستوى الثاني n_1، نحسب فرق الطاقة بين المستويين

ثابت ريد بيرغ $R_H = 2.18 \times 10^{-18}$

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{{n_1}^2} - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right) = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9}\right)$$

$$= 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{9}{36} - \frac{4}{36}\right) = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{5}{36}\right) = 0.303 \times 10^{-18}\text{J}$$

طاقة الإشعاع $= 0.303 \times 10^{-18}\text{J}$

b) أتنبأ إذا كان طيف الإشعاع الذي يمثله الرقم (3) يظهر في منطقة الضوء المرئي أم لا

الانتقال للإلكترون يكون من المستوى الرابع n_2 إلى المستوى الأول n_1، نحسب فرق الطاقة بين المستويين

ثابت ريد بيرغ $R_H = 2.18 \times 10^{-18}$

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{{n_1}^2} - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2}\right) = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{1} - \frac{1}{16}\right)$$

$$= 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{16}{16} - \frac{1}{16}\right) = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{15}{16}\right) = 2.04 \times 10^{-18}\text{J}$$

طاقة الإشعاع $= 2.04 \times 10^{-18}\ \text{J}$

c) نستخدم قانون بلانك ثم قانون سرعة الضوء لحساب التردد وطول الموجة

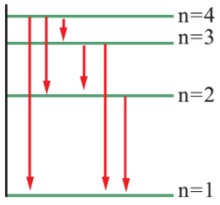
$$v = \frac{E}{h} = \frac{2.04 \times 10^{-18}\text{J}}{6.63 \times 10^{-34}\ \text{J.s}} = 0.31 \times 10^{16} Hz$$

$$\lambda = \frac{C}{v} = \frac{3 \times 10^{8}\ \text{m/s}}{0.31 \times 10^{16}\text{Hz}} = 9.68 \times 10^{-8} m$$

نحول قيمة الموجة إلى نانومتر لنقارن وقوعها ضمن النطاق المرئي 350–800nm :

$$9.68 \times 10^{-8} m = 96.8 \times 10^{-9} m = 96.8\ nm \approx 97\ nm$$

يقع الإشعاع المنبعث ضمن نطاق الطيف غير المرئي، ولا نستطيع رؤيته مع خطوط الانبعاث الخطي



d) أستنتج عدد خطوط الطيف جميعًا عند عودة الذرة إلى حالة الاستقرار

✓ أعلى مستوى وصل إليه الإلكترون عند الإثارة هو المستوى الرابع وبالتالي سينتقل عبر احتمالات من القفزات إلى مستوى الاستقرار (المستوى الأول)

- نحسبه على الرسم أو بطريقة مفكوك الفرق بين المستويين

الفرق بين المستويين ⟵ $4-1=3$

مفكوك الفرق (3) ⟵ $3+2+1=6$

❓ **السؤال الرابع**: أجد طاقة الإشعاع الصادرة عن ذرة الهيدروجين المثارة في المستوى الرابع عند عودة الإلكترون فيها إلى المستوى الثاني

$n_1=2$ $n_2=4$

$$\Delta E = R_H\left(\frac{1}{{n_1}^2}-\frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

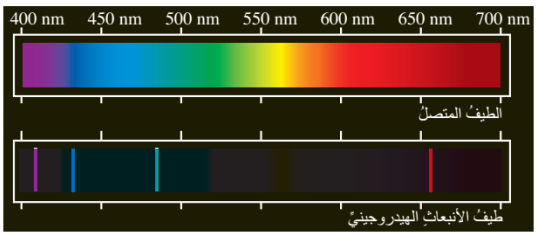
$$\Delta E = 2.18\times10^{-18}\left(\frac{1}{2^2}-\frac{1}{4^2}\right) = 2.18\times10^{-18}\left(\frac{1}{4}-\frac{1}{16}\right)$$

$$= 2.18\times10^{-18}\left(\frac{16}{64}-\frac{4}{64}\right) = 2.18\times10^{-18}\left(\frac{12}{64}\right) = 0.41\times10^{-18}\text{J}$$

طاقة الإشعاع $= 0.41\times10^{-18}$ J

الأولى هنا توحيد المقامات للعدد 16 بدلًا من 64، لكن الطريقة التي اتبعتها لتسهيل الأمر عليك في حسابات فرق الطاقة وهي: ضرب المقامات ببعضها مع تبديل أماكن المقام القديم على البسط

❓ **السؤال الخامس**: أدرس الشكل الآتي الذي يبين طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين، ثم أجيب عن السؤالين التاليين:



a) أجد رقم المستوى الذي ينتقل منه الإلكترون إذا كانت طاقة فوتون الضوء الناجمة عن انتقاله إلى المستوى الثاني هي $(0.21\ R_H)$ جول

المطلوب رقم n الأبعد أي n_2 حيث $n_1=2$ حيث طاقة الفوتون المنبعث = فرق الطاقة $= 0.21\ R_H$

R_H ثابت ريد بيرغ $= 2.18\times10^{-18}$ لا داعي لتعويضه لأن طاقة الفوتون بدلالته

$$\Delta E = R_H\left(\frac{1}{{n_1}^2}-\frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$\frac{0.21\ R_H}{R_H} = \left(\frac{1}{2^2}-\frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$0.21 = \left(\frac{1}{4}-\frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$\frac{1}{{n_2}^2} = \frac{1}{4} - 0.21 \rightarrow 0.25-0.21=0.04$$

$$\frac{1}{{n_2}^2} = 0.04$$

$${n_2}^2 = \frac{1}{0.04} = 25$$

❖ $n_2 = \sqrt{25} = 5$

لا ينفع أن يكون n بالسالب لأنه يعبر عن رقم مستوى الطاقة

b) أحدد موقع هذا الخط ولونه ضمن الطيف المرئي لذرة الهيدروجين

✓ نحسب تردده وطول موجته حيث أن طاقة الإشعاع $= 0.21\ R_H$

$$E = 0.21 \times 2.18 \times 10^{-18} = 0.46 \times 10^{-18}\text{J}$$

$$E = hv$$

$$v = \frac{E}{h} = \frac{0.46 \times 10^{-18}\text{J}}{6.63 \times 10^{-34}\ \text{J.s}} = 0.069 \times 10^{16} Hz$$

$$\lambda = \frac{C}{v} = \frac{3 \times 10^{8}\ \text{m/s}}{0.069 \times 10^{16}\text{m}} = 43.5 \times 10^{-8} m = 435\ nm$$

يقع في منطقة الطيف المرئي ولونه الخط أزرق

? **السؤال السادس:** أعبر بدلالة (R_H) عن مقدار الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من المستوى الثاني إلى المستوى الخامس في ذرة الهيدروجين

✓ المطلوب فرق الطاقة بين المستويين بدلالة ثابت ريد بيرغ $n_1 = 2$ $n_2 = 5$

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{{n_1}^2} - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2}\right) = R_H \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{25}\right)$$

$$= R_H \left(\frac{25}{100} - \frac{4}{100}\right) = R_H \left(\frac{21}{100}\right) = 0.21\ R_H\ \text{J}$$

? **السؤال السابع:** تستخدم الإذاعة الأردنية موجات عدة ذات ترددات متباينة في بثها الموجه إلى مناطق مختلفة في الأردن، ومناطق واسعة في مختلف أنحاء العالم ومن هذه الترددات

رقمُ الموجةِ	التردُّدُ	الموجةُ	منطقةُ استقبالِ البثِّ
1	90MHz	FM	عمّانُ.
2	1035 KHz	AM	شمالُ الأردنِّ، ووسطُهُ، وجنوبُهُ انتهاءً بالنقبِ.

a) أجد الطول الموجي لكل تردد

✓ لإيجاد طول موجة FM نحول التردد إلى الهيرتز، $1\ MHz = 10^6 Hz$

التردد $= 90 \times 10^6 Hz$

$$\lambda = \frac{C}{v} = \frac{3 \times 10^{8}\ \text{m/s}}{90 \times 10^{6}\text{Hz}} = 0.033 \times 10^{2} m = 3.3\ m$$

✓ لإيجاد طول موجة AM نحول التردد إلى الهيرتز، $1\ KHz = 10^3 Hz$

التردد $= 1035 \times 10^3 Hz$

$$\lambda = \frac{C}{v} = \frac{3 \times 10^{8}\ \text{m/s}}{1035 \times 10^{3}\text{Hz}} = 0.0029 \times 10^{5} m = 290\ m$$

b) أجد طاقة الفوتون المحتملة لكل تردد

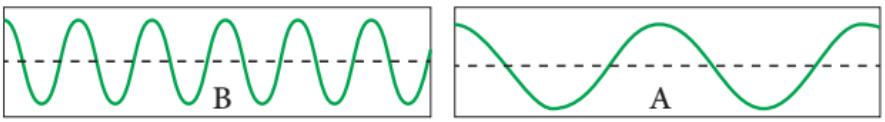
لموجة FM

$$E = hv = 6.63 \times 10^{-34} \times 90 \times 10^{6} = 596.7 \times 10^{-28} J$$

لموجة AM

$$E = hv = 6.63 \times 10^{-34} \times 1035 \times 10^{3} = 6862 \times 10^{-31} J$$

c) أيهما يمثل التردد لموجة FM نموذج الموجة A أم نموذج شكل الموجة B



✓ طول موجة FM = 3.3 m بينما طول موجة AM = 290 m

الشكل المناسب لرسم أمواج FM هو الشكل: B

السؤال الثامن: يهتم علم الفلك بتحليل طيف الضوء الصادر عن النجوم لتعرف مكوناتها؛ إذ تظهر خطوط الامتصاص الخطي معتمة نتيجة امتصاص الأطوال الموجية بواسطة الذرات والجسيمات المعلقة في جو النجم، وبتحليل هذه الخطوط يمكن تعيين العناصر الباعثة والعناصر الماصة المكونة للنجم. يبين المخطط الآتي الجزء المرئي من الطيف الكهرومغناطيسي وبعض خطوط امتصاص الهيدروجين موضحة على الطيف

a) الطول الموجي الأقصر

✓ كلما اتجهنا جهة البنفسجي فإن طول الموجة يقصر والتردد يزيد، إذا هو الخط R

b) الطول الموجي الأطول

✓ كلما اتجهنا جهة الأحمر فإن طول الموجة يزيد والتردد يقل، إذا هو الخط Z

c) التردد الأعلى

✓ يزيد التردد وتزيد الطاقة عند طول الموجة الأقصر، إذا هو الخط R

d) الأقل طاقة

✓ تقل الطاقة عندما يقل التردد ويزيد طول الموجة، إذا هو الخط Z

السؤال التاسع: ذرة هيدروجين مثارة في مستوى مجهول، يتطلب تحويلها إلى أيون موجب أن تزود بكمية من الطاقة مقدارها ($0.11\ R_H$) جول. ما رقم المستوى الذي يوجد فيه الإلكترون؟

✓ المعطيات في السؤال هو مقدار فرق الطاقة بين مستويين بدلالة ثابت ريد بيرغ، المستوى الثاني معلوم وهو مستوى اللانهاية، يخرج الإلكترون وتفقده الذرة فتصبح لها شحنة موجبة (أيون موجب)، $n_2=\infty$

n_1= ??

$$\Delta E = R_H\left(\frac{1}{{n_1}^2} - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$\frac{0.11\ R_H}{R_H} = \left(\frac{1}{{n_1}^2} - \frac{1}{\infty^2}\right)$$

$$0.11 = \left(\frac{1}{{n_1}^2} - 0\right)$$

$$\frac{1}{{n_1}^2} = 0.11$$

$${n_1}^2 = \frac{1}{0.11}$$

$${n_1}^2 = 9.1 \approx 9$$

❖ $n_1 = \sqrt{9} = 3$

السؤال العاشر: إذا كان طول موجة الإشعاع المرافق لعودة الإلكترون من مستوى بعيد إلى المستوى الأول في ذرة الهيدروجين هو (121) نانومترًا، فأجد:

a) طاقة هذا الإشعاع

✓ نحول طول الموجة إلى متر: 121×10^{-9} m

$$v = \frac{C}{\lambda} = \frac{3 \times 10^{8}\ \text{m/s}}{121 \times 10^{-9}\text{m}} = 0.025 \times 10^{17} Hz$$

$$E = hv = 6.63 \times 10^{-34} \times 0.025 \times 10^{17} = 0.166 \times 10^{-17} J$$

b) رقم المستوى الأعلى الذي عاد منه الإلكترون

✓ $n_1 = 1$، مطلوب المستوى الأعلى $n_2 = ?$

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{{n_1}^2} - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$0.166 \times 10^{-17} = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$\frac{0.166 \times 10^{-17}}{2.18 \times 10^{-18}} = \left(1 - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$0.076 \times 10^{+1} = \left(1 - \frac{1}{{n_2}^2}\right)$$

$$\frac{1}{{n_2}^2} = 1 - 0.76 = 0.24$$

$$\frac{1}{{n_2}^2} = 0.24$$

$${n_2}^2 = 4.16 \approx 4$$

❖ $n_2 = \sqrt{4} = 2$

لا ينفع أن يكون n عدد عشري بل هو عدد صحيح موجب فنختار أقرب مربع كامل لنحسب جذره

السؤال الحادي عشر: عدد الكم الرئيس لإلكترون $n=3$:

a) ما عدد المستويات الفرعية المحتملة؟

✓ المستويات الفرعية هي نفسها ذات الرقم للمستوى الرئيس أي عددها ⟵ 3

b) ما عدد الأفلاك في هذا المستوى؟

✓ حسب العلاقة ⟵ $n^2 = (3)^2 = 9$

c) ما السعة القصوى من الإلكترونات التي يمكن أن يستوعبها هذا المستوى؟

✓ حسب العلاقة ⟵ $2n^2 = 2\ (3)^2 = 18$

d) ما قيم أعداد الكم الفرعية (l)؟

✓ طالما $n=3$ فإن قيمة l ⟵ 0 , 1 , 2

السؤال الثاني عشر: أستنتج رمز المستوى الفرعي ذي القيم الكمية المبينة في كل من الحالتين الآتيتين:

a) $n = 2$ ، $l = 0$

✓ المستوى الرئيس الثاني والمستوى الفرعي هو s ⟵ 2s

b) $n = 4$ ، $l = 1$

✓ المستوى الرئيس الرابع والمستوى الفرعي هو p ⟵ 4p

السؤال الثالث عشر: أضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة لكل جملة مما يأتي:

1- النموذج أو الافتراض الذي يشير إلى وجود خصائص موجية للإلكترون هو:

- آراء بلانك وآينشتاين
- نموذج رذرفورد
- النموذج الميكانيكي الموجي
- نموذج بور

2- الفكرة التي قدمها بور عن الذرة هي:

- لكل فلك حجم وشكل واتجاه خاص به
- طاقة الإلكترون لا تتغير ما لم يغادر مستواه
- للضوء طبيعة مزدوجة مادية – موجية
- لكل مستوى سعة محددة من الإلكترونات

3- الخاصية الفيزيائية المرتبطة بعدد الكم الفرعي هي:

- معدل البعد عن النواة
- الشكل العام للفلك
- الاتجاه الفراغي للفلك
- اتجاه الغزل

4- لا تتماثل أفلاك (p) الثلاثة ضمن المستوى الرئيس الواحد نفسه في إحدى الخصائص الآتية:

- الاتجاه الفراغي
- الشكل
- الطاقة
- السعة من الإلكترونات

5- عدد الأفلاك الكلي في المستوى الرئيس الثالث (n=3) هو:

- 3 أفلاك
- 6 أفلاك
- 9 أفلاك
- 18 فلكًا

6- أكبر عدد من الإلكترونات التي قد توجد في المستوى الرئيس الخامس (n=5) هو:

- 5 إلكترونات

- 10 إلكترونات
- 25 إلكترونًا
- 50 إلكترونًا

7- يتحدد الاتجاه الفراغي للفلك بعدد الكم:

- الرئيس
- الفرعي
- المغناطيسي
- المغزلي

8- عند امتصاص الذرة للطاقة تنتقل الإلكترونات إلى مستويات طاقة أبعد عن النواة، فينشأ ما يُسمى:

- التفريغ الكهربائي
- الذرة المثارة
- عملية التأين
- الطيف الذري

9- أقصى عدد من الإلكترونات يستوعبه المستوى الفرعي (4f) هو:

- إلكترونان
- 10 إلكترونات
- 6 إلكترونات
- 14 إلكترونًا

10- الرمز الذي يتعارض مع مبدأ باولي هو:

- $4d^{12}$
- $3s^{1}$
- $2p^{5}$
- $4f^{12}$

العدد المرفوع لرمز المستوى الفرعي هو عدد الإلكترونات في ذلك المستوى الفرعي

11- عدد المستويات الفرعية المحتملة لوجود إلكترون في المستوى الثالث هو:

- 3 مستويات
- 9 مستويات
- 12 مستويات
- 16 مستويات

حل محاكاة لأسئلة الاختبارات الدولية ص8 كتاب الأنشطة

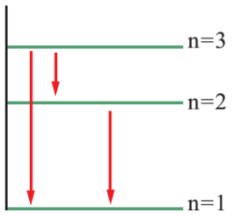
السؤال الأول: ظهر كلوريد الليثيوم باللون الأحمر في تجربة اختبار اللهب. منطقة الطيف التي يمكن أن يظهر الطيف الأكثر طاقة هي:

- 600 – 650 nm
- 500 – 550 nm
- 450 – 500 nm
- 400 – 450 nm

✓ الطيف الأكثر طاقة أي هو الأكثر ترددًا وأقل طول موجة، إذًا هو: 400 – 450 nm

السؤال الثاني: درس طالب الطيف الذري لعنصر ما، فوجد أن له خطَّي طيف أحمر وأزرق، إذا كان الطيف الذري يتوافق مع فرق الطاقة بين مستويين للطاقة ينتقل بينهما الإلكترون عند عودته من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل، فأجيب عن السؤالين الآتيين:

- أرسم مخططًا يوضح حركة الإلكترون التي تتوافق مع خطوط الطيف التي يحتمل ظهورها على أساس وجود ثلاثة مستويات محتملة للطاقة



✓ مفكوك الفرق (2) ⟵ 3 = 2+1 ثلاثة خطوط محتملة كما في الرسم:

- أحدد مستوى الطاقة الموافقة لكل طيف، مبينًا الأسس التي اعتمدتها

✓ نحدد أكبر وأقل فرق طاقة بين أي مستويين، حيث كلما زادت الطاقة زاد التردد وقل طول الموجة، وكما نعلم فإن الطيف الأحمر طول موجته أكبر، بينما الطيف الأزرق طول موجته أقصر

أكبر فرق طاقة يكون عندما ينتقل الإلكترون من المستوى الثالث إلى الأول: وبالتالي هو أعلى تردد وأقصر طول موجة، إذًا هو الطيف الأزرق

أقل فرق طاقة يكون عندما ينتقل الإلكترون بين المستوى الثالث إلى الثاني، حيث علمنا أنه كلما ابتعدنا عن النواة قل فرق الطاقة بين المستويين، وبالتالي هو أقل تردد وأكبر طول موجة، إذًا هو الطيف الأحمر

الوحدة الثانية: التوزيع الإلكتروني والدورية

تهيئة قبل الدخول في الوحدة

التوزيع الإلكتروني القديم: باستخدام السعة القصوى للأغلفة الرئيسية: e^- 2، 8، 18، 32
مع مراعاة أن الغلاف الأخير لا يزيد عن 8 إلكترونات

سنتعلم في هذه الوحدة كيفية التوزيع الإلكتروني باستخدام المستويات الفرعية والأفلاك

إفادة: مصطلح الغلاف = مصطلح المستوى

عندما تفقد الذرة إلكترونًا فإنها تصبح أيونًا موجبًا، وعندما تكسب إلكترونًا فإنها تصبح أيونًا سالبًا

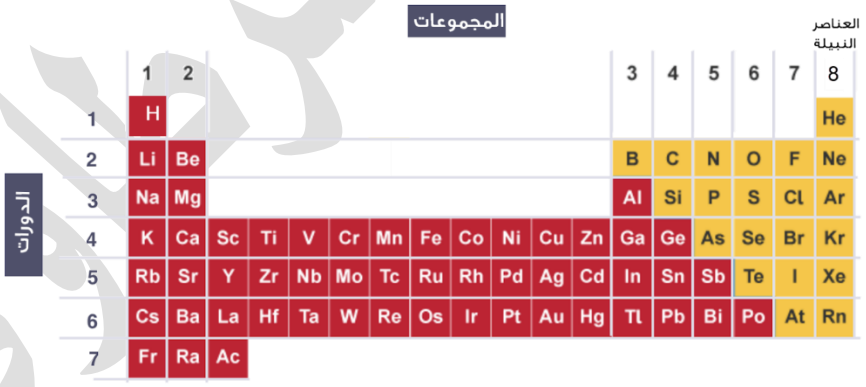
تم ترتيب الجدول الدوري ، اعتمادًا على تزايد الأعداد الذرية في خطوط أفقية، وتبعًا للتشابه في صفات العناصر في الخطوط العمودية

تسمى الخطوط الأفقية: دورات، وهي سبع دورات في الجدول الدوري، رقم الدورة هو رقم أكبر مستوى أو غلاف رئيس

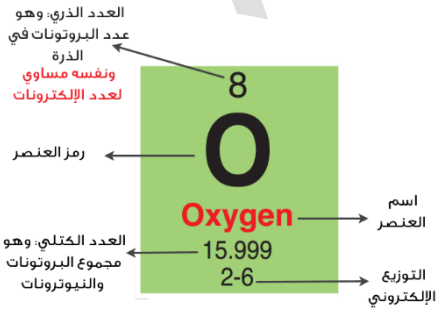
تسمى الخطوط العمودية: مجموعات، وهي ثمانية عشر مجموعة رقم المجموعة هو عدد الإلكترونات للعنصر في الغلاف أو المستوى الخارجي، سيضاف إلى معلوماتك عناصر: الانتقالية، والخصائص الدورية عبر الجدول الدوري

النبيلة: مطلوب حفظها بالعدد الذري والدورة في هذه الوحدة

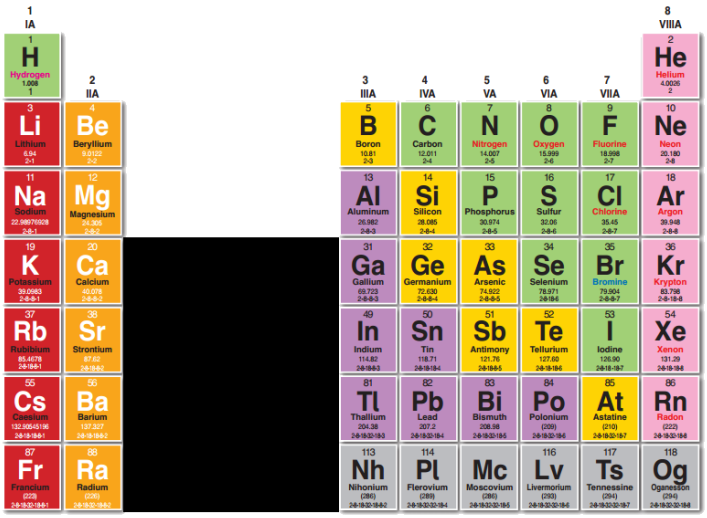
عناصر المجموعة الثامنة في الشكل التالي: تسمى بالغازات النبيلة أو الخاملة، وتركيبها مستقر [مهمة جدًا] وكل العناصر تسعى إلى الاستقرار مثل النبيلة



في التوزيع الإلكتروني: نستخدم دائمًا العدد الذري وهو العدد الأصغر فوق رمز العنصر؛ لأنه يعبر أيضًا عن عدد الإلكترونات، لا نستخدم العدد الكتلي [انتبه]



تعريف العدد الذري: عدد البروتونات الموجبة في النواة، وهو يساوي عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة



من الجدول المرفق، أحددُ العدد الذري ورقم الدورة للعناصر التالية:

- النيون Ne:
- الفسفور P:
- الراديوم Ra:
- الصوديوم Na:
- البروم Br:

مراجعة سريعة ومهمة لأعداد الكم الأربعة وربطها بالدرس الأول

أعداد الكم تصف الإلكترون وطاقته ومعدل بعده عن النواة

المستوى الرئيس الأول فيه فقط الفرعي s ثم يبدأ p بالظهور من المستوى الثاني، و d من المستوى الثالث، و f من المستوى الرابع، والتداخل في المستويات الفرعية يبدأ من المستوى الثالث 3p

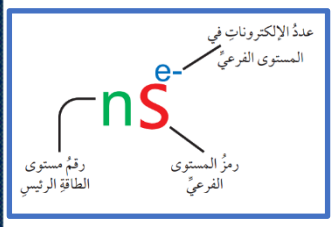
مبدأ استبعاد باولي هو: عدم وجود إلكترونين في الذرة نفسها لهما نفس قيم أعداد الكم الأربعة، إذًا الفلك الواحد لأي مستوى فرعي سعته القصوى إلكترونان فقط

من خلال الجدول التالي مهم أن نتذكر قيم كل مستوى فرعي وعدد إلكتروناته الكلية وأفلاكه

رمز المستوى الفرعي	قيم عدد الكم الفرعي (l)	قيم عدد الكم المغناطيسي (m_l)	عدد الأفلاك	السعة القصوى من الإلكترونات
s	0	0	1	2
p	1	−1, 0 , +1	3	6
d	2	−2 , −1 , 0 , +1 , +2	5	10
f	3	−3 , −2 , −1 , 0 , +1 , +2 , +3	7	14

الدرس الأول: التوزيع الإلكتروني للذرات

دلالة التوزيع الإلكتروني



من خلال الدلالة التالية: نستطيع فهم كيفية كتابة التوزيع الإلكتروني الحديث

رقم المستوى الرئيس n يبدأ من 1 ونكتبه قبل رمز المستوى الفرعي s, p, d, f

نكتب عدد الإلكترونات الموجودة في ذلك المستوى الفرعي مرفوعة أعلاه

ما دلالة التوزيع الإلكتروني لـ خمس إلكترونات في المستوى الفرعي p إذا كان المستوى الرئيس هو الرابع؟

$4p^5$

ما دلالة التوزيع الإلكتروني لـ عشر إلكترونات في المستوى الفرعي d إذا كان المستوى الرئيس هو الثالث؟

$3d^{10}$

مبادئ وقواعد التوزيع الإلكتروني للذرات

تعريف التوزيع الإلكتروني ⇦ عملية ترتيب الإلكترونات في الذرة وفق مستويات الطاقة المختلفة

ما هي أبرز المبادئ والقواعد نراعيها أثناء توزيع الإلكترونات؟

1- مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي

2- قاعدة هوند

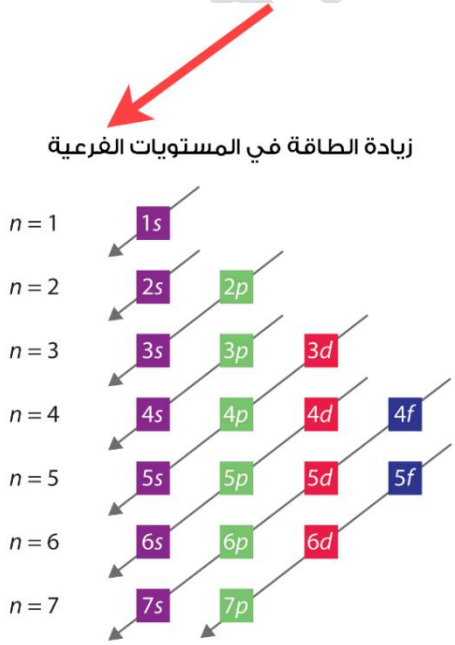
نتبع هذه القواعد عند التوزيع الإلكتروني: ليتحقق الاستقرار في الذرة

تنبيه: نعتمد أيضًا مبدأ الاستبعاد لباولي، بحيث أن الفلك الواحد لا يتسع إلا لإلكترونين اثنين

ملاحظة مهمة: يعتمد الطالب على اختيار معلم المادة إن قرر عليه اختيار القاعدتين: أوفباو وهوند كما في الكتاب، أو قرر اعتماد القواعد الثلاث المعروفة: أوفباو، هوند، باولي

مبدأ أوفباو [توزيع الإلكترونات على المستويات الفرعية]

تعريف مبدأ أوفباو ⇦ امتلاء الأفلاك بالإلكترونات تبعًا لتزايد طاقاتها، بحيث توزع الإلكترونات أولًا في أدنى مستوى للطاقة ثم تُملأ المستويات العليا للطاقة



كلمة أوفباو: ألمانية الأصل، وتعني البناء التصاعدي

نطبق دائمًا هذا الرسم [البناء التصاعدي لأوفباو] من أجل التوزيع الإلكتروني

هذا الترتيب اعتمد على علاقة رياضية $(n + l)$ رتبت المستويات الفرعية من الأقل إلى الأعلى طاقة، لأنه الأكثر استقرارًا عند توزيع الإلكترونات في الذرة

أو يحفظ الطالب هذا الترتيب عن غيب:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p

نحسب طاقة المستوى الفرعي بثلاث خطوات فقط:

1- قيمة الكم الفرعي ثابتة لكل مستوى فرعي:

قيمة الكم الفرعي (l)	رمز المستوى الفرعي
0	s
1	p
2	d
3	f

2- نجمع قيمة الكم الفرعي مع قيمة الكم الرئيس من خلال العلاقة التالية: $(n + l)$

والمجموع الأكبر للمستوى الفرعي معناه أنه أعلى طاقة

3- إذا تساوى المجموع $(n + l)$ فإننا ننظر إلى n الأقل ⇦ مستوى فرعي أقل طاقة ⇦ يمتلئ بالإلكترونات أولًا

احسب طاقة المستويات الفرعية التالية ورتبها من الأقل طاقة إلى الأعلى طاقة

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

المستوى الفرعي	(n)	(l)	$(n + l)$
5d	5	2	7
4s	4	0	4
1s	1	0	1
3s	3	0	3
7s	7	0	7
5f	5	3	8
3d	3	2	5
3p	3	1	4

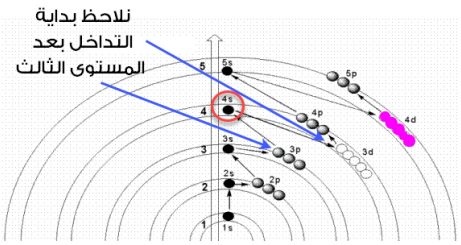
1- يتشابه المستويان الفرعيان: 3p / 4s بمجموع = 4

الأقل طاقة هو الذي يحمل رقم المستوى الرئيس الأقل 3 = n وهو 3p

2- يتشابه المستويان الفرعيان: 5d / 7s بمجموع = 7 ، الأقل طاقة هو 5d

3- ترتيب الطاقة في المستويات من الأقل إلى الأعلى: نقرأ من اليسار

$\Rightarrow$ 1s < 3s < 3p < 4s < 3d < 5d < 7s < 5f



فسر سبب نزول الإلكترونات في 4s قبل 3d رغم أن المستوى الرئيس لـ s أعلى من مستوى الرئيس لـ d؟

لأن طاقة 4s ⇦ 4 بينما طاقة 3d ⇦ 5 ، فنملأ الأقل طاقة أولًا لأنه أكثر استقرارًا.

في هذا الترتيب: $3p < 4s < 3d$

يحدث تداخل بدءًا من المستوى الفرعي 3p حيث تدخل 4s بين 3p و 3d

أتحقق (2) صفحة 36: أرتب المستويات الفرعية الآتية تصاعديًّا وفق طاقتها:

5p 3d 6p 5d 7p

المستوى الفرعي	(n)	(l)	$(n+l)$
5p	5	1	6
3d	3	2	5
6p	6	1	7
5d	5	2	7
7p	7	1	8

$3d < 5p < 5d < 6p < 7p$

قاعدة هوند [توزيع الإلكترونات داخل الأفلاك]

تعريف قاعدة هوند ⇦ تُوزع الإلكترونات بصورة منفردة على أفلاك المستوى الفرعي الواحد باتجاه المغزل نفسه، ثم إضافة ما تبقى من إلكترونات إلى الأفلاك باتجاه مغزلي معاكس

فسر سبب امتلاء الإلكترونات في كل الأفلاك باتجاه غزل واحد ثم معاودة التعبئة باتجاه معاكس؟

لأن هذا التوزيع يوفر الحد الأدنى من الطاقة والقدر الأقل من التنافر بين الإلكترونات داخل أفلاك المستويات الفرعية

ماذا ينتج من التوزيع الإلكتروني وفق قاعدة هوند؟

نستطيع معرفة عدد الإلكترونات المنفردة في أفلاك المستوى الفرعي الواحد

كيفية توزيع الإلكترونات داخل الأفلاك وفق قاعدة هوند بخطوتين فقط:

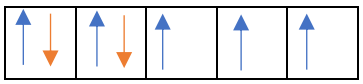
1- نتذكر عدد الأفلاك لكل مستوى فرعي، s = 1، p = 3، d = 5، f = 7
2- نوزع الإلكترونات بالبداية من اليسار فرادى في كل الأفلاك باتجاه الغزل (مع) سهم للأعلى، ثم نعود من البداية مرة أخرى لمزاوجة الإلكترونات بما تبقى منها وذلك عكس اتجاه الغزل (عكس) سهم للأسفل
3- لا يهم إن بدأنا رسم الغزل لأسفل أو لأعلى، لكننا نلتزم طريقة الكتاب وهو أفضل للطالب حتى لا يتشتت

أتحقق (1) ص36: أكتب التوزيع الإلكتروني لسبعة إلكترونات على أفلاك d الخمسة بحسب قاعدة هوند محدِّدًا عدد الإلكترونات المنفردة

عدد أفلاك d خمسة، سعة سبعة إلكترونات d^7

نبدأ بالتوزيع من اليسار فرادى أسهم للأعلى [خمسة] ثم نعود للمزاوجة بأسهم لأسفل باقي الإلكترونات [اثنان]

عدد الإلكترونات المنفردة: ثلاث



d

من المثال السابق، حدِّد أعداد الكم للإلكترون السادس للمستوى الفرعي $4d^7$

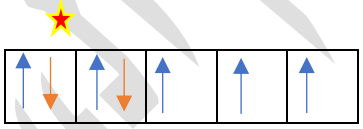
– نتذكر أعداد الكم التي تعلمناها والعلاقات الحسابية لها

– نوزع الإلكترونات وفق قاعدة هوند كما في مثال أتحقق السابق، ننظر موقع الإلكترون السادس ونستطيع تحديد m_l و m_s

الإلكترون السادس: يقع في الفلك الأول من أفلاك d مع اتجاه مغزلي عكسي

قيمة الكم المغناطيسي $m_l = -2$ لأننا نرتب القيم من اليسار إلى اليمين من السالب إلى الموجب، وقيمة الكم المغزلي $m_s = -\frac{1}{2}$ لأنه إلى أسفل

$n = 4 \quad l = 2$



−2 −1 0 +1 +2

التوزيع على الأفلاك وفق قاعدة هوند ساعدنا على: تحديد أعداد الكم لأي إلكترون في الذرة بدقة

التوزيع الإلكتروني بدلالة الغازات النبيلة

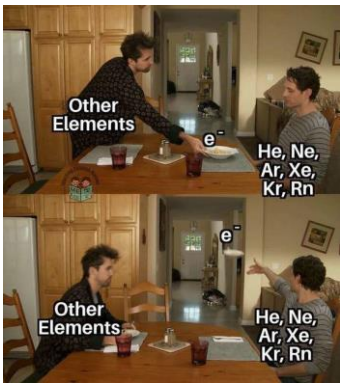
بم تمتاز ذرات الغازات النبيلة؟ تمتاز بامتلاء أفلاك مستواها الخارجي بالإلكترونات

ماذا نستفيد من توزيع إلكترونات ذرات العناصر الأخرى بدلالة الغازات النبيلة؟

لاستبدال المستويات الداخلية فيحل محلها رمز الغاز النبيل الذي يماثلها في التوزيع

العنصرُ النبيلُ	رمزُ العنصرِ	العددُ الذرِّيُّ	التوزيعُ الإلكترونيُّ
الهيليومُ Helium	He	2	$1s^2$
النيونُ Neon	Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
الآرغونُ Argon	Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
الكربتونُ Krypton	Kr	36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

هيليوم	نيون	آرغون	كريبتون	زينون	رادون
$_2He$	$_{10}Ne$	$_{18}Ar$	$_{36}Kr$	$_{54}Xe$	$_{86}Rn$
الدورة 1	الدورة 2	الدورة 3	الدورة 4	الدورة 5	الدورة 6



تذكير بالغازات النبيلة: المستوى الخارجي لها مشبع بالإلكترونات [ولهذا هي مستقرة وخاملة] ولا تتفاعل كباقي العناصر في الجدول الدوري، أي أنها لا تكسب ولا تفقد الإلكترونات في الظروف الطبيعية

علل: تُملأ المناطيد والبالونات الطائرة والغواصات البحرية بغاز الهيليوم

1- كثافته المنخفضة مقارنة ببقية الغازات

2- غاز آمن غير سام وغير قابل للاشتعال أو الانفجار

علل: يُعتبر غاز الهيليوم غازًا آمنًا غير قابل للاشتعال أو الانفجار نظرًا لقلة نشاطه الكيميائي

أتحقق (3) صفحة 36: أكتب التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل لكل من الذرتين N (عددها الذري 7) و Si (عددها الذري 14):

رمز العنصر واسمه	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	التوزيع بدلالة الغاز النبيل
N نيتروجين	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^3$ الهيليوم عدده الذري 2
Si سيليكون	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	[Ne] $3s^2 3p^2$ النيون عدده الذري 10

استثناءات في التوزيع الإلكتروني

مهم: عنصري الكروم Cr والنحاس Cu ⇦

وزعنا الإلكترونات باستخدام البناء التصاعدي لأوفباو فحصلنا على توزيع غير فعلي، لأن التوزيع الفعلي ظهر في الواقع من خلال التجارب شاذًا عن مبدأ أفباو

$$_{24}Cr \Longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$$

الفعلي الصحيح أن يكون المستوى الفرعي d نصف ممتلئ و s نصف ممتلئ حتى يكون مستقرًا أكثر، ينتقل إلكترون من s إلى d [الأعلى طاقة] ويصبح التوزيع المعتمد هو:

$$_{24}Cr \Longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$$

$$_{29}Cu \Longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$$

الفعلي الصحيح أن يكون المستوى الفرعي d ممتلئًا و s نصف ممتلئ حتى يكون مستقرًا أكثر ، فيصبح التوزيع المعتمد:

$$_{29}Cu \Longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$$

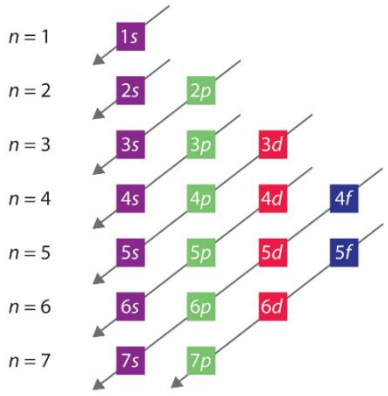
قضية للبحث ص39: يختلف التوزيع الإلكتروني لعنصري الكروم والنحاس عن توزيع بقية العناصر، ابحث عن سبب هذا الاختلاف

لأن مستويات الطاقة الفرعية لـ d تكون أكثر ثباتًا واستقرارًا إذا كانت ممتلئة أو نصف ممتلئة من تلك الممتلئة جزئيًّا مع مستوى s نصف ممتلئ

تطبيقات محلولة

اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية في الجدول وفق مبدأ أوفباو، ثم اكتبه مرة أخرى بدلالة الغازات النبيلة، مع تحديد عدد الإلكترونات المنفردة وفق قاعدة هوند

H, Li, C , N , O , F, Na



1- نحدد العدد الذري للعنصر من الجدول الدوري [لا تحفظ العدد الذري]

2- نستخدم الرسم للبناء التصاعدي ونطبقه بأيدينا رسمًا، أو جملة الحفظ

3- ننظر إلى أقرب عدد ذري من العناصر النبيلة لنستبدل به المستويات الداخلية ونضع عوضًا عنها رمز العنصر النبيل [بين قوسين مربعين]

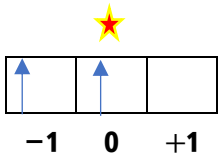
4- نبدأ بتوزيع الإلكترونات وفق قاعدة هوند في المستوى الذي ينتهي عنده توزيع الإلكترونات؛ لنحدد عدد الإلكترونات المنفردة

رمز العنصر واسمه	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	التوزيع بدلالة الغاز النبيل	الإلكترونات في أفلاك المستوى الفرعي الأخير	عدد الإلكترونات المنفردة
H هيدروجين	1	$1s^1$	$1s^1$ لا تغيير	↑	1
Li ليثيوم	3	$1s^2 2s^1$	$[He]2s^1$ الهيليوم عدده الذري 2	↑	1
C كربون	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	$[He]\ 2s^2 2p^2$ الهيليوم عدده الذري 2	↑ ↑	2
N نيتروجين	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	$[He]\ 2s^2 2p^3$ الهيليوم عدده الذري 2	↑ ↑ ↑	3
F فلور	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	$[He]\ 2s^2 2p^5$ الهيليوم عدده الذري 2	↑↓ ↑↓ ↑	1
Na صوديوم	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[Ne]3s^1$ النيون عدده الذري 10	↑	1

حدد أعداد الكم للإلكترون الأخير في ذرة السيليكون

– نوزع الإلكترونات على مبدأ أوفباو بالطريقة الاعتيادية أو بدلالة الغاز النبيل $[Ne]\ 3s^2 3p^2$

– وفق قاعدة هوند: ننظر لتوزيع الإلكترونات في المستوى الفرعي الأخير $3p^2$

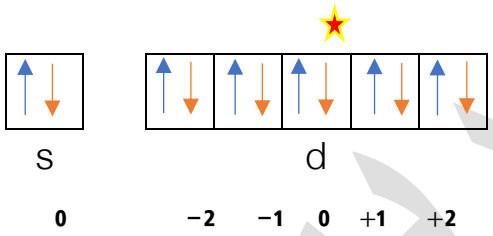


قيمة الكم المغناطيسي $m_l = 0$ وقيمة الكم المغزلي $m_s = +\frac{1}{2}$

$n = 3 \quad l = 1$

اكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر الخارصين Zn ثم حدد عدد الكم المغزلي للإلكترون 28 في الذرة، وحدد عدد الإلكترونات المنفردة

- العدد الذري للخارصين نستخرجه من الجدول الدوري = 30
- نوزع الإلكترونات بالبناء التصاعدي: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
- أقرب عنصر نبيل للزنك هو الآرغون حيث عدده الذري = 18
- نكتب التوزيع بدلالة الآرغون $_{18}[Ar]\ 4s^2 3d^{10}$
- لتحديد أي عدد من أعداد الكم يلزمنا التوزيع وفق قاعدة هوند، الإلكترون 28 يقع في المستويات الأخيرة وليست الداخلية [التي بدلالة الغاز النبيل]
- نوزع على أفلاك d و s لنحدد موقع الإلكترون الـ 28 ونعد 19 بعد $_{18}[Ar]$



- عدد الكم المغزلي للإلكترون 28: $m_s = -\frac{1}{2}$
- عدد الإلكترونات المنفردة: صفر

اكتب التوزيع الإلكتروني لأعلى عدد ذري في الجدول الدوري، عنصر أوغانيسون Og عدده الذري 118، وسنعتبر أقرب عنصر نبيل له هو رادون $_{86}Rn$

- نوزع الإلكترونات بالبناء التصاعدي اعتمادًا على الشكل التالي:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$

- التوزيع بدلالة الغاز النبيل: $_{86}[Rn] 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$

تنبيه مهم: تُحسب الإلكترونات المنفردة في المستوى الفرعي الأخير، لكن في حالة العناصر الانتقالية الشاذة مثل الكروم والنحاس، فإننا نحسب الإلكترونات المنفردة في s و d

ورقة أتدرب [5]

ذرة بها 8 إلكترونات في المستوى الفرعي d، فإن عدد الإلكترونات المنفردة في هذه الحالة يساوي:

ما عدد الإلكترونات في ذرة عنصر له التوزيع الإلكتروني التالي: $[Ne]3s^2 3p^4$

ما العدد الذري لعنصر له التوزيع الإلكتروني التالي: $1s^2 2s^2 2p^2$ ؟

حدد اسم ذلك العنصر من الجدول الدوري

ما عدد الإلكترونات المنفردة في ذرة البورون $_5B$ ؟

رتب مستويات الطاقة الفرعية من الأقل إلى الأعلى طاقة، ثم بيِّن ما المستوى الذي يمتلئ بالإلكترونات أولًا

5d 5p 2s 7s 7p 5f 4f 4p

التوزيع الإلكتروني الذي يستحيل وجوده من بين ما يلي هو:

1- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

2- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

3- $1s^2 2s^2 2p^4$

4- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^5$

أحد العناصر التالية له الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6$:

1- $_7N$

2- $_8O$

3- $_9F$

4- $_{10}Ne$

التوزيع الإلكتروني الفعلي الصحيح لعنصر $_{24}Cr$ هو:

1- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$

2- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

3- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

4- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

تصنيف العناصر

وصف الجدول الدوري:

- ✓ يتكون من 18 مجموعة رأسية و 7 دورات أفقية
- ✓ تترتب فيه العناصر تصاعديًّا حسب العدد الذري
- ✓ يزيد كل عنصر عن الذي يسبقه في نفس الدورة بإلكترون واحد
- ✓ عناصر المجموعة الواحدة تتشابه في التوزيع الإلكتروني للمستوى الخارجي، وتتشابه في خواصها الفيزيائية والكيميائية

? كيف تم تصنيف العناصر في الجدول الدوري؟ بناءً على التوزيع الإلكتروني

? ما أهمية تصنيفها في الجدول الدوري؟

1- لتسهيل دراستها

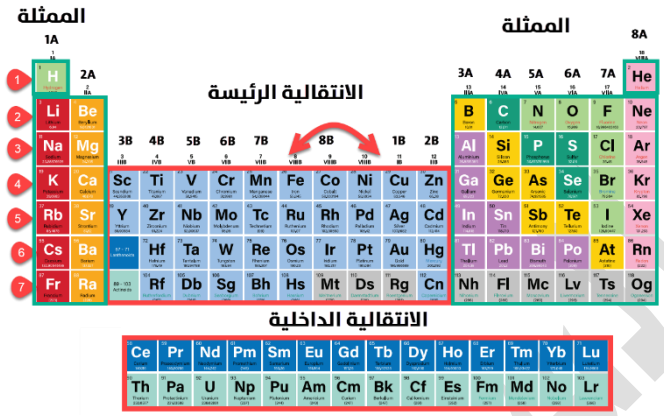
2- معرفة خصائصها الكيميائية والفيزيائية

? ما هي أقسام العناصر في الجدول الدوري؟

1- العناصر الممثلة

2- العناصر الانتقالية: وهي تنقسم إلى:

أ- رئيسة ب- داخلية



تعريف **العناصر الممثلة**: مجموعة من العناصر تضم عناصر المجموعات ذوات الأرقام (1, 2, 13 – 18) ورمزها A في الجدول الدوري، ينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوي الفرعي s أو المستوى الفرعي p

تعريف **العناصر الانتقالية**: مجموعة من العناصر تقع وسط الجدول الدوري ويضاف الإلكترون الأخير في توزيعها الإلكتروني إلى المستوى الفرعي f أو d

تعريف **العناصر الانتقالية الرئيسة**: تتكون من 10 مجموعات، وينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوي الفرعي d

تعريف **العناصر الانتقالية الداخلية**: تتكون من 14 مجموعة، وينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوي الفرعي f

تنبيه: العناصر الانتقالية الداخلية غير مطلوب دراسة توزيعها الإلكتروني

رقم المستوى الخارجي n هو رقم الدورة في الجدول الدوري

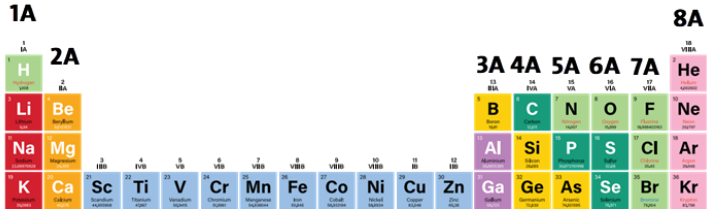
العناصر الممثلة

رمزها: A [انظر إلى الرمز موجود بجانب الأرقام اللاتينية فوق العمود]

عدد المجموعات: 8

الترميز: (1A–2A–3A–4A–5A–6A–7A–8A)

أو بمصطلح الأعمدة (1,2, 13–18)

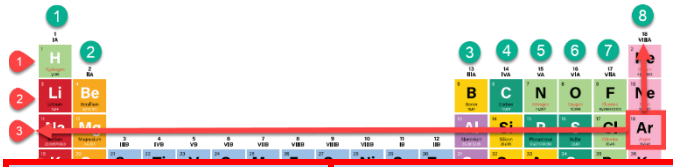


وتحفظ برموزها اللاتينية احتياطًا: IA – IIA – IIIA – IVA– VA – VIA– VIIA– VIIIA

مهم: رقم المجموعة للعناصر الممثلة = مجموع الإلكترونات في المستوى الخارجي = إلكترونات التكافؤ

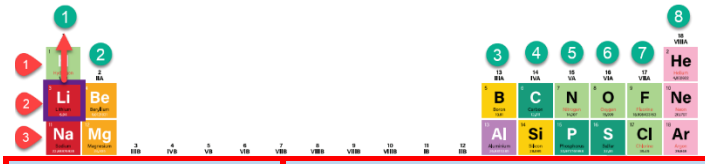
تعريف: إلكترونات التكافؤ ⇦ إلكترونات المستوى الخارجي للذرة

حدد من توزيع الآرغون الإلكتروني موقعه في الجدول الدوري، المجموعة والدورة



رمز العنصر واسمه	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ	رقم المجموعة والدورة
Ar آرغون	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	مجموع الإلكترونات في المستوى الخارجي: 3s 3p وهو يعادل 8 إلكترونات	المجموعة 8A VIIIA مجموعة 18 الدورة: 3

حدد من توزيع الليثيوم الإلكتروني موقعه في الجدول الدوري، المجموعة والدورة



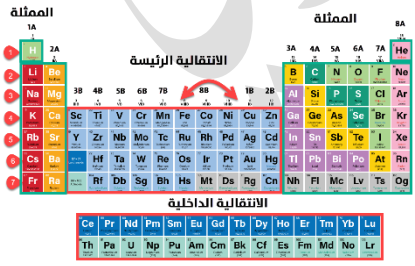
رمز العنصر واسمه	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ	رقم المجموعة والدورة
Li ليثيوم	3	$1s^2 2s^1$	مجموع الإلكترونات في المستوى الخارجي: 2s وهو يعادل 1 إلكترون	المجموعة 1A مجموعة 1 الدورة: 2

تعزيز ⇦ العناصر الممثلة ينتهي توزيعها الإلكتروني بأفلاك المستوى الفرعي s أو المستوى الفرعي p

– القطاع s ويضم عمودين بالإضافة لعنصر الهيليوم

– القطاع p ويضم ستة أعمدة، رقم المستوى الفرعي الخارجي هو رقم الدورة، أما مجموع إلكترونات التكافؤ فهو رقم المجموعة للعنصر، والمجموعة نفسها تتشابه خواصها الكيميائية والفيزيائية

العناصر الانتقالية



تقع في وسط الجدول الدوري ويبدأ ظهورها من الدورة الرابعة $n \geq 4$

رمزها: B تم إضافته لتمييز العناصر الانتقالية عن الممثلة

عدد المجموعات: 10 في الانتقالية الرئيسة، و 14 في الانتقالية الداخلية

ترميزها من اليسار: (3B–4B–5B–6B–7B–8B–1B–2B)

مجموعة 8B تضم ثلاثة مجموعات رأسية (8, 9 , 10)

تُحفظ برموزها اللاتينية احتياطًا: IIIB – IVB– VB– VIB– VIIB– VIIIB– IB – IIB

الإلكترون الأخير في المستوى الفرعي d: العناصر الانتقالية الرئيسة

الإلكترون الأخير في المستوى الفرعي f: العناصر الانتقالية الداخلية

رقم مجموعة الانتقالية الرئيسية = مجموع الإلكترونات في الغلافين الفرعيين s و d من خلال ثلاث طرق:

مجموع الإلكترونات في ns + (n−1)d	رقم المجموعة	مثال	التوزيع الإلكتروني	مجموع الإلكترونات
3 – 7	3B – 7B	المنجنيز Mn	[Ar] $4s^2 3d^5$	2 + 5 = 7 المجموعة 7B
8, 9, 10	8B	الكوبالت Co	[Ar] $4s^2 3d^7$	2 + 7 = 9 المجموعة 8B
امتلاء d نحسب فقط s	1B 2B	الخارصين Zn	[Ar] $4s^2 3d^{10}$	2 فقط من s المجموعة 2B

نعتبر n هو المستوى الخارجي s و (n−1) المستوى قبل الخارجي d

✓ **جدول بعناصر الدورة الانتقالية الرابعة**

يبدأ ظهور المستوى الفرعي d في الجدول الدوري لكن عند توزيعه [n−1 = 3] [مهم التنبه لذلك] نعتمد n الأكبر التي مع s وتساوي 4 فنوزع بدلالة الغاز النبيل الأقرب له، الدورة الثالثة [Ar]

العنصر وعدده الذري	التوزيع الإلكتروني	مجموع الإلكترونات	رقم المجموعة
$_{21}Sc$	[Ar] $4s^2 3d^1$	3	3B
$_{22}Ti$	[Ar] $4s^2 3d^2$	4	4B
$_{23}V$	[Ar] $4s^2 3d^3$	5	5B
$_{24}Cr$ توزيع شاذ	[Ar] $4s^1 3d^5$	6	6B
$_{25}Mn$	[Ar] $4s^2 3d^5$	7	7B
$_{26}Fe$	[Ar] $4s^2 3d^6$	8	8B
$_{27}Co$	[Ar] $4s^2 3d^7$	9	8B
$_{28}Ni$	[Ar] $4s^2 3d^8$	10	8B
$_{29}Cu$ توزيع شاذ	[Ar] $4s^1 3d^{10}$	1	1B
$_{30}Zn$	[Ar] $4s^2 3d^{10}$	2	2B

فائدة: قد تصادف توزيعًا يكون فيه ترتيب d قبل s ولذلك تفسيرات منها:

1- في حالة كان d نصف ممتلئ أو ممتلئًا فهو في حالة مستقرة وأقل طاقة من s الممتلئة أو نصف الممتلئة كون في المستوى الثالث الأقرب بينما s في المستوى الأبعد

2- بعض الكتب ترتب ذلك من باب أن d في المستوى الثالث قبل 4s لكن بكل الأحوال تم إنزال الإلكترونات على مبدأ أفباو بحيث تمتلئ s قبل d لكن لمجرد ترتيب المستويات الرئيسية تُكتب d قبل s

أوضح ص38: ما سبب تسمية العناصر الانتقالية بهذا الاسم؟

خواص العناصر الانتقالية ليس فيها تدرج واضح مثل العناصر الممثلة، بل خصائصها انتقالية بين عناصر المجموعة (s) الفلزية التي تكوّن مركبات أيونية وبين عناصر المجموعة (p) اللافلزات والتي تكون مركبات تساهمية [تُدرس الروابط وأنواع المركبات في الوحدة الثالثة]

مجالات استخدام التيتانيوم Ti :

1- الناحية الاقتصادية والصناعية، والسبب: صفاته المميزة من خفة الوزن والصلابة الكبيرة وقلة النشاط الكيميائي وعدم التأثر بعوامل البيئة

2- المجالات الطبية:

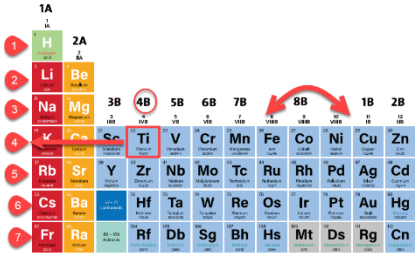
a) صناعة المفاصل البديلة [مفصل الورك والركبة]

b) علاج الانزلاقات الغضروفية في العمود الفقري

c) صناعة صفائح الجمجمة وبراغي الأسنان والفك الصناعية

? علل: يعد فلز التيتانيوم منافسًا لغيره في الاستخدامات الطبية؟

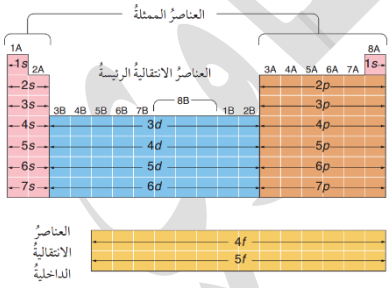
بسبب خفة وزنه مع صلابته الكبيرة، بالإضافة لقلة نشاطه الكيميائي وعدم تأثره بالعوامل الخارجية



حدد من توزيع التيتانيوم الإلكتروني موقعه في الجدول الدوري، المجموعة والدورة

رمز العنصر واسمه	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	مجموع الإلكترونات	رقم المجموعة والدورة
Ti تيتانيوم	22	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	مجموع الإلكترونات في المستوى الخارجي: 4s + قبل الخارجي 3d وهو يعادل 4 إلكترونات يقع المجموع بين 3-7	المجموعة 4B الدورة: 4 وهو رقم أعلى مستوى خارجي

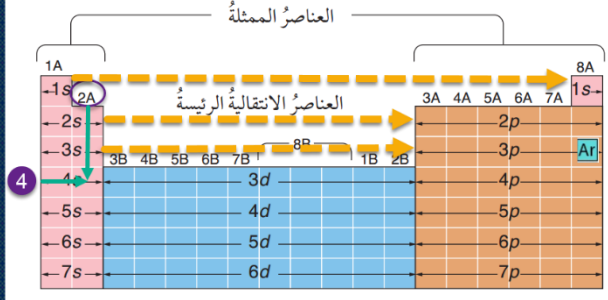
تقسيم الجدول الدوري لمقاطع المستويات الفرعية الخارجية



من هذه المقاطع يتم التوزيع الإلكتروني، فيزداد إلكترون في كل مربع ويتغير المستوى الفرعي الخارجي خلال الدورة الواحدة مع بقاء رقم الدورة n ثابت

عند الانتقال للدورة الثانية يتغير n وتتكرر المستويات الفرعية

? أتحقق ص40: أكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي يقع في المجموعة الثانية A والدورة الرابعة



العنصر في المجموعة 2A [قطاع s] مستواه الخارجي s^2 فيه إلكترونا تكافؤ، في الدورة الرابعة، المستوى الخارجي 4 = n، مستواه الخارجي $4s^2$، ننظر لأقرب غاز نبيل في الدورة التي قبله الآرغون [دورته الثالثة]

التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل: $[Ar]4s^2$

أو نعود بالتدريج للخلف ونجمع المستويات الفرعية التي قبله ليكتمل التوزيع الإلكتروني:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

? اكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي يقع في المجموعة السادسة A والدورة الثالثة، وحدد العدد الذري والعنصر من الجدول الدوري

6A أي أنه من قطاع p وإلكترونات التكافؤ في المستوى الخارجي 6 تتوزع: s^2p^4

الدورة الثالثة أي أن $n = 3$، المستوى الخارجي هو: $3s^2p^4$

ننظر للغاز النبيل في الدورة الثانية وهو النيون، فيكون التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل: $[Ne]\ 3s^2 3p^4$

العدد الذري: العدد الذري للنيون + إلكترونات التكافؤ $= 6 + 10 = 16$

يتبين من الجدول الدوري أنه عنصر الكبريت S

? اكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي يقع في المجموعة السادسة B والدورة الخامسة، وحدد العدد الذري والعنصر من الجدول الدوري

6B أي أنه من قطاع d وإلكترونات المستوى الخارجي 6 تتوزع: s^2d^4

الدورة الخامسة أي أن $n = 5$، المستوى الخارجي وقبل الخارجي هو: $5s^2 4d^4$، ننظر للغاز النبيل في الدورة الرابعة وهو الكربتون، فيكون التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل: $[Kr]\ 5s^2 4d^4$

العدد الذري: العدد الذري للكربتون + مجموع الإلكترونات $= 6 + 36 = 42$

يتبين من الجدول الدوري أنه عنصر المولبدينوم Mo

التوزيع الإلكتروني لأيونات العناصر

تعريف: **التأين** ⇦ هو ميل ذرات العناصر إلى كسب الإلكترونات أو فقدها للوصول إلى توزيع يشبه توزيع العناصر النبيلة

الذرة متعادلة: هي الذرة التي يتساوى فيها عدد البروتونات وعدد الإلكترونات، فتكون شحنتها [عدد البروتونات (p^+) – عدد الإلكترونات (e^-)] = صفر

أنواع الذرات المتأينة:

1- أيونات موجبة: نتيجة فقد الإلكترونات من المستوى الخارجي للذرة، فيصبح عدد البروتونات هو الأكبر وتحمل الذرة شحنة موجبة

2- أيونات سالبة: نتيجة اكتساب إلكترونات في المستوى الخارجي للذرة، فيصبح عدد الإلكترونات هو الأكبر وتحمل الذرة شحنة سالبة

? أكتب التوزيع الإلكتروني لأيون الصوديوم $_{11}Na^{+1}$

نكتب التوزيع الإلكتروني للذرة المتعادلة، ثم ننزع إلكترونًا من المستوى الخارجي حتى تصبح شحنة الصوديوم موجبة

$_{11}Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

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

تعزيز فهم:

أيون الصوديوم الموجب أصبح مستقرًا لأن توزيعه اقترب من الغاز النبيل $_{10}$[Ne]

كان لديه 11 إلكترونًا، النيون [10] أقرب الغازات النبيلة له، فهل يفقد أم يكسب ليصل للاستقرار؟

الجواب: سيفقد إلكترونًا ليصبح لديه مثل توزيع الغاز النبيل [10] لتصبح شحنته +1

اكتب التوزيع الإلكتروني للأيونات التالية [العناصر الممثلة]:

$$_{17}Cl^{-1} \quad _{12}Mg^{+2} \quad _{7}N^{-3}$$

الأيون	التوزيع الإلكتروني العادي	التوزيع الإلكتروني بعد التأين	أقرب غاز نبيل
$_{17}Cl^{-1}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	آرغون
$_{12}Mg^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6$	نيون
$_{7}N^{-3}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6$	نيون

اكتب التوزيع الإلكتروني للأيونات التالية [العناصر الانتقالية]:

$$_{22}Ti^{+3} \quad _{25}Mn^{+4} \quad _{26}Fe^{+2} \quad _{29}Cr^{+2}$$

مهم: تذكر أن الإلكترونات تُفقد من المستوى الخارجي s ثم قبل الخارجي d

لأن المستوى الخارجي هو الأبعد عن النواة وقوة الجذب لإلكتروناته أقل

الأيون	التوزيع الإلكتروني العادي	التوزيع الإلكتروني بعد التأين
$_{29}Cr^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^9$ [Ar] $3d^9$
$_{26}Fe^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^6$ [Ar] $3d^6$
$_{25}Mn^{+4}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^3$ [Ar] $3d^3$
$_{22}Ti^{+3}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^1$ [Ar] $3d^1$

أتحقق ص43: أكتب التوزيع الإلكتروني للأيونات الآتية:

$$_{20}Ca^{+2} \quad _{16}S^{-2} \quad _{26}Fe^{+3} \quad _{28}Ni^{+2}$$

الأيون	التوزيع الإلكتروني العادي	التوزيع الإلكتروني بعد التأين
$_{20}Ca^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0$ [Ar]
$_{16}S^{-2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ [Ar]
$_{26}Fe^{+3}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$ [Ar] $3d^5$
$_{28}Ni^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^8$ [Ar] $3d^8$

تطبيقات محلولة

اكتب التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل للأيون $_{24}Cr^{+3}$، وحدد إلكتروناته المنفردة:

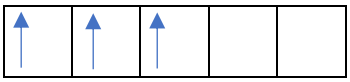
الكروم حالة استثنائية من مبدأ أوفباو، فهو مستقر بأفلاك نصف ممتلئة في المستويين s + d

التوزيع المعتاد: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

التوزيع بعد التأين [فقد 3 إلكترونات أولا من الخارجي s ثم قبل الخارجي d]: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^3$

يصبح: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$ وبدلالة الغاز النبيل الأقرب وهو $_{18}Ar$: $[Ar]\ 3d^3$

الأفلاك للمستوى الفرعي 3d



d

✓ عدد الإلكترونات المنفردة = 3

أما قبل التأين عدد المنفردة له = 6 نحسبها من s + d لأنه حالة شاذة

ما العدد الذري لعنصر يقع في الدورة الخامسة والمجموعة السابعة B

الدورة الخامسة n=5 ، المجموعة السابعة B أي عنصر انتقالي ينتهي توزيعه بأفلاك المستوى d وفيه مجموع إلكترونات في المستويين s + d = 7 أي أن الإلكترونات تكون هكذا $5s^2$، $4d^5$ [نتذكر أن d دورتها (n−1)]

- التوزيع: $5s^2 4d^5$

أقرب غاز نبيل قبل الدورة الخامسة: يقع في الدورة الرابعة، الكربتون $_{36}Kr$

التوزيع بدلالة الغاز النبيل: $_{36}[Kr]\ 5s^2 4d^5$

- العدد الذري: مجموع العدد الذري للكربتون ومجموع الإلكترونات 36 + 7 = 43

ما العدد الذري لعنصر ينتهي التوزيع الإلكتروني لأيونه الثنائي الموجب بالمستوى الفرعي $3d^5$

أيون ثنائي موجب بالمستوى الفرعي $3d^5$ أي أنه فقد إلكترونان

هو من العناصر الانتقالية التي تفقد أولاً من المستوى s، نعيده لسابق عهده بإعادة المستوى s مع التنبه أن n لـ s ستكون أعلى من d ⇦ n=4

$4s^2 3d^5$ [نضيف فقط إلكترونان لنعيده لوضع التعادل]

أقرب غاز نبيل يقع في الدورة الثالثة هو الآرغون $_{18}Ar$

التوزيع بدلالة الغاز النبيل: $_{18}[Ar]\ 4s^2 3d^5$

- العدد الذري: مجموع العدد الذري للآرغون ومجموع الإلكترونات ⇦ 18 + 7 = 25

هل تتشابه الخواص الفيزيائية والكيميائية لكل من عنصري الأكسجين $_8O$ والكبريت $_{16}S$ ؟

نوزع الأكسجين والكبريت، وننظر إلى رقم المجموعة وذلك بحساب إلكترونات التكافؤ، إن تشابه رقم المجموعة فإن الخواص لهما متشابهة

- توزيع الأكسجين: $_8O: 1s^2 2s^2 2p^4$ عدد إلكترونات التكافؤ = 6 رقم المجموعة 6A
- توزيع الكبريت: $_{16}S: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ عدد إلكترونات التكافؤ = 6 رقم المجموعة 6A

العنصران يتشابهان في الخواص الفيزيائية والكيميائية

صنّف العناصر التالية إلى: 1- عنصر ممثل 2- عنصر انتقالي 3- غاز نبيل

$_{20}Ca$ – $_{16}S$ – $_{26}Fe$ – $_{10}Ne$

نحدد نهاية توزيعه الإلكتروني فإن كان s أو p فهو من العناصر الممثلة وإن كانت ممتلئة فهو غاز نبيل، وإن كانت المستويات d أو f فهو انتقالي

- توزيع النيون: $_{10}Ne: 1s^2 2s^2 2p^6$ المجموعة 8A من العناصر الممثلة [غاز نبيل]
- توزيع الحديد: $_{26}Fe: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ المجموعة 8B عنصر انتقالي
- توزيع الكبريت: $_{16}S: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ المجموعة 6A عنصر ممثل
- توزيع الكالسيوم: $_{20}Ca: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ المجموعة 2A عنصر ممثل

أمامك جزء من الجدول الدوري فيه مجموعات العناصر الممثلة مرتبة متتالية مع عدد من العناصر بالرموز الآتية:

$_{1}A$, $_{8}B$, $_{14}C$, $_{20}D$, $_{3}E$, $_{18}F$, $_{9}G$, $_{15}K$

ضع كل عنصر من العناصر السابقة في مكانه المناسب في الجدول

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1								
2								
3								
4								

نوزع لنحدد المجموعة والدورة لكل عنصر

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	المجموعة من إلكترونات التكافؤ	الدورة أكبر n
A	1	$1s^1$	1A	1
B	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6A	2
C	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	4A	3
D	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	2A	4
E	3	$1s^2 2s^1$	1A	2
F	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	8A	3
G	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	7A	2
K	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	5A	3

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	A							
2	E					B	G	
3				C	K			F
4		D						

ورقة أتدرب [6]

هل تتشابه الخواص الفيزيائية لكل من عنصري الصوديوم $_{11}Na$ والبوتاسيوم $_{19}K$؟

صنف كل عنصر من العناصر التالية كعنصر ممثل أو انتقالي:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^5$

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$

d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

احسب: العدد الذري والإلكترونات المنفردة لعنصر ممثل يقع في الدورة الثالثة والمجموعة السادسة؟

ما العدد الذري لعنصر ينتهي التوزيع الإلكتروني لأيونه الثلاثي السالب بالمستوى $2p^6$ ؟

حل مراجعة الدرس الأول

السؤال الأول: أدرس العناصر في الجدول الآتي، ثم أجيب عن الأسئلة التي تليه:

العنصر	O	Al	Cl	Co	As
العدد الذري	8	13	17	27	33

1) أكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر الوارد ذكرها في الجدول

2) أحدد رقم الدورة ورقم المجموعة لكل من هذه العناصر

3) أي العناصر يعد عنصرًا انتقاليًّا؟ أيّها يعد عنصرًا ممثلًا؟

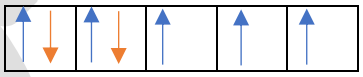
العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	مجموع الإلكترونات	الدورة أكبر n	ممثل / انتقالي
As	33	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$	5A $[4s^2+4p^3]$	4	ممثل
Co	27	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$	8B $[4s^2+3d^7]$	4	انتقالي
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7A	3	ممثل
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3A	3	ممثل
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6A	2	ممثل

4) أحدد عدد الإلكترونات المنفردة في كل عنصر من العناصر الآتية: Co, Cl, O

- Co: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$

ينتهي التوزيع الإلكتروني في المستوى قبل الخارجي $3d^7$

نرسم الأفلاك للمستوى الفرعي 3d ونوزع على قاعدة هوند

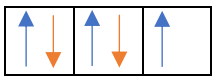


عدد الإلكترونات المنفردة = 3

- Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

ينتهي التوزيع الإلكتروني في المستوى الخارجي $3p^5$

نرسم الأفلاك للمستوى الفرعي 3p ونوزع على قاعدة هوند

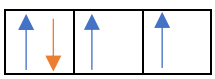


عدد الإلكترونات المنفردة = 1

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

ينتهي التوزيع الإلكتروني في المستوى الخارجي $3p^5$

نرسم الأفلاك للمستوى الفرعي 3p ونوزع على قاعدة هوند



عدد الإلكترونات المنفردة = 2

5) أستنتج العدد الذري لعنصر يقع في الدورة الرابعة ومجموعة العنصر Cl

الدورة الرابعة: n=4 مجموعة Cl هي 7A في قطاع p ومجموع الإلكترونات يكون للمستويين ⇦ s + p =

7، شكل التوزيع الخارجي $4s^2 3d^{10} 4p^5$

المستوى الفرعي d دخل بين المستويين لأن العنصر في الدورة الرابعة حيث يبدأ تداخل d كما في الجدول

أقرب غاز نبيل في الدورة الثالثة هو $_{18}Ar$ فيكون العدد الذري للعنصر ⇦ 10 + 7 + 18 ⇦ 35

6) أستنتج العدد الذري لعنصر يقع في المجموعة الثالثة ودورة العنصر O

دورة عنصر الأكسجين هي الثانية n=2 المجموعة 3A أي قطاع p، مجموع إلكترونات التكافؤ ⇦

$s^2+p^1=3$

المستوى الخارجي ⇦ $2s^2 2p^1$

قبله الغاز النبيل في الدورة الأولى: $_2$[He]

فيكون العدد الذري ⇦ $_2$[He] $2s^2 2p^1$ ⇦ 3 + 2 ⇦ 5

7) أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الأيونين Al^{+3}, As^{-3}

الأيون	التوزيع الإلكتروني العادي	التوزيع الإلكتروني بعد التأين
$_{13}Al^{+3}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 \Longrightarrow {}_{10}$[Ne]
$_{33}As^{-3}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 \Longrightarrow {}_{36}$[Kr]

السؤال الثاني: أحدد العدد الذري لعنصر ينتهي توزيعه التوزيع الإلكتروني لأيونه الثنائي السالب بالمستوى الفرعي $3p^6$:

أيون ثنائي سالب بالمستوى الفرعي $3p^6$ ننزع الإلكترونين المكتسبين ليصبح المستوى الفرعي $3p^4$

من العناصر الممثلة [قطاع p] وقبله مستوى فرعي s

توزيعه الإلكتروني: $3s^2 3p^4$

أقرب غاز نبيل يقع في الدورة الثانية هو النيون $_{10}Ne$

التوزيع بدلالة الغاز النبيل: $_{10}$[Ne] $3s^2 3p^4$

العدد الذري: مجموع العدد الذري للنيون وإلكترونات التكافؤ ⇦ 10 + 6 = 16

السؤال الثالث: أحدد العدد الذري لعنصر ينتهي التوزيع الإلكتروني لأيونه الثلاثي الموجب بالمستوى الفرعي $4d^4$:

أيون ثلاثي موجب بالمستوى الفرعي $4d^4$ علينا إضافة ثلاثة إلكترونات لأن هذا التوزيع بعد التأين

هو من العناصر الانتقالية [قطاع d] قبله مستوى فرعي خارجي 5s تنزل فيه الإلكترونات أولًا لأنه أقل طاقة، وتُنزع منه الإلكترونات أولًا لأنه الأبعد عن النواة

توزيعه الإلكتروني: $5s^2 4d^5$

أقرب غاز نبيل يقع في الدورة الرابعة هو الكربتون $_{36}Kr$

التوزيع بدلالة الغاز النبيل: $_{36}$[Kr] $5s^2 4d^5$

العدد الذري: مجموع العدد الذري للكربتون ومجموع الإلكترونات ⇦ 36 + 7 = 43

الدرس الثاني: الخصائص الدورية للعناصر

الخصائص الدورية

موقع العنصر في الجدول الدوري [التوزيع الإلكتروني له] يحدد خصائصه الفيزيائية والكيميائية، تمامًا كموقع بلد ما على الخريطة الجغرافية، من موقعه تتحدد خصائصه المناخية

سُميت بالخصائص الدورية لأن تلك الخصائص الفيزيائية والكيميائية تُحدَّد نسبةً لموقع العنصر في الجدول الدوري [المجموعة والدورة]

الخصائص الدورية:

1- نصف القطر الذري

2- نصف القطر الأيوني

3- طاقة التأين

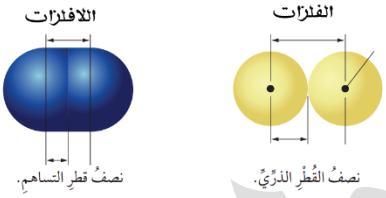
4- الألفة الإلكترونية

5- السالبية الكهربائية

تنبيه مهم: سيتم دراسة الخصائص الدورية فقط للعناصر الممثلة، يلزم التمكن من التوزيع الإلكتروني وتحديد رقم المجموعة والدورة لأي عنصر – وسيكون هناك مخطط تدرج للخصائص الدورية يلزم من الطالب تثبيته في الذاكرة

نصف القطر الذري

تعريف: نصف القطر الذري ⇦ نصف المسافة الفاصلة بين ذرتين متجاورتين في البلورة الصلبة لعنصر الفلز

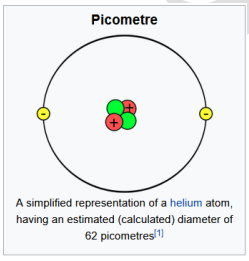


تعريف: نصف القطر التساهمي ⇦ نصف المسافة بين نواتي ذرتي عنصر في الحالة الغازية بينهما رابطة تساهمية

تعزيز: من الصعوبة قياس نصف قطر الذرة وذلك لصعوبة الحصول على ذرة بشكل منفرد ولانتشار الشحنة الإلكترونية بشكل غير متجانس، فاضطر العلماء إلى قياس نصف القطر الذري بأساليب غير مباشرة:

1- قياس المسافة بين نوى ذرتي عنصر في الحالة الصلبة (فلز) ويتم منه تحديد نصف القطر الذري

2- قياس المسافة بين نوى ذرتي عنصر مترابطتين برابطة تساهمية في الحالة الغازية (لافلز) ويتم منه تحديد نصف القطر التساهمي



ما وحدة قياس نصف القطر الذري؟ وحدة البيكومتر

تحويلة البيكومتر إلى متر من خلال العلاقة $1\ pm = 10^{-12} m$

ما العوامل المؤثرة على حجم الذرة ونصف القطر؟

1- في المجموعة الواحدة: عدد الكم الرئيس n

كلما ازداد المستوى الخارجي ازداد نصف القطر والحجم الذري

العلاقة طردية بين عدد الكم الرئيس والحجم الذري [نصف القطر]

2 – في الدورة الواحدة: شحنة النواة الفعالة:

كلما ازداد العدد الذري مع ثبات المستويات الداخلية تزداد شحنة النواة الفاعلة فيقل نصف القطر والحجم الذري [العلاقة عكسية بين شحنة النواة الفعالة والحجم الذري [نصف القطر]]

تعريف: شحنة النواة الفعالة ⇦ مقدار شحنة النواة الفعلية التي تؤثر في إلكترونات المستوى الخارجي بعد تأثير الإلكترونات الحاجبة

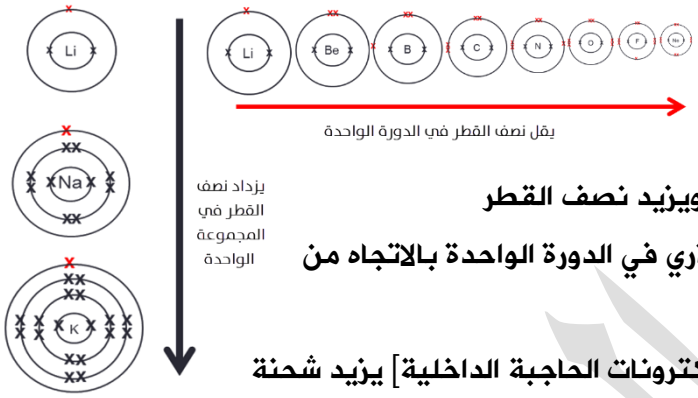
تعريف: الإلكترونات الحاجبة ⇦ هي إلكترونات المستويات الداخلية الممتلئة

ما هو تأثير الإلكترونات الحاجبة على شحنة النواة الموجبة؟

تقلل من القدرة الفعلية للنواة الموجبة على جذب إلكترونات التكافؤ

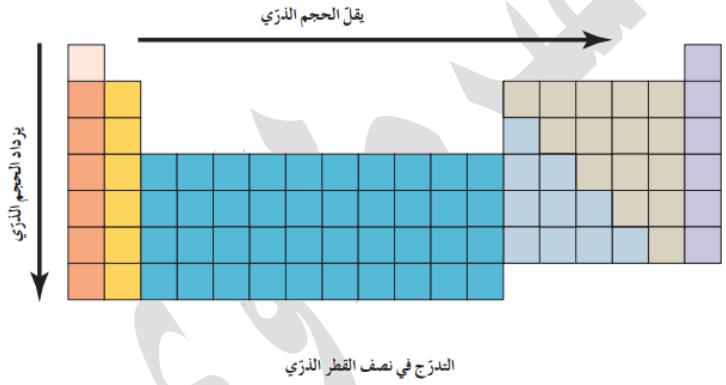
علل: يزداد نصف القطر والحجم الذري بازدياد عدد الكم الرئيس

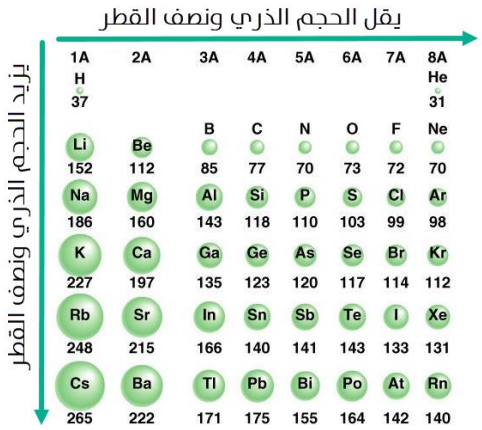
لأن رقم المستوى الخارجي n يزداد فيزيد بعد إلكترونات التكافؤ عن النواة بالإضافة لزيادة الإلكترونات الحاجبة التي تقلل تأثير شحنة النواة الفعالة على جذب إلكترونات التكافؤ، فيكبر الحجم الذري ويزيد نصف القطر



علل: يقل نصف القطر والحجم الذري بازدياد العدد الذري في الدورة الواحدة بالاتجاه من اليسار إلى اليمين

ازدياد العدد الذري مع ثبات عدد الكم الرئيس n [ثبات الإلكترونات الحاجبة الداخلية] يزيد شحنة النواة الفعالة فيزيد تأثير جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فيزداد اقترابها من النواة ثم يقل الحجم الذري ويقل نصف القطر





من الشكل التالي أحدد رمز العنصر الأكبر حجمًا؟ العنصر Cs

أتحقق ص46: أي الذرتين أكبر حجمًا Be أم Ba؟ أي الذرتين أصغر حجمًا S أم Al؟

- في المجموعة الواحدة Be – Ba يزداد الحجم لأسفل: Ba > Be
- في الدورة الواحدة Al – S يقل الحجم إلى اليمين: S < Al

أوضح أثر شحنة النواة الفعالة في حجوم ذرات العناصر الآتية:

$_{11}Na$, $_{12}Mg$, $_{13}Al$

a) كتابة التوزيع الإلكتروني للعنصر

b) تحديد الدورة والمجموعة وذلك للمقارنة بين العناصر هل تقع في مجموعة أم دورة

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	المجموعة من إلكترونات التكافؤ	الدورة أكبر n	شحنة النواة الفعالة
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1A	3	11−10=1
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	2A	3	12−10=2
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3A	3	13−10=3

العناصر في دورة واحدة أي أن العامل المؤثر عليها في الحجم الذري هو شحنة النواة الفعالة وهي تزداد في الدورة فيقل الحجم الذري ونصف القطر [العلاقة عكسية]

رتب العناصر الآتية حسب ازدياد نصف القطر

$_{6}C$, $_{9}F$, $_{14}Si$

a) كتابة التوزيع الإلكتروني للعنصر

b) تحديد الدورة والمجموعة وذلك للمقارنة بين العناصر هل تقع في مجموعة أم دورة

c) رسم جدول مبسط كالجدول الدوري يبين موقع كل عنصر ثم نطبق القاعدة للزيادة والنقصان

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	المجموعة من إلكترونات التكافؤ	الدورة أكبر n
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4A	2
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	7A	2
Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	4A	3

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1								
2				C			F	
3				Si				

من الجدول المصغر نستنتج: نصف القطر في C أكبر من F وهما في دورة واحدة $F < C$

ونصف القطر في Si أكبر من C وهما في مجموعة واحدة $C < Si$

❖ ترتيب العناصر سيكون: $F < C < Si$

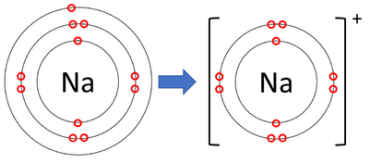
مهم: على الطالب أن يعلم أنه لن يستطيع ترتيب العناصر بشكل صحيح إلا إذا أوجد علاقة بينها عبر مجموعة أو دورة، من غير ذلك فإن الخاصية الدورية لن نحكم عليها إلا بالاطلاع على بيانات رقمية من جداول أو رسومات

إن لم يكن في السؤال أي علاقة ممكنة عبر الدورة أو المجموعة فعلى الطالب افتراض عنصر مشترك بين العناصر ليستطيع ترتيبها من الأكبر أو الأصغر بشكل صحيح

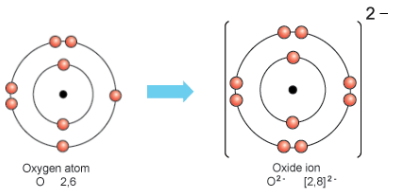
نصف القطر الأيوني

من درس التأين السابق: الذرة المتأينة يختلف توزيعها الإلكتروني، يتغير عدد الإلكترونات في المستوى الخارجي وقد يتغير أيضًا في المستويات الممتلئة

قارن بين حجم الذرة المتعادلة وحجمها بعد التأين



1- الأيون الموجب [الذرة فقدت إلكترونات]: يقل الحجم الأيوني، والسبب: فقد الإلكترونات يؤدي إلى تقليل عدد مستويات الأيون الرئيسة وزيادة جذب النواة للإلكترونات في المستوى الخارجي



2- الأيون السالب [الذرة اكتسبت إلكترونات]: يزيد الحجم الأيوني، والسبب: كسب الإلكترونات يؤدي إلى زيادة عدد إلكترونات المستوى الخارجي فيزيد التنافر بين الإلكترونات مسببًا زيادة في حجم الأيون السالب

العلاقة طردية بين زيادة إلكترونات التكافؤ وزيادة الحجم الأيوني

أتحقق ص48: أيهما أكبر حجمًا ذرة الأكسجين O أم أيون الأكسيد O^{-2}؟

نوزع الإلكترونات: $_8O: 1s^2 2s^2 2p^4$

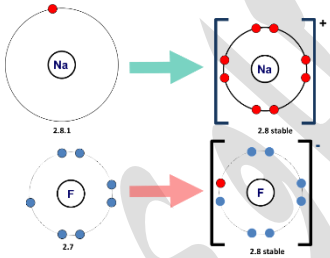
$_8O^{-2}: 1s^2 2s^2 2p^6$

أيون الأكسيد O^{-2} أكبر من ذرة الأكسجين O لأن إلكترونات التكافؤ زادت فزاد التنافر فزاد الحجم

مهم: إذا تشابه التوزيع الأيوني ولو اختلفت الشحنة، سنطبق قاعدة شحنة النواة الفعالة، وهي مقدار الفرق بين البروتونات عن الإلكترونات، فإذا زادت شحنة النواة الفعالة أي زادت البروتونات فالحجم الأيوني يقل.

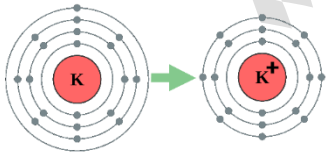
أفكر: ص47: أيهما أكبر حجمًا أيون الفلوريد $_9F^-$ أم أيون الصوديوم $_{11}Na^+$؟

نوزع التوزيع المعتاد ثم الأيوني لكل عنصر



- توزيع ذرة الفلوريد: $_9F: 1s^2 2s^2 2p^5$ التوزيع الأيوني: $_9F^-: 1s^2 2s^2 2p^6$
- توزيع ذرة الصوديوم: $_{11}Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ التوزيع الأيوني: $_{11}Na^+: 1s^2 2s^2 2p^6$
- الشحنة الفعالة أكبر في Na (11 بروتون مقابل 10 إلكترون) بينما في F (9 بروتون مقابل 10 إلكترون) فالصوديوم أصغر، والفلوريد هو الأكبر

أقارن بين حجم ذرة عنصر البوتاسيوم $_{19}K$ وحجم أيونها الموجب $_{19}K^+$



نوزع الإلكترونات: $_{19}K: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

$_{19}K^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

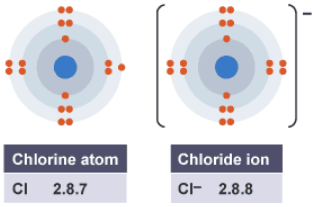
أيون البوتاسيوم K^+ أقل من ذرة البوتاسيوم K

لأن إلكترون التكافؤ فُقِد من المستوى الرابع، فأصبحت ثلاثة مستويات رئيسية فالحجم قلّ

❓ قارن بين حجم ذرة عنصر الكلور $_{17}Cl$ وحجم أيونها السالب $_{17}Cl^-$

نوزع الإلكترونات: $_{17}Cl: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

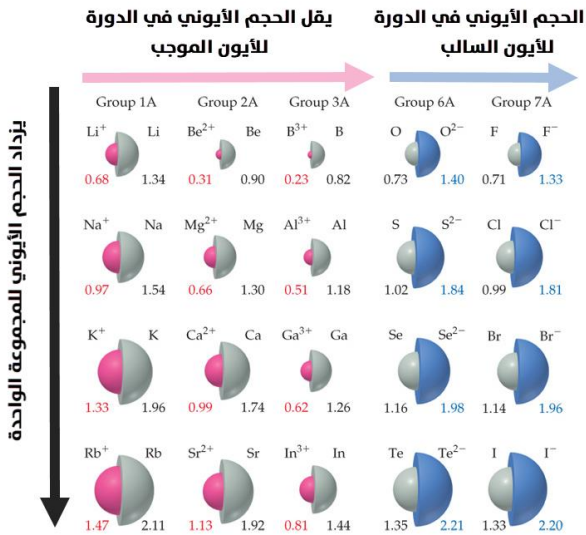
$_{17}Cl^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



أيون الكلور Cl^- أكبر من ذرة الكلور Cl

بسبب زيادة إلكترون يزداد التنافر فيزداد حجم الأيون

مهم: ليس هناك تدرج في خاصية نصف القطر الأيوني عبر الدورة؛ لأن الأيونات منها السالب والموجب فيقل نصف القطر الأيوني في الدورة الواحدة على مرحلتين: (1) للأيون الموجب (2) للأيون السالب أما في المجموعة فإنه يزداد كلما ازداد العدد الذري



الأيون السالب أكبر حجمًا من ذرته المتعادلة، وكلما زادت شحنته السالبة كبر حجمه في نفس الدورة

الأيون الموجب أصغر حجمًا من ذرته المتعادلة، وكلما زادت شحنته الموجبة صغر حجمه في نفس الدورة

الأيونات السالبة والموجبة التي تتشابه في توزيعها الإلكتروني نتجه إلى عدد البروتونات، عدد بروتونات أكبر من الإلكترونات أي شحنة نواة أكبر وحجم أيوني أقل

مثال: $S^{-2}, Ca^{+2}, Cl^{-1}, P^{-3}, K^{+1}$

$$P^{-3} > S^{-2} > Cl^{-1} > K^{+1} > Ca^{+2}$$

تذكر أن الخاصية الدورية لا بد من علاقة أحكم من خلالها على التدرج وإلا سأضطر لاستخدام بيانات ورسومات

❓ قارن بين الحجم الأيوني لـ $_{19}K^+$ وأيون الفلوريد $_9F^-$

لو وزعنا الإلكترونات أيونيًّا فإننا لن نجد أي علاقة [علاقة التوزيع المتشابه]

ومن خلال الدورة والمجموعة فإنهما لا يتشاركان في شيء، ولو افترضنا مشتركًا بينهما مثل البروم أيضا لن نستطع إيجاد العلاقة لأن الحجم الأيوني لا يتدرج في الدورة

سنلجأ إلى الشكل ونستخدم البيانات فنقول أن أيون البوتاسيوم الموجب نفس حجم أيون الفلوريد السالب =1.33

طاقة التأين

تعريف: طاقة التأين ⇦ الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأبعد عن النواة في الحالة الغازية للذرة أو الأيون

❓ كيف تفقد الذرة إلكتروناتها وتتحول إلى أيون موجب؟

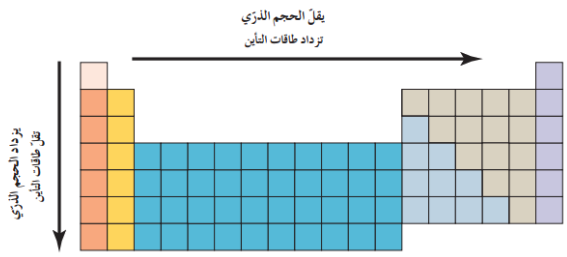
لا بد من تزويدها بطاقة كافية لنقل الإلكترون إلى المستوى اللانهائي [يفقد ارتباطه بالذرة]

❓ يدل مقدار طاقة التأين على أمور، اذكرها

1- تعبر عن قوة ارتباط الإلكترون بالنواة [قوة التجاذب بينه والبروتونات] وصعوبة نزعه من الذرة

2- مؤشر لنشاط العنصر في التفاعلات الكيميائية

وضح: يعتمد مقدار طاقة التأين على نصف القطر الذري



1- في المجموعة الواحدة: كلما ازداد نصف القطر الذري أصبحت الإلكترونات أبعد عن النواة وقل جذب النواة له فيسهل نزعه، مقدار طاقة التأين يقل [علاقة عكسية في المجموعة]

2- في الدورة الواحدة: كلما قل نصف القطر الذري، شحنة النواة الفعالة أكبر وتجذب إلكترونات التكافؤ أكثر، فيزداد مقدار طاقة التأين؛ لأنه يصعب نزع الإلكترون [علاقة عكسية في الدورة الواحدة]

التغير في طاقة التأين عبر الدورة الواحدة لا يكون تغيرًا مستمرًا تدريجيًّا، يختلف حسب استقرار المستوى الفرعي الخارجي [طاقة تأين أكبر لمستوى فرعي ممتلئ أو نصف ممتلئ]

ننتبه للعناصر المتتالية في الدورة الواحدة إن كان مستواها الأخير مستقرًا فسيكون طاقة تأينه أعلى

طاقة التأين للعناصر النبيلة أعلى من غيرها، لأن طاقة التأين في الدورة الواحدة تزيد بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة التي تجذب إلكترونات التكافؤ فيقل الحجم الذري وأقل حجم ذري هو للنبيلة فيصعب نزع الإلكترون الخارجي فيها

مهم: العناصر النبيلة مستقرة ومستوياتها مشبعة بالإلكترونات، فأي عنصر يصل لتوزيع الغاز النبيل يحتاج طاقة تأين أكبر لنزع الإلكترون منه

درجات طاقة التأين:

1- طاقة التأين الأولى: الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الذرة المتعادلة

$$M_{(g)} + \text{طاقة} \rightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-}$$

2- طاقة التأين الثانية: الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الأيون الأحادي الموجب

$$M^{+}_{(g)} + \text{طاقة} \rightarrow M^{+2}_{(g)} + e^{-}$$

3- طاقة التأين الثالثة: الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الأيون الثنائي الموجب

$$M^{+2}_{(g)} + \text{طاقة} \rightarrow M^{+3}_{(g)} + e^{-}$$

ما العلاقة بين طاقات التأين الثلاث؟ فسر ذلك

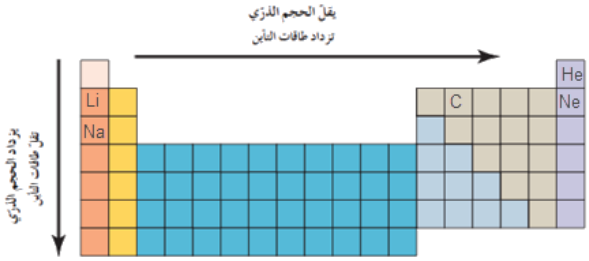
طاقة التأين الثالثة أعلى من الثانية، والثانية أعلى من الأولى؛ تزداد قيم طاقة التأين اللازمة لنزع الإلكترون من الأيون عنها من الذرة المتعادلة، وكل ذلك بسبب زيادة جذب النواة للإلكترونات

نستنتج مما سبق أن طاقة التأين تختلف من عنصر لعنصر، وتختلف أيضًا في الذرة نفسها من خلال طاقات التأين الثلاث

أتحقق ص51: أرتب العناصر الآتية تبعًا لنقصان طاقة التأين: $_{3}Li$, $_{6}C$, $_{11}Na$, $_{2}He$, $_{10}Ne$

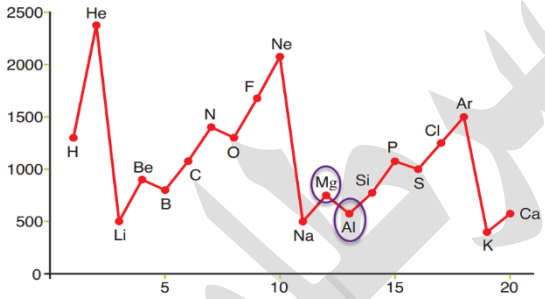
نوزع الإلكترونات لنحدد الدورة والمجموعة أو نحدد ذلك من الجدول الدوري مباشرة:

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	المجموعة من إلكترونات التكافؤ	الدورة أكبر n	
Li	3	$1s^2 2s^1$	2A	2	
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4A	2	
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1A	3	
He	2	$1s^2$	8A	1	نبيل
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	8A	2	نبيل



- نطبق التدرج لخاصية طاقة التأين عبر الجدول الدوري، أعلى طاقة تأين تكون في الغازات النبيلة، الهيليوم أعلى من النيون في المجموعة، طاقة التأين تقل في المجموعة من أعلى لأسفل: $_{2}He > _{10}Ne$
- في الدورة الثانية يأتي الليثيوم ثم الكربون، كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة ازدادت طاقة التأين لأن الحجم يقل: $_{3}Li < _{6}C$
- الصوديوم في الدورة الثالثة [أكبر n وأكبر حجم فيسهل النزع منه] فهو أقل طاقة تأين. نجمع العلاقات:

$$He > Ne > C > Li > Na$$



من الشكل ص50: قيم طاقة التأين

أفسر ص50: طاقة التأين لـ Mg أعلى من Al

بما أنهما متتاليان في الدورة سنقارن في استقرار المستوى الأخير

توزيع المغنيسيوم: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

أفلاك s ممتلئة فهي أكثر استقرارًا وأصعب لنزع الإلكترون

توزيع الألمنيوم: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

أفلاك p ليست ممتلئة أو نصف ممتلئة فيسهل النزع

المستويات الفرعية الخارجية الممتلئة أو نصف الممتلئة هي أكثر استقرارًا من غيرها، فتتطلب طاقة تأين أعلى لنزع الإلكترون منها

عنصران في دورة واحدة مستواهما الفرعي الخارجي كما يلي، حدد أعلى طاقة تأين

العنصر الأول: $2p^4$ العنصر الثاني: $2p^3$

العنصر الثاني له أعلى طاقة تأين لأن مستواه الفرعي الخارجي نصف ممتلئ فهو أكثر استقرارًا ويحتاج طاقة تأين أعلى لنزع الإلكترون

❓ رتب ذرات العناصر $_{16}S$، $_{34}Se$، $_{17}Cl$ ترتيبًا تنازليًّا من الأكبر إلى الأصغر لطاقة التأين الأولى:

ننتبه لاستقرار المستويات الخارجية للعناصر في الدورة الواحدة

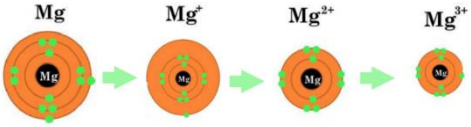
العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	المجموعة من إلكترونات التكافؤ	الدورة n
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7A	3
Se	34	$1s^2 1p^6 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$	6A	4
S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	6A	3

- في الدورة: الكبريت ثم الكلور، وكلاهما بمستويات خارجية غير مستقرة [غير ممتلئة أو نصف ممتلئة] فيكون الكبريت صاحب طاقة تأين أقل: $Cl > S$
- في المجموعة: يأتي السيلينيوم نفس مجموعة الكبريت لكنه يأتي أسفل منه: له طاقة تأين أقل $S > Se$

الترتيب النهائي نجمع العلاقتين في علاقة واحدة: $Cl > S > Se$

❓ **أفكر ص51:** قيم طاقة التأين للمغنيسيوم Mg هي كما يأتي:

ط1: 738 ط2: 1451 ط3: 7730 ط4: 10540



a) أكتب معادلة تمثل طاقة التأين الثانية

$$Mg^{+}_{(g)} + 1451 \rightarrow Mg^{+2}_{(g)} + e^{-}$$

b) أفسر سبب ارتفاع قيمة طاقة التأين الثالثة مقارنة بالأولى والثانية

طاقة التأين الثالثة تكون أعلى بشكل ملحوظ؛ لأن المغنيسيوم $Mg^{+2}_{(g)}$ أصبح مستقرًا مماثلًا لتوزيع عنصر نبيل $_{10}$[Ne]

- أعلى طاقة تأين أولى تكون للمجموعة النبيلة
- أعلى طاقة تأين ثانية تكون للمجموعة الأولى مثل الصوديوم والبوتاسيوم
- أعلى طاقة تأين ثالثة تكون للمجموعة الثانية مثل المغنيسيوم والكالسيوم

الألفة الإلكترونية

- تعريف: **الألفة الإلكترونية** ⇦ مقدارُ التغيرِ في طاقة الذرة المتعادلة المقترنُ بإضافة إلكترون إليها في الحالة الغازية
- معادلة الألفة الإلكترونية: $M_{(g)} + e^{-} \rightarrow M^{-}_{(g)}$ + طاقة
- تدرج الألفة الإلكترونية عمومًا مثل تدرج طاقة التأين في الجدول الدوري
- طاقة التأين تضاف للذرة أو الأيون الموجب لنزع إلكترون أو أكثر حتى يصل العنصر إلى الاستقرار
- الألفة الإلكترونية ناتجة من إضافة إلكترون إلى الذرة المتعادلة حتى تصبح أكثر ثباتًا كأيون سالب
- كما تُضاف طاقة للذرة من أجل نزع إلكترون، فإنه تصدر طاقة من الذرة عند إضافة إلكترون إليها

السالبية الكهربائية [الكهروسلبية]

تعريف: **السالبية الكهربائية** ⇦ قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها عند ارتباطها بذرة أخرى

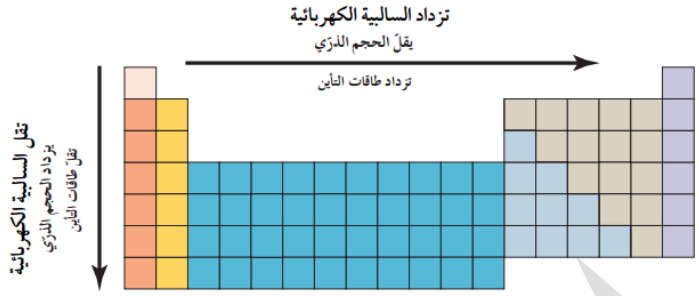
مهم ⇦ السالبية الكهربائية خاصية ذرية عندما تكون الذرة متحدة مع ذرة أخرى، وليست خاصية وهي في حالتها الحرة [المنفردة]

$\overset{\delta^+}{H}$ — : — $\overset{\delta^-}{O}$

فسر: أصغر الذرات حجمًا هي أكبرها في السالبية الكهربائية

لأن الحجم الذري الأصغر معناه نصف قطر ذري أقل فيزيد جذب النواة لإلكترونات الرابطة تجاهها، بينما لو زاد نصف القطر الذري فإنه يقل انجذاب إلكترونات الرابطة

التدرج في خاصية السالبية الكهربائية:



- في الدورة الواحدة: تزيد السالبية الكهربائية من اليمين إلى اليسار حيث يقل الحجم الذري ويزيد جذب النواة وتزيد طاقة التأين
- في المجموعة الواحدة: تقل السالبية الكهربائية من الأعلى إلى الأسفل حيث يزيد الحجم الذري ويقل جذب النواة وتقل طاقة التأين

الغازات النبيلة طاقة تأينها عالية، لكنها ضعيفة الارتباط بباقي العناصر لأنها خاملة، فالسالبية الكهربائية لها منخفضة جدًّا ولا نقارنها مع العناصر أثناء تدرج السالبية الكهربائية

ما العلاقة بين السالبية الكهربائية والخواص الدورية الأخرى؟

الكهروسلبية والحجم الذري: العلاقة عكسية

الكهروسلبية وطاقة التأين: العلاقة طردية

عدّد العناصر ذات السالبية الكهربائية الأعلى في الجدول الدوري [مهم]

1- الفلور F أعلى العناصر في الكهروسلبية 2- الأكسجين O 3- النيتروجين N

نحفظه من خلال اختصار الحروف FON

أتحقق ص52: أرتب العناصر الآتية تصاعديًّا بحسب السالبية الكهربائية:

$_{7}N$، $_{11}Na$، $_{8}O$، $_{16}S$

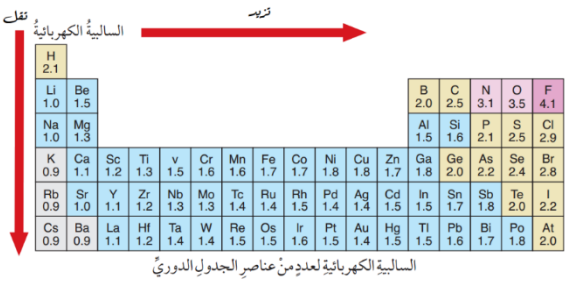
العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	المجموعة من إلكترونات التكافؤ	الدورة أكبر n
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5A	2
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1A	3
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6A	2
S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	6A	3

1) في الدورة الثانية: النيتروجين والأكسجين، النيتروجين يسبق الأكسجين، وبالتالي هو أكبر حجم ذري وأقل سالبية كهربائية $O > N$

2) في الدورة الثالثة: الصوديوم والكبريت بحيث الصوديوم يسبق الكبريت، فيكون الصوديوم هو الأكبر حجمًا والأقل كهروسلبية $S > Na$

3) في المجموعة الواحدة [السادسة]: يأتي الأكسجين والكبريت، لكن الأكسجين يسبق الكبريت لأنه في الدورة الثانية، فيكون الأعلى هو الأقل حجمًا، والأكبر كهروسلبية $O > S$

4) نجمع العلاقات: $Na < S < N < O$



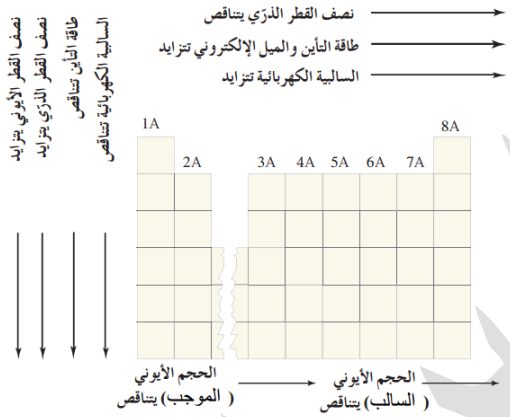
قيم الكهروسلبية في الجدول الدوري التالي: وحدتها [باولنج]

الفلور هو أعلى قيمة في السالبية الكهربائية

وأقل قيمة العناصر: Cs

العناصر النبيلة لا نبحث بشأنها في هذه الخاصية لأنها خاصية ارتباط بعناصر

شكل مهم يحفظ الطالب من خلال تدرج الخصائص الدورية



تطبيقات محلولة

رتّب الأيونات والذرات حسب ازدياد نصف القطر، وعلل سبب الزيادة O, O^-, O^{-2}

الأيون الأحادي السالب O^- أكبر حجمًا وأكبر نصف قطر أيوني من الذرة المتعادلة O

الأيون الثنائي السالب O^{-2} أكبر حجمًا وأكبر نصف قطر أيوني من الأيون الأحادي السالب O^-

فيكون الترتيب: $O < O^- < O^{-2}$

سبب الزيادة: كلما كسبت الذرة أو الأيون إلكترونات زاد التنافر بين إلكترونات المستوى الخارجي وزاد الحجم الذري فزاد نصف القطر الأيوني

رتب الذرات $_7N$, $_5B$, $_{13}Al$ حسب:

a) نقصان نصف القطر

b) نقصان طاقة التأين

c) نقصان السالبية الكهربائية

العنصر	التوزيع الإلكتروني	المجموعة من إلكترونات التكافؤ	الدورة أكبر n
Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3A	3
B	$1s^2 2s^2 2p^1$	3A	2
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	5A	2

نصف القطر: $Al > B > N$

طاقة التأين والسالبية الكهربائية: $N > B > Al$

ورقة أتدرب [7]

رتّب التالي حسب الأكبر حجمًا واذكر السبب:

1- Br , Br^-

2- Mg , Mg^+ , Mg^{+2}

رتب الذرات $_{17}Cl$, $_{12}Mg$, $_{9}F$ حسب:

a) **ازدياد نصف القطر**

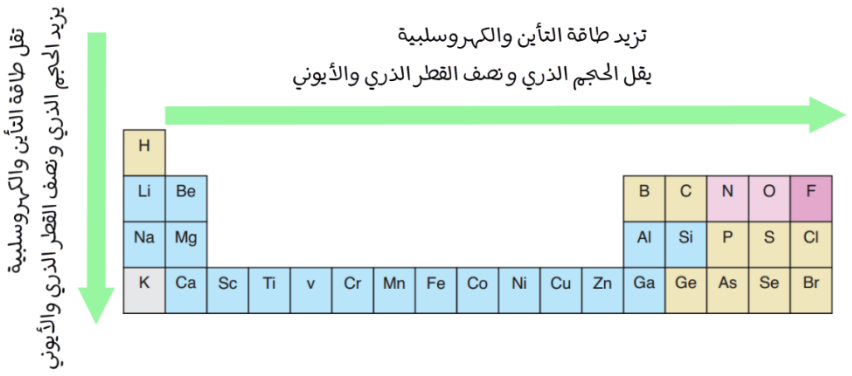
b) **ازدياد طاقة التأين**

c) **ازدياد السالبية الكهربائية**

م. مريم السرطاوي

حل مراجعة الدرس الثاني

السؤال الثاني: مستعينًا بالجدول الدوري وترتيب العناصر فيه، أجيب عن الأسئلة الآتية:



a) **أفسر: لماذا يكون الحجم الذري للأكسجين أصغر منه لذرة الكربون؟**

الأكسجين والكربون في دورة واحدة: العامل المؤثر هو شحنة النواة الفعالة وهي أكبر في الأكسجين فيزيد جذب إلكترونات التكافؤ ويقل الحجم الذري

b) **أفسر: لماذا تكون طاقة التأين الأولى للصوديوم أكبر منها للبوتاسيوم؟**

الصوديوم والبوتاسيوم في مجموعة واحدة: يزيد الحجم الذري في المجموعة من أعلى إلى أسفل، الصوديوم حجمه الذري أقل جذب النواة لإلكترونات التكافؤ أكبر، فتحتاج طاقة تأين أعلى لنزع الإلكترونات

c) **أستنتج: أي الأيونات الآتية أكبر حجمًا: N^{-3} , O^{-2}, F^{-1}؟**

نوزع الأيونات ونلاحظ التشابه في التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6$ ، الأيون صاحب الإلكترونات الأكثر يزيد التنافر في مستواه الخارجي فيكبر حجمه، وفي نفس الوقت هو الأقل بروتونات وأقل جذب في شحنة النواة الفعالة للإلكترونات، النيتروجين N^{-3} هو الأكبر في الحجم الأيوني

d) **أستنتج: أي العناصر الآتية طاقة تأينه الثالثة أعلى Mg , N , S؟**

عناصر المجموعة الثانية هي أعلى طاقة تأين ثالثة، فيكون هو المغنيسيوم

e) **أستنتج: أي العناصر الآتية حجمه الذري أصغر: B , C , N؟**

كل العناصر في الدورة الثانية على الترتيب، يقل الحجم الذري كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين

البورون 3A والكربون 4A والنيتروجين 5A فيكون النيتروجين أقلهم في الحجم الذري

f) **أستنتج: أي العناصر الآتية أكثر سالبية كهربائية: S , Si, Cl؟**

كل العناصر في الدورة الثالثة، تزداد السالبية الكهربائية كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين مع ازدياد العدد الذري

السيليكون 4A والكبريت 6A والكلور 7A الكلور أكثرهم سالبية كهربائية

g) **أفسر: لماذا يزيد حجم الأيون السالب على حجم ذرته؟**

لأنه يكتسب إلكترونات في مستواه الخارجي فيزيد تنافر بين الإلكترونات ليزداد الحجم الأيوني كنتيجة لذلك

h) **أفكر: ما سبب الانخفاض الكبير في طاقة التأين الأولى للعناصر التي تلي الغازات النبيلة في الجدول الدوري؟**

كل عنصر في المجموعة الأولى يكون هو الأكبر في الحجم الذري بين عناصر الدورة الواحدة فيسهل نزع الإلكترون منه ليصل إلى وضع الاستقرار مثل الغاز النبيل الذي يسبقه، وبالتالي طاقة التأين الأولى هي الأقل

السؤال الثالث: أكتب معادلة كيميائية تمثل:

a) اكتساب ذرة عنصر طاقة لفقد إلكترون واحد

$$M_{(g)} + \text{طاقة} \rightarrow M^{+1}_{(g)} + e^-$$

b) إضافة إلكترون واحد إلى ذرة عنصر وانطلاق طاقة

$$M_{(g)} + e^- \rightarrow M^{-1}_{(g)} + \text{طاقة}$$

السؤال الرابع: أفكر لماذا تكون طاقة تأين العنصر $_{7}N$ أعلى منها للعنصر $_{8}O$ بالرغم من أن العدد الذري N أصغر من العدد الذري O؟

طاقة التأين لا تزداد بشكل خطي في الدورة الواحدة

النيتروجين: المستوى الخارجي $2p^3$ نصف ممتلئ أي مستقر

الأكسجين: المستوى الخارجي $2p^4$ توزيع غير مستقر فيكون النزع منه أسهل وطاقة التأين له أقل من النيتروجين

السؤال الخامس: أستنتج: ما علاقة قيم طاقة التأين بعدد إلكترونات التكافؤ للذرات؟

كلما زادت إلكترونات التكافؤ في الدورة الواحدة زادت شحنة النواة الفعالة فقل الحجم الذري، وزادت طاقة التأين اللازمة لنزع الإلكترون، العلاقة طردية

م: مريم السرطاوي

حل مراجعة الوحدة الثانية

السؤال الثاني: أكتب التوزيع الإلكتروني لكل عنصر من العناصر الآتية: S , Mn , Ge , Cu بدلالة العنصر النبيل المناسب لكل منها ثم أجب عما يأتي:

a) ما رقم الدورة ورقم المجموعة لكل عنصر من هذه العناصر؟

b) ما عدد الإلكترونات المنفردة في ذرة كل منها؟

c) ما عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة العنصر S؟ ج: 6

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	القطاع	المجموعة	الدورة	e^- منفردة
Cu	29	$[Ar]4s^13d^{10}$	d	1B	4	1
Ge	32	$[Ar]4s^23d^{10}4p^2$	p	4A	4	2
Mn	25	$[Ar]4s^23d^5$	d	7B	4	5
S	16	$[Ne]3s^23p^4$	p	6A	3	2

تذكر: الإلكترونات المنفردة تكون للمستوى الذي ينتهي عنده التوزيع الإلكتروني، في النحاس حالة شاذة فنعتبر المستوى الخارجي s رغم أن التوزيع ينتهي في المستوى d

d) ما أكبر عدد من الإلكترونات التي لها اتجاه الغزل نفسه في المستوى الخارجي للذرة Ge؟

المستوى الخارجي Ge: $4s^24p^2$ [ثلاثة إلكترونات، واحد في s واثنان في p]

e) ما أكبر عدد من الإلكترونات التي لها تجاه الغزل نفسه في ذرة S؟

على اعتبار المطلوب في المستوى الخارجي S: $3s^23p^4$ فيكون الجواب:

[أربعة إلكترونات، واحد في s وثلاثة في p]

فإن كان المطلوب في كل المستويات فعلى الطالب حساب كل الإلكترونات التي لها نفس الغزل

f) أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من S^{-2} , Mn^{+4}

Mn ⇦ $[Ar]4s^23d^5$ ⇦ Mn^{+4} ⇦ $[Ar]3d^3$

S ⇦ $[Ne]3s^23p^4$ ⇦ S^{-2} ⇦ $[Ne]3s^23p^6$ ⇦ [Ar]

السؤال الثالث: أكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر:

a) من الدورة الثالثة والمجموعة الرابعة عشر

المجموعة 14 أي الرابعة A في القطاع p [مجموع إلكترونات التكافؤ 4 = 2 + 2] الدورة 3

$1s^22s^22p^63s^23p^2$ ⇦ [Ne] $3s^23p^2$

b) من الدورة الرابعة، والمجموعة السادسة B

المجموعة 6B أي قطاع d ومجموع الإلكترونات 6 = 4 + 2 ، الدورة 4، المستوى لـ d = 3

$1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^4$ ⇦ الصحيح $1s^22s^22p^63s^23p^64s^13d^5$

ننتبه أنها [حالة شاذة في التوزيع الإلكتروني] فيلزم تصحيحها

c) ينتهي توزيعه الإلكتروني بالمستوى الفرعي $4p^2$

قطاع p في الدورة الرابعة التي يبدأ فيها ظهور d ومستواه يكون n=3

$1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^2$

d) ينتهي التوزيع الإلكتروني لأيونه الثنائي السالب بالمستوى الفرعي $3p^6$

التوزيع الإلكتروني للأيون الثنائي السالب: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

التوزيع الإلكتروني للذرة المتعادلة [نزع $2e^-$]: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

e) ينتهي التوزيع الإلكتروني لأيونه الثلاثي الموجب بالمستوى الفرعي $4d^3$

إذا كان أيون موجب في العناصر الانتقالية فإن مستوى s يكون هو الفاقد الأول للإلكترونات

التوزيع الإلكتروني للأيون الثلاثي الموجب: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^0 4d^3$

التوزيع الإلكتروني للذرة المتعادلة [إضافة $3e^-$]: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4$

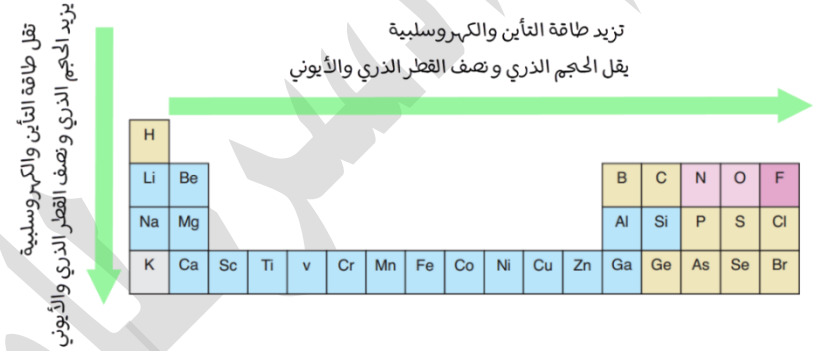
وبسبب الشذوذ الإلكتروني فإنه يلزم أن يكون هنا d و s نصف ممتلئ من أجل الاستقرار

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

السؤال الرابع: أحدد أكبر ذرة حجمًا في كل زوج من الأزواج الآتية:

(Mg , Na) (Si , C) (F , Cl) تنبيه: يجب أن ننظر إلى الجدول الدوري لتحدد الأكبر حجمًا لأنه لم يوفر لنا العدد الذري

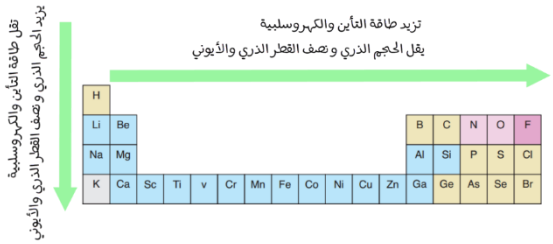
العنصر	الترتيب في الجدول الدوري	الأكبر حجمًا
Mg – Na	في دورة واحدة Na قبل Mg	Na
Si – C	في مجموعة واحدة C قبل Si	Si
F – Cl	في مجموعة واحدة F قبل Cl	Cl



السؤال الخامس: أحدد الأصغر حجمًا في كل من الأزواج الآتية:

(O^{-2}, Mg^{+2}) (S, S^{-2}) (Ca, Ca^{+2})

العنصر	الأصغر حجمًا	السبب
$Ca – Ca^{+2}$	Ca^{+2}	فقدان الإلكترونات الخارجية، يقل عدد المستويات، فالأيون الموجب هو الأصغر
$S – S^{-2}$	S	زيادة الإلكترونات الخارجية يزيد التنافر، فالأيون السالب هو الأكبر والذرة المتعادلة هي الأصغر
$O^{-2} – Mg^{+2}$	Mg^{+2}	نفس التوزيع الإلكتروني بعد التأين، البروتونات أكثر من الإلكترونات في المغنيسيوم، شحنة النواة تزيد فيزيد الجذب ويقل الحجم



السؤال السادس: أي الذرات تملك أعلى طاقة تأين في الأزواج الآتية:

(He , Ne) (N , Be) (Na , K)

ننظر إلى تدرج الخاصية عبر الجدول الدوري

- العناصر النبيلة دائمًا من غير النظر إلى الجدول، لها أعلى طاقة تأين، الهيليوم هو أعلى المجموعة فهو الأعلى طاقة بسبب صغر حجمه، He > Ne
- N , Be في دورة واحدة، Be يسبق N أقل طاقة تأين لأنه أكبر حجمًا، N > Be
- Na , K في مجموعة واحدة، Na أعلى من K فهو أعلى طاقة تأين لأنه أصغر حجمًا، Na > K

السؤال السابع: أفسر:

a) تتناقص حجوم الذرات في الدورة الثالثة بالاتجاه من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري

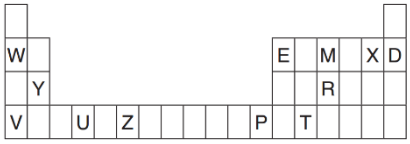
في الدورة الواحدة تزيد شحنة النواة الفعالة فيزيد الجذب لإلكترونات التكافؤ ويقل الحجم

b) تتناقص طاقة تأين عناصر المجموعة الواحدة بالاتجاه من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري

في المجموعة الواحدة يزداد الحجم الذري بسبب زيادة مستويات الطاقة، فيسهل نزع الإلكترون وتتناقص طاقة التأين

c) تزداد حجوم الأيونات السالبة مقارنة بحجوم ذراتها

الأيون السالب يكتسب إلكترونًا في المستوى الخارجي فيزيد التنافر بين الإلكترونات ويزداد الحجم الأيوني عن حجم الذرة المتعادلة



السؤال الثامن: أدرس الجدول الآتي ثم أجيب عن الأسئلة التي تليه:

a) أكتب التوزيع الإلكتروني لكل ذرة من ذرات العناصر الآتية Z , Y , M

b) ما رقم مجموعة كل عنصر من العناصر الآتية: V , X , U ؟

العنصر	القطاع	المجموعة	الدورة	التوزيع الإلكتروني	العدد الذري	e^- منفردة	e^- التكافؤ
W	s	1A	2	$1s^2 2s^1$	3		
E	p	3A	2	$1s^2 2s^2 2p^1$	5		3
M	p	5A	2	$1s^2 2s^2 2p^3$	7		
X	p	7A	2	$1s^2 2s^2 2p^5$	9		7
D	p	8A	2	$1s^2 2s^2 2p^6$	10		
Y	s	2A	3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	12		2
R	p	5A	3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	15	3	
V	s	1A	4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	19		
U	d	4B	4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	22		
Z	d	6B	4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$	24		
P	d	2B	4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	30		
T	p	4A	4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$	32		

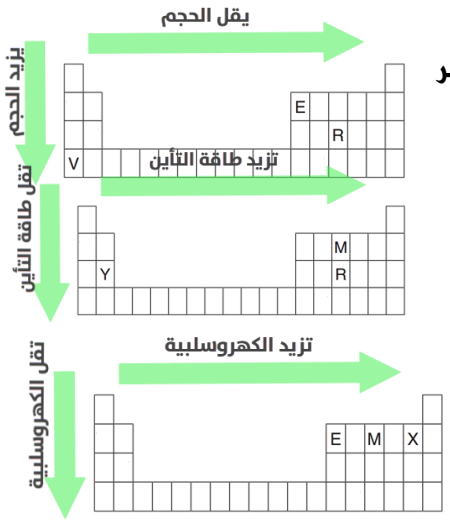
c) ما العدد الذري لعنصر من دورة العنصر V ومجموعة العنصر E؟

الدورة الرابعة n=4 والمجموعة الثالثة 3A ⇦ $_{18}[Ar]\ 4s^2 3d^{10} 4p^1$ ⇦ 31

d) ما عدد الإلكترونات المنفردة في المستوى الخارجي لذرة العنصر R؟ في الجدول

e) ما عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة كل عنصر من العناصر الآتية: E , Y , X؟ في الجدول

f) أي العناصر الآتية حجمه الذري أكبر: E , R , V؟



سنعتبر عناصر أقصى اليمين أقل حجمًا من أقصى اليسار وبالتالي يكون الأكبر حجمًا هو V خاصة أن له عدد كم رئيس أكبر

g) أي العناصر الآتية طاقة تأينه الثالثة أعلى: R , Y , M؟

عناصر المجموعة الثانية هي الأعلى: عنصر Y

h) أي العناصر الآتية له أقل سالبية كهربائية E , X , M؟

كل العناصر في دورة واحدة، فيكون العنصر E هو الأقل سالبية كهربائية

? السؤال التاسع: أكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر الآتية ثم أجيب عن الأسئلة التي تليه:

$_{23}V$ $_{17}Cl$ $_{12}Mg$ $_{11}Na$ $_{10}Ne$ $_{8}O$ $_{7}N$

- $_{23}V$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
- $_{17}Cl$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- $_{12}Mg$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- $_{11}Na$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- $_{10}Ne$: $1s^2 2s^2 2p^6$
- $_{8}O$: $1s^2 2s^2 2p^4$
- $_{7}N$: $1s^2 2s^2 2p^3$

a) ما عدد الإلكترونات المنفردة في كل عنصر من العناصر الآتية: N , Cl , Mg؟

Mg = 0 , Cl = 1 , N = 3

b) أكتب التوزيع الإلكتروني للأيون V^{+2} $_{23}V$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$

c) أي العنصرين طاقة تأينه أقل Na , Mg؟

كلاهما في الدورة الثالثة، الصوديوم يسبق المغنيسيوم فحجمه أكبر، وطاقة تأينه أقل

d) أي العنصرين حجمه الذري أكبر O , Cl؟

الأكسجين في الدورة 2 بينما الكلور في الدورة 3، كلما اتجهنا لأسفل في الدورة زاد الحجم، الكلور أكبر من الأكسجين

e) أي هذه العناصر له أعلى طاقة تأين ثانية؟

الصوديوم Na لأن الإلكترون الثاني يتم نزعه من توزيع مستقر يشبه توزيع النيون

f) أي هذه العناصر له أعلى سالبية كهربائية؟

الأكسجين O هو الأعلى بين العناصر السابقة، موقعه أعلى المجموعات وأقصى يمين الجدول

السؤال العاشر: العنصر X هو من عناصر الدورة الثانية وقيم طاقة التأين له:

ط1 = 900 ط2 = 1757

ط3 = 14850 ط4 = 21007

a) أحدد رقم مجموعة العنصر X

الارتفاع الشديد في ط3 يعني أن العنصر فقد إلكترونين ووصل إلى الاستقرار الشبيه للعنصر النبيل في الدورة الأولى [He] فيكون العنصر في المجموعة الثانية 2A

b) أكتب التوزيع الإلكتروني للأيون X^{+2}

- X: $1s^2 2s^2$
- X^{+2}: $1s^2$

السؤال الحادي عشر: أدرس في ما يأتي العناصر الافتراضية المتتالية في عددها الذري بالجدول الدوري ثم أجيب عن الأسئلة التي تليه:

R G X $_{11}$D M Z Y

- أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر X

- $_{10}X$: $1s^2 2s^2 2p^6$

- ما مجموعة كل عنصر من العناصر الآتية: R , D , Y؟

- $_{8}R$: $1s^2 2s^2 2p^4$
- $_{11}D$: $1s^2 2s^2 2p^6 2s^1$
- $_{14}Y$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

مجموعة العناصر: R = 6A ، D = 1A ، Y = 4A

- أي هذه العناصر له أعلى طاقة تأين ثالثة؟

$_{12}M$ حيث التأين الثالث معناه نزع إلكترون ثالث وقد وصلت M^{+2} لحالة الاستقرار $_{10}$[Ne]

- أي هذه العناصر له أقل طاقة تأين؟

أقل طاقة تأين تكون كلما اتجهنا لأسفل وكلما اتجهنا لبداية الجدول أي أقل رقم مجموعة 1A، العنصر هو D

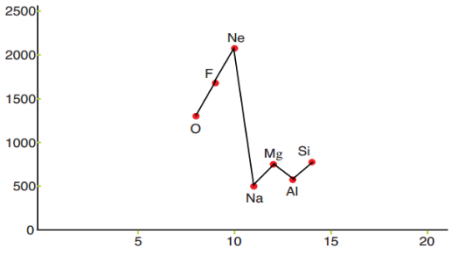
العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	المجموعة	الدورة
R	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6A	2
G	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	7A	2
X	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	8A	2
D	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1A	3
M	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	2A	3
Z	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3A	3
Y	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	4A	3

- أي هذه العناصر أعلى سالبية كهربائية؟ أعلاها هو الأقل دورة وعلى أقصى يمين الجدول فيكون العنصر G

نتأكد لو قارنا الأعداد الذرية بالجدول الدوري فأعلى العناصر هي FON

- أعمل رسمًا بيانيًّا يمثل تغير طاقة التأين لهذه العناصر بزيادة العدد الذري

يستفيد الطالب من الرسم البياني ص50 في الكتاب، يقارن العدد الذري برموز العناصر نفسها، ليعيد الرسم البياني بنفس قيم طاقة التأين



? السؤال الثاني عشر: تستخدم مركبات الباريوم ومركبات اليود بوصفها مواد تباين (مظللة) في التصوير بالأشعة السينية الملونة لبعض الأعضاء الداخلية والأوعية الدموية في الجسم، فهي تكسبها لونًا مميزًا؛ مما يجعل تصويرها واضحًا.

أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الباريوم Ba واليود I ثم أحدد موقع كل منهما (رقم الدورة، ورقم المجموعة)

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	بدلالة الغاز النبيل	المجموعة	الدورة
Ba	56	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$	$_{54}[Xe] 6s^2$	2A	6
I	53	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$	$_{36}[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^5$	7A	5

? السؤال الثالث عشر: أضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة لكل جملة مما يأتي:

1. المستوى الفرعي الذي يُملأ أولًا بالإلكترونات هو:

- 4d
- 4p
- 5p
- 5s

2. عدد البروتونات في الذرة التي تركيبها الإلكتروني $[Ne] 3s^2 3p^4$:

- 6 بروتونات
- 8 بروتونات
- 16 بروتونًا
- 24 بروتوناً

3. يعد العنصر انتقاليًّا رئيسًا إذا انتهى توزيعه الإلكتروني بأفلاك المستوى الفرعي:

- s
- p
- d
- f

4. عدد إلكترونات التكافؤ لذرة تركيبها الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ هو:

- إلكترونان
- 4 إلكترونات
- **6 إلكترونات**
- 16 إلكترونًا

5. أصغر ذرة حجمًا من الذرات الآتية هي:

- $_{14}Si$
- **$_{16}S$**
- $_{20}Ca$
- $_{32}Ge$

6. الذرة التي لها أعلى طاقة تأين ثالثة من الذرات الآتية هي:

- $_{17}Cl$
- $_{13}Al$
- $_{19}K$
- **$_{20}Ca$**

7. المعادلة التي تمثل طاقة التأين الرابعة للمغنيسيوم هي:

- $Mg_{(g)} \rightarrow Mg^{+4}_{(s)} + 4e^-$
- $\boldsymbol{M^{+3}_{(g)} \rightarrow Mg^{+4}_{(g)} + e^-}$
- $M^{+2}_{(g)} \rightarrow Mg^{+3}_{(g)} + e^-$
- $M^{+4}_{(g)} \rightarrow Mg^{+5}_{(g)} + e^-$

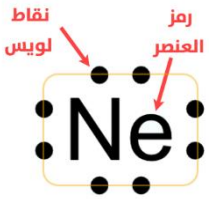
8. تشير الطاقة في المعادلة $O_{(g)} + e^- \rightarrow O^-_{(G)} + 141kj/mol$ إلى:

- طاقة التأين للأكسجين
- الكهروسلبية للأكسجين
- **الألفة الإلكترونية للأكسجين**
- طاقة التأين الثانية للأكسجين

الوحدة الثالثة: المركبات والروابط الكيميائية

الدرس الأول: الروابط الكيميائية وأنواعها

تركيب لويس



تعريف تركيب لويس: هو التمثيل النقطي لإلكترونات التكافؤ، وفيه يُرمز إلى كل إلكترون تكافؤ بنقطة واحدة توضع على رمز العنصر

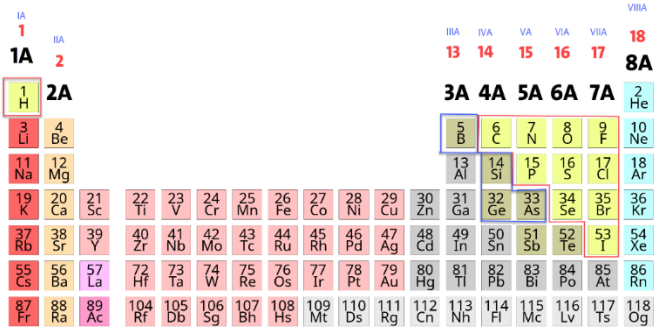
قام العالم "جيليبرت لويس" عام 1902م باختراع طريقة لتمثيل أشكال الجزئيات وأسماها "تركيب لويس"

كيفية رسم تركيب أو نقاط لويس:

1- يُكتب رمز العنصر في المنتصف

2- تُحسب إلكترونات التكافؤ للعنصر الممثل:

- من رقم مجموعته [1A – 8A] إلكترونات التكافؤ = رقم المجموعة للعنصر الممثل، أو باستخدام التوزيع الإلكتروني لعدده الذري
- نوزع الإلكترونات من أي جهة حول رمز العنصر، بشرط رسم إلكترون واحد على شكل نقطة واحدة، نستمر برسم الإلكترونات على شكل نقاط على الجهات الأربع متخيلين مربع افتراضي حول رمز العنصر، ثم نعاود مزاوجة الإلكترونات بشرط لا نزيد عن نقطتين في أي جهة



تعريف إلكترونات التكافؤ: هي إلكترونات المستوى الخارجي للذرة

بالاستعانة بالجدول الدوري، أرسم تركيب لويس للعناصر التالية: Na – Mg – Al – Si

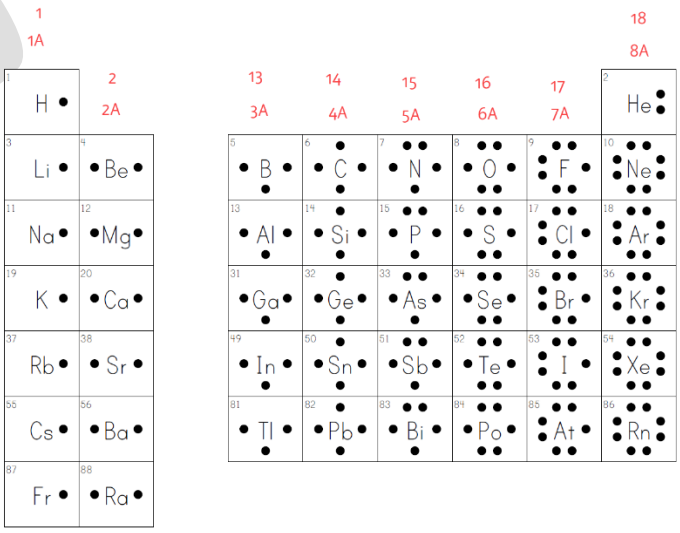
العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ	تركيب لويس
Na	1A	1	Na•
Mg	2A	2	•Mg•
Al	3A	3	•Al•
Si	4A	4	•Si•

أرسم تركيب لويس للعناصر التالية $_{15}P - _{16}S - _{17}Cl - _{18}Ar - _{19}K - _{35}Br$:

العنصر	التوزيع الإلكتروني	إلكترونات التكافؤ	تركيب لويس
$_{15}P$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$2 + 3 = 5$	P
$_{16}S$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$2 + 4 = 6$	S
$_{17}Cl$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$2 + 5 = 7$	Cl
$_{18}Ar$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$2 + 6 = 8$	Ar
$_{19}K$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	1	K
$_{35}Br$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	$2 + 5 = 7$	Br

أتحقق ص62: أكتب تركيب لويس لكل من $_3Li - _9F - _5B - _7N - _4Be$:

العنصر	التوزيع الإلكتروني	إلكترونات التكافؤ	تركيب لويس
$_3Li$	$1s^2 2s^1$	1	Li
$_9F$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$2 + 5 = 7$	F
$_5B$	$1s^2 2s^2 2p^1$	$2 + 1 = 3$	B
$_7N$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$2 + 3 = 5$	N
$_4Be$	$1s^2 2s^2$	2	Be



ورقة أتدرب [8]

ارسم تركيب لويس للعناصر التالية:

العنصر	التوزيع الإلكتروني	إلكترونات التكافؤ
$_{20}Ca$		
$_{1}H$		
$_{50}Sn$		
$_{16}Se$		
$_{53}I$		
$_{2}He$		
$_{32}Ge$		
$_{6}C$		
$_{8}O$		
$_{36}Kr$		

20 Ca	1 H	50 Sn	16 Se	53 I
2 He	32 Ge	6 C	8 O	36 Kr

مقدمة في الروابط الكيميائية

لولا الروابط بين الذرات لما وُجدت الجزيئات والمركبات الكيميائية المختلفة

تعريف: الروابط الكيميائية ⇦ قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر عند ارتباط بعضها ببعض

ما أنواع الروابط الكيميائية؟

1- الروابط الأيونية

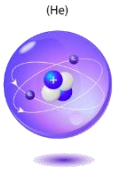
2- الروابط التساهمية

3- الروابط الفلزية

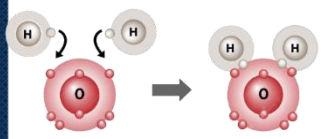
العنصر – الجزيء – المركب

لا تتوافر عناصر الجدول الدوري في الطبيعة بشكل ذرات منفردة إلا العناصر النبيلة لأنها في العادة مستقرة ولا ترتبط بذرات أخرى في الوضع الطبيعي، بينما العناصر الأخرى في الطبيعة تسعى للتفاعل دائمًا سواء بظروف طبيعية أو بوجود طاقة معينة حتى تصل إلى الاستقرار فتتكون بذلك جزيئات ومركبات

ما الفرق بين العنصر، المركب؟



- العنصر: هو المادة النقية التي لا يمكن تفكيكها إلى مواد أبسط منها، مثال: He غاز الهيليوم
أحادي الذرات، هكذا يتواجد في الطبيعة، وأي عنصر في الجدول الدوري مثال: Na
أيضًا لو تكوّن من ذرات مكررة لنفس العنصر، فيكون عنصرًا وليس مركبًا H_2 ونسميه أيضا جزي نقي



- المركب: يتكون من ارتباط ذرات عناصر مختلفة، مثال: H_2O، ذرتين H وذرة O
ونسميه جزيء غير نقي

كل مركب هو جزيء، وليس كل جزيء يُعدُّ مركّبًا؛ لأن المركب يتكون من عناصر مختلفة

صنّف المواد التالية إلى عنصر، جزيء، مركب

العنصر	عنصر	جزيء	مركب
O2	☑	☑	
CO2		☑	☑
Ne	☑		
NaCl		☑	☑

أقسام العناصر في الجدول الدوري

تنقسم العناصر الممثلة والانتقالية في الجدول: [يلزمك في هذه الوحدة حفظ هذه العناصر وتمييزها]

1- الفلزات: تقع يسار الجدول الدوري، ومنها المجموعة الأولى والثانية والثالثة في الممثلة، والعناصر الانتقالية

تنبيهات: – الهيدروجين لافلز، تم تصنيفه في المجموعة 1A لأن لديه إلكترون تكافؤ واحد

– البورون B يقع ضمن شبه الفلزات لكنه في المجموعة الثالثة، يميل بين الفلزات واللافلزات

2 – **اللافلزات**: تقع أعلى يمين الجدول الدوري [اللون الأصفر]، بعض عناصر المجموعة **الخامسة والسادسة والسابعة** ويُضاف لها العناصر النبيلة – و**الهيدروجين والكربون**:

H – C – N – O – F – P – S – Cl – Se – Br – I

تُحفظ تلك العناصر من خلال جملة الطالبة الرائعة: هبة ناصر

3 – **شبه الفلزات**: تجمع بين خصائص الفلز واللافلز، تتعامل حسب العنصر المتفاعلة معه،

أهمها: B – Si – Ge – As

❓ من المعلومات السابقة حدِّد تصنيف العناصر التالية:

العنصر	التوزيع الإلكتروني	رقم المجموعة	فلز/ لا فلز
$_{1}H$	$1s^1$	1	لا فلز
$_{20}Ca$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	2	فلز
$_{10}Ne$	$1s^2 2s^2 2p^6$	8	لا فلز
$_{35}Br$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4s^5$	7	لا فلز
$_{5}B$	$1s^2 2s^2 2p^1$	3	شبه فلز
$_{6}C$	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	لا فلز
$_{3}Li$	$1s^2 2s^1$	1	فلز
$_{16}S$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	6	لا فلز

قاعدة الثمانية والتكافؤ

تعريف **قاعدة الثمانية**: ميل ذرات العناصر إلى فقد الإلكترونات أو اكتسابها أو المشاركة فيها ليكتمل مستواها الخارجي بثمانية إلكترونات تكافؤ مثل العناصر النبيلة

قاعدة الثمانية تنطبق على معظم العناصر التي نتعامل معها خاصة عناصر الدورة الثانية:

Na , Mg , C , N , O , F

هناك استثناءات كثيرة من قاعدة الثمانية، مثل:

- الهيدروجين H يحتاج فقط إلكتروني تكافؤ ليستقر مستواه الخارجي
- الليثيوم Li، البريليوم Be ، البورون B يستقرون بأقل من ثمانية
- الفسفور P والكبريت S قد يصلان أحيانًا لأكثر من 8 إلكترونات تكافؤ

تعريف **التكافؤ**: هو عدد صحيح مطلق لمقدار الفقد أو الكسب أو المشاركة للإلكترونات

تعريف **الشحنة**: هي نفس التكافؤ لكن مع الإشارة الموجبة أو السالبة

كيف يصل الليثيوم والصوديوم والألمنيوم للاستقرار مثل العنصر النبيل؟

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	إلكترونات التكافؤ	التكافؤ	الشحنة
$_3Li$	$1s^2 2s^1$ $[He]\ 2s^1$	يفقد 1e	1	1	1+
$_{12}Mg$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ $[Ne]\ 3s^2$	يفقد 2e	2	2	2+
$_{13}Al$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ $[Ne]\ 3s^2 3p^1$	يفقد 3e	3	3	3+

- الليثيوم [فلز] يفقد مستواه الثاني ليستقر مثل الهيليوم، وهو حالة مستثناة من قاعدة الثمانية، والتكافؤ له نفس عدد إلكترونات التكافؤ له
- المغنيسيوم والألمنيوم [فلزات] يفقد كل منهما مستواه الثالث ليستقرا مثل النيون ويصبح لديهما ثمانية إلكترونات تكافؤ في المستوى الثاني $2s^2 2p^6$ وهذه هي قاعدة الثمانية
- الفلزات تفقد إلكتروناتها التكافؤ لتصبح مستقرة

وهذا هو حال المجموعة 1 – 2 – 3 [ويستثنى الهيدروجين لأنه لا فلز]

كيف يصل النيتروجين والأكسجين والكلور إلى الاستقرار مثل العنصر النبيل؟

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	إلكترونات التكافؤ	التكافؤ	الشحنة
$_7N$	$1s^2 2s^2 2p^3$	يكسب 3e [Ne]	5	3	3–
$_8O$	$1s^2 2s^2 2p^4$	يكسب 2e [Ne]	6	2	2–
$_{17}Cl$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	يكسب 1e [Ar]	7	1	1–

- كل العناصر [لافلز] تكسب على مستواها الخارجي المزيد من الإلكترونات لتصل إلى قاعدة الثمانية ns^2np^6 فتشبه العنصر النبيل وتستقر
- التكافؤ لهذه العناصر هو مقدار ما كسبته وهو المكمل لإلكترونات التكافؤ لتصل إلى 8
- اللافلزات تكسب إلكترونات لتصبح مستقرة

وهذا هو حال المجموعة 5 – 6 – 7

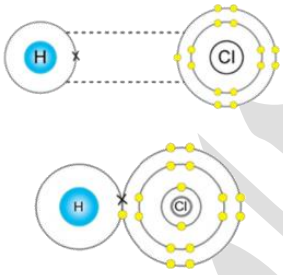
كيف يصل الكربون إلى الاستقرار مثل العنصر النبيل؟

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	إلكترونات التكافؤ	التكافؤ	الشحنة
$_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$	يشارك العنصر الآخر بـ 4 [Ne]	4	4	لا توجد

- الكربون لا يستطيع أن يفقد 4 إلكترونات لأن ذلك يحتاج طاقة عالية، يصعب أن يصبح لديه إلكترونين في مستواه مقابل 6 بروتونات، ولا يستطيع أن يكسب 4 إلكترونات لأنه سيزيد ذلك عن طاقة النواة التي فيها 6 بروتونات مقابل 10 إلكترونات وبالتالي هو يفضل المشاركة، ومثله السيليكون

المجموعة	نوع الاستقرار	إلكترونات التكافؤ	التكافؤ	الشحنة
1	يفقد	1	1	1+
2		2	2	2+
3		3	3	3+
5	يكسب	5	3	3−
6		6	2	2−
7		7	1	1−
4	يشارك	4	4	----

وضح قاعدة الثمانية عند تفاعل الكلور $_{17}Cl$ مع الهيدروجين $_1H$؟

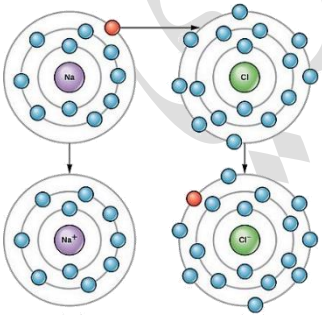


الهيدروجين لافلز: وهو يستقر بإلكترونين ليشبه الهيليوم،

الكلور لافلز: ويحتاج إلكترون ليكتمل مستواه إلى الثمانية، لا يستطيع كسب إلكترون الهيدروجين لأن الهيدروجين لا فلز، واللافلزات عادة تكسب لا تفقد، فهنا تحدث مشاركة أيضا، بحيث كل منهما شارك إلكترون التكافؤ للآخر

اللافلز + لافلز = يحدث بينهما مشاركة إلكترونات عند التفاعل

وضح قاعدة الثمانية عند تفاعل الكلور $_{17}Cl$ مع الصوديوم $_{11}Na$؟



الصوديوم فلز: يميل إلى فقد إلكترونات التكافؤ، يعطي إلكترونه التكافؤ إلى الكلور ويصبح موجب أحادي الشحنة

الكلور لافلز: سيكسب ذلك الإلكترون ويصبح سالب أحادي الشحنة، فيستقر كلاهما بثمانية إلكترونات تكافؤ في مستواهما الخارجي

الفلز + لافلز = يحدث بينهما فقد وكسب عند التفاعل

ترتبط الذرات ببعضها بعضًا حسب العناصر المتفاعلة:

1- فقد إلكترونات التكافؤ، مثل الفلزات

2- كسب إلكترونات على إلكتروناته التكافؤ، مثل اللافلزات

3- مشاركة الإلكترونات ويكون بين لافلز + لافلز

ورقة أتدرب [9]

حدِّد تصنيف العناصر التالية:

العنصر	فلز – لا فلز – شبه فلز
Si	
O	
Na	
Ar	
Mg	
N	
F	
I	
C	
Cl	

بيِّن كيف يصل كل عنصر من العناصر التالية إلى الاستقرار

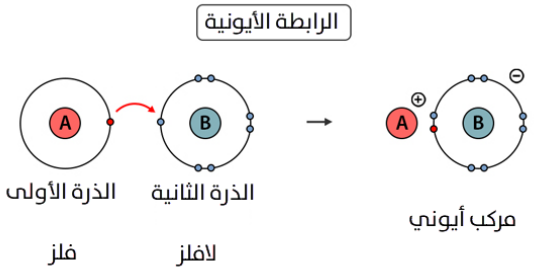
العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	إلكترونات التكافؤ	التكافؤ	الشحنة
$_{9}F$					
$_{11}Na$					
$_{6}C$					

الرابطة الأيونية

تعريف الرابطة الأيونية: القوة التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركبات

من الذي ارتبط، كيف تم الارتباط، ما نتيجة ذلك الارتباط؟

- **من؟** ارتبط: فلز + لا فلز
- **كيف؟** الفلز يفقد الإلكترونات فيصبح أيون موجب، اللافلز هنا سيكسب الإلكترونات فيصبح أيون سالب ثم يحدث التجاذب بين الشحنات المختلفة لتتكون الرابطة الأيونية، وهي قوة كهروستاتيكية قوية
- **النتيجة؟** مركب أيوني

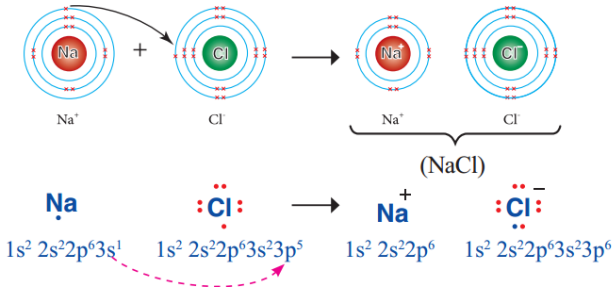


وضح كيف يرتبط الكلور $_{17}Cl$ بالصوديوم $_{11}Na$ لتكوين مركب كلوريد الصوديوم NaCl؟

- نحدد تصنيف العنصر لنعرف نوع المركب: الصوديوم فلز + الكلور لافلز ⇦ مركب أيوني
- نوزع العناصر إلكترونيًّا ونحدد التكافؤ
- نرسم نقاط لويس ونحدد استقرار العناصر على الرسم
- إذا كان التكافؤ نفسه فالعناصر تكون بنسبة 1 : 1 في المركب، أما إذا اختلف التكافؤ فإننا نستبدل الأرقام لكل عنصر ونكتبه بعد كل رمز

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	الأيون	التكافؤ	الناتج
$_{11}Na$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	يفقد 1 إلكترون حتى يشبه [Ne] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $2s^2 2p^6$	Na^{1+}	1	NaCl
$_{17}Cl$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	يكسب 1e حتى يشبه [Ar] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $3s^2 3p^6$	Cl^{1-}	1	

الرابطة أيونية والناتج مركب أيوني، لأنه ينشأ أيون أحادي موجب وأيون أحادي سالب فيحدث تجاذب قوي بين الأيونين وباقتراب الأيونات من بعضها يتكون المركب الأيوني كلوريد الصوديوم



يتغير اسم اللافلز بإضافة (يد)، أما الفلز فيبقى كما هو

- الأكسجين بعد التأين يصبح أيون الأكسيد O^{2-}
- الكلور بعد التأين يصبح أيون الكلوريد Cl^{1-}
- الفلور بعد التأين يصبح أيون الفلوريد F^{1-}
- الكبريت بعد التأين يصبح أيون الكبريتيد S^{2-}
- النيتروجين بعد التأين يصبح أيون النتريد N^{3-}

أفسر ص64: أثر طاقة تأين ذرة $_{11}Na$ وذرة $_{17}Cl$ في تكوين الأيون الموجب و الأيون السالب

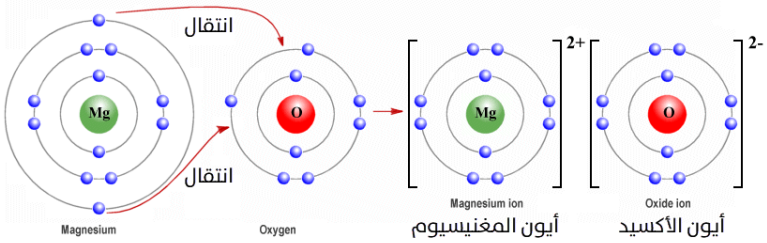
- أثر طاقة تأين ذرة Na منخفضة فيسهل أن تفقد إلكترونًا واحدًا وينتج Na^{1+}
- بينما طاقة تأين ذرة Cl عالية لذا لا تميل للفقد إنما تميل إلى كسب إلكترون فينتج Cl^{1-}

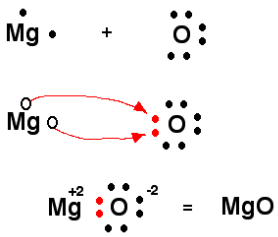
تذكير: طاقة التأين تزداد كلما ازداد العدد الذري في الدورة الواحدة فيكون الصوديوم أقل طاقة تأين من الكلور

كيف يرتبط المغنيسيوم $_{12}Mg$ بالأكسجين $_{8}O$ لتكوين مركب أكسيد المغنيسيوم MgO؟

- المغنيسيوم فلز + الأكسجين لا فلز ⇦ مركب أيوني
- المغنيسيوم مجموعته 2A فيفقد 2 إلكترون ويصبح Mg^{2+} بينما الأكسجين مجموعته 6A فيكسب 2 إلكترون ليصل ويكمل طريقه إلى المجموعة 8A ويصبح O^{2-}
- التكافؤ نفسه وهو 2 فالذرات تكون بنسبة 1 : 1 في المركب ولا داعي لأن نكتبه بهذا الشكل Mg_2O_2

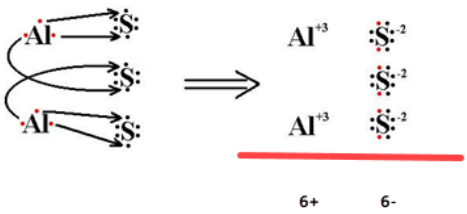
العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	الأيون	التكافؤ	الناتج
$_{12}Mg$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	يفقد 2 إلكترون حتى يشبه [Ne] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $2s^2 2p^6$	Mg^{2+}	2	MgO
$_{8}O$	$1s^2 2s^2 2p^4$	يكسب 2e حتى يشبه [Ne] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $2s^2 2p^6$	O^{2-}	2	





- الرابطة أيونية والناتج مركب أيوني، لأنه ينشأ أيون ثنائي موجب وأيون ثنائي سالب فيحدث تجاذب قوي بين الأيونين وباقتراب الأيونات من بعضها يتكون المركب الأيوني أكسيد المغنيسيوم

أفكر ص64: كيف يرتبط الألمنيوم $_{13}Al$ بالكبريت $_{16}S$ لتكوين مركب Al_2S_3؟



- الألمنيوم فلز + الكبريت لافلز ⇦ مركب أيوني
- الألمنيوم مجموعته 3A فيفقد 3 إلكترون ويصبح Al^{3+} بينما الكبريت مجموعته 6A فيكسب 2 إلكترون ليصل ويكمل طريقه إلى المجموعة 8A ويصبح S^{2-}
- ما زالت هناك إلكترونات زائدة على ذرة الفلز، وقتها نضيف ذرة لافلز
- نستمر بالإضافة ونقل الإلكترونات من الفلز إلى اللافلز إلى أن تتعادل الشحنات النهائية
- يجب أن يكون المركب الأيوني متعادل الشحنة = $^{6+} + ^{6-} =$ صفر

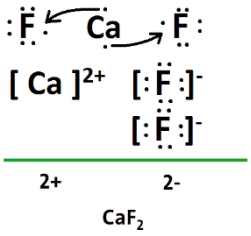
- التكافؤ مختلف وهنا نعكس التكافؤ لكل عنصر عند كتابة المركب ونضعه بعد رمز العنصر بالأسفل

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	الأيون	التكافؤ	الناتج
$_{13}Al$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	يفقد 3 إلكترون حتى يشبه [Ne] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $2s^2 2p^6$	Al^{3+}	3	Al_2S_3 كبريتيد الألمنيوم
$_{16}S$	$1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^4$	يكسب 2e حتى يشبه [Ar] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $3s^2 3p^6$	S^{2-}	2	

كيف يرتبط الفلور $_9F$ بالكالسيوم $_{20}Ca$ ؟

- الكالسيوم فلز + الفلور لافلز ⇦ مركب أيوني

نبدأ بالفلز: الكالسيوم مجموعته 2A فيفقد 2 إلكترون ويصبح Ca^{2+} بينما الفلور مجموعته 7A فيكسب 1 إلكترون ليصل ويكمل طريقه إلى المجموعة 8A ويصبح F^{1-}



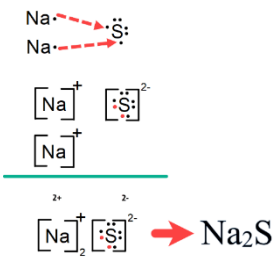
- ما زالت هناك إلكترونات زائدة على ذرة الفلز Ca ، وقتها نضيف ذرة لافلز F

- يجب أن يكون المركب الأيوني متعادل الشحنة = $^{2+}$ + $^{2-}$ = صفر

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	الأيون	التكافؤ	الناتج
$_{20}Ca$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	يفقد 2 إلكترون حتى يشبه [Ar] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $3s^2 3p^6$	Ca^{2+}	2	CaF_2 فلوريد الكالسيوم
$_9F$	$1s^2 2s^2 2p^5$	يكسب 1e حتى يشبه [Ne] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $2s^2 2p^6$	F^{1-}	1	

كيف يرتبط الصوديوم $_{11}Na$ بالكبريت $_{16}S$ ؟

التكافؤ مختلف وهنا نعكس التكافؤ لكل عنصر عند كتابة المركب ونضعه بعد رمز العنصر بالأسفل ولا داعي لكتابة التكافؤ 1 عند الكبريت



العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	الأيون	التكافؤ	الناتج
$_{11}Na$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	يفقد 1 إلكترون حتى يشبه [Ne] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $2s^2 2p^6$	Na^{1+}	1	Na_2S كبريتيد الصوديوم
$_{16}S$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	يكسب 2e حتى يشبه [Ar] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $3s^2 3p^6$	S^{2-}	2	

ورقة أتدرب [10]

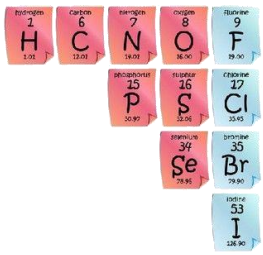
وضح بالخطوات وبرسم نقاط لويس كيف يرتبط الليثيوم $_{3}Li$ بالفلور $_{9}F$ وما نوع المركب الناتج؟

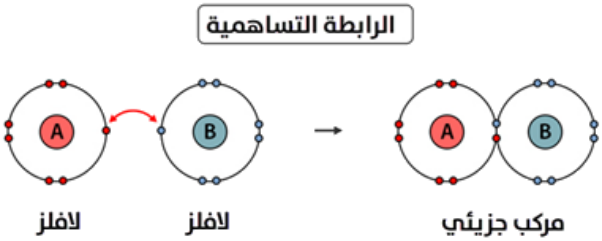
وضح بالخطوات وبرسم نقاط لويس كيف يرتبط المغنيسيوم $_{12}Mg$ بالكلور $_{17}Cl$ وما نوع المركب الناتج؟

م. مريم السرطاوي

الرابطة التساهمية وأنواعها

تعريف الرابطة التساهمية: الرابطة الكيميائية الناتجة من تشارك ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية بزوج أو أكثر من الإلكترونات

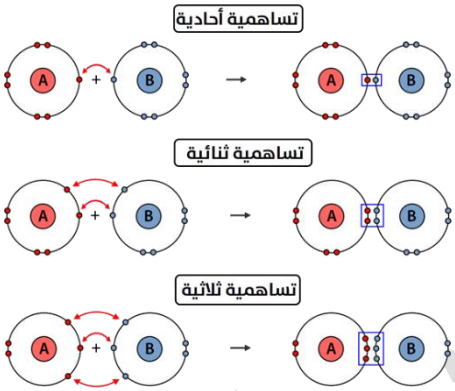




من الذي ارتبط، كيف تم الارتباط، ما نتيجة ذلك الارتباط؟

- من ارتبط؟ لافلز + لا فلز
- كيف؟ اللافلز يميل إلى الكسب أو المشاركة، فعندما يجتمع مع شبيهه فهنا تتم المشاركة فقط بإلكترونات كل منهما، وينجذب زوج إلكترونات الرابطة إلى نواتي الذرتين مكوِّنًا بذلك الرابطة التساهمية
- النتيجة؟ مركب تساهمي، أو نطلق عليه: مركب جزيئي

أنواع الروابط التساهمية



- الرابطة التساهمية الأحادية: الرابطة التساهمية التي تنشأ من تشارك ذرتين في زوج واحد من الإلكترونات
- الرابطة التساهمية الثنائية: الرابطة التساهمية التي تنشأ من تشارك ذرتين في زوجين من الإلكترونات
- الرابطة التساهمية الثلاثية: الرابطة التساهمية التي تنشأ من تشارك ذرتين في ثلاثة أزواج من الإلكترونات

عدد الروابط الشائعة في التساهمية

رقم مجموعة العنصر	عدد نقاط لويس [إلكترونات التكافؤ]	عدد الروابط الشائع بالنظر إلى النقاط المنفردة	مثال
1A	1	1	H • اللافلز الوحيد في المجموعة الأولى
4A	4	4	• C •
5A	5	3	• N •
6A	6	2	• O •
7A	7	1	• F •

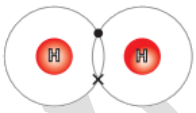
كل رابطة واحدة عبارة عن خط فيه إلكترونين [زوج من الإلكترونات]

إذا تفاعل شبه الفلز مع لافلز فإن الرابطة تساهمية، مثال: تفاعل السيليكون مع الكلور

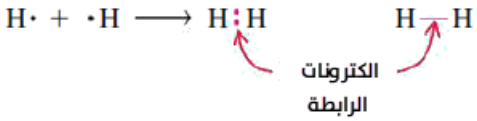
الرابطة التساهمية الأحادية

بيِّن نوع الرابطة في جزيء غاز الهيدروجين H_2

- نحدد تصنيف العنصر لنعرف نوع الرابطة: الهيدروجين لا فلز ⇦ وهو متشابه [ذرتان متشابهتان] فلا بد أن تكون الرابطة تساهمية في هذا الجزيء النقي
- نرسم نقاط لويس ونحدد استقرار العناصر على الرسم بمد رابطة بين كل نقطة منفردة والأخرى [تذكر أن نقاط لويس هي إلكترونات]
- نحسب النقاط حول كل ذرة لنتأكد من استقرارها من خلال قاعدة الثمانية، الهيدروجين مستثنى فيستقر باكتماله بإثنين مثل الهيليوم

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_1H$	$1s^1$	H:H  H—H	1	H_2
$_1H$	$1s^1$		1	

- الرابطة تساهمية أحادية



كم عدد أزواج إلكترونات الرابطة في جزيء H_2؟ زوج واحد

بيِّن نوع الرابطة في جزيء الماء H_2O

- الهيدروجين لا فلز + الأكسجين لافلز ⇦ مركب تساهمي
- نحدِّد الذرة المركزية بين الذرات، وتكون هي الأقل عددًا، الأكسجين ذرة، بينما الهيدروجين ذرتان
- نرسم الذرة المركزية في المنتصف ونبدأ برسم تركيب لويس، وعمل مشاركة من كل نقطة منفردة مع النقاط المنفردة للذرات الأخرى
- نتأكد من قاعدة الثمانية، الهيدروجين مستثنى

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_1H$	$1s^1$	H:O:H 	1	H_2O
$_8O$	$1s^2 2s^2 2p^4$		2	

الرابطة تساهمية أحادية بين عنصر الهيدروجين والأكسجين في جزيء الماء

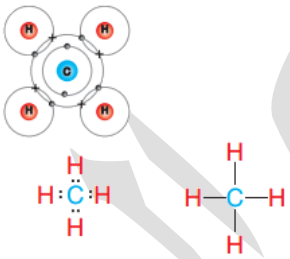
بيِّن نوع الرابطة في جزيء الإيثان C_2H_6

- الهيدروجين لا فلز + الكربون لافلز ⇦ مركب تساهمي
- الذرة المركزية هي الكربون، نوزع باقي ذرات الهيدروجين الستة بالمناصفة حول ذرتي الكربون

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_1H$	$1s^1$		1	C_2H_6
$_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$		4	

الرابطة تساهمية أحادية بين عنصر الهيدروجين والكربون وبين الكربون والكربون في جزيء الإيثان

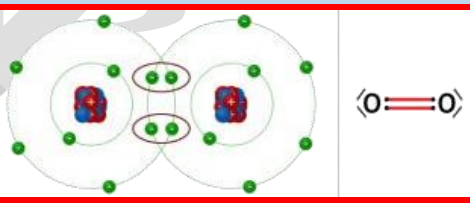
بيِّن نوع الرابطة في جزيء الميثان CH_4

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_1H$	$1s^1$		1	CH_4
$_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$		4	

الرابطة تساهمية أحادية بين عنصر الهيدروجين والكربون

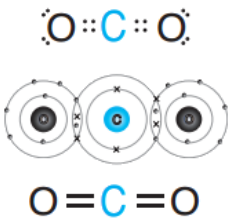
الرابطة التساهمية الثنائية

بيِّن نوع الرابطة في جزيء غاز الأكسجين O_2

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_8O$	$1s^2 2s^2 2p^4$		2	O_2
$_8O$	$1s^2 2s^2 2p^4$		2	

الرابطة تساهمية ثنائية بين ذرتي الأكسجين

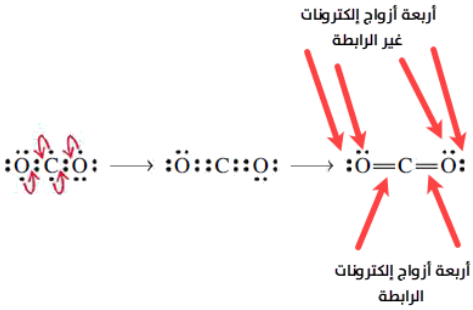
بيِّن نوع الرابطة في جزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$		4	CO_2
$_8O$	$1s^2 2s^2 2p^4$		2	

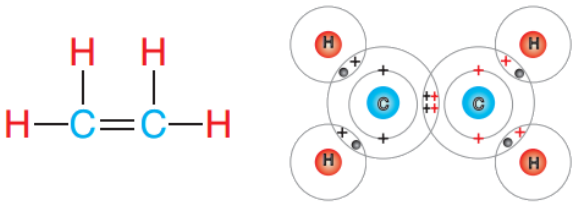
الرابطة تساهمية ثنائية في جزيء ثاني أكسيد الكربون

كم عدد أزواج إلكترونات الرابطة وغير الرابطة في جزيء CO_2؟

أربعة أزواج إلكترونات الرابطة، وأربعة أزواج إلكترونات غير الرابطة



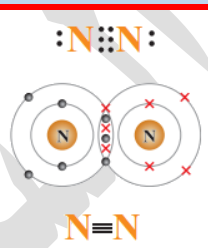
بيِّن نوع الرابطة في جزيء الإيثين C_2H_4

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$		4	C_2H_4
$_1H$	$1s^1$		1	

الرابطة تساهمية ثنائية بين ذرتي الكربون في جزيء الإيثين، وأحادية بين الكربون والهيدروجين

الرابطة التساهمية الثلاثية

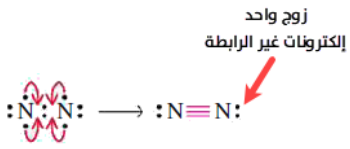
بيِّن نوع الرابطة في جزيء غاز النيتروجين N_2

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_7N$	$1s^2 2s^2 2p^3$		3	N_2
$_7N$	$1s^2 2s^2 2p^3$		3	

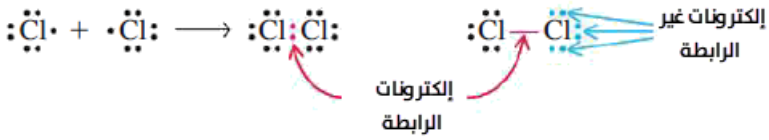
الرابطة تساهمية ثلاثية بين ذرتي النيتروجين

كم عدد أزواج إلكترونات غير الرابطة على ذرة واحدة نيتروجين في جزيء N_2؟

زوج واحد من إلكترونات غير الرابطة على ذرة نيتروجين واحدة



كم عدد أزواج إلكترونات الرابطة وغير الرابطة في جزيء Cl_2؟



زوج واحد من إلكترونات الرابطة وستة أزواج من إلكترونات غير الرابطة

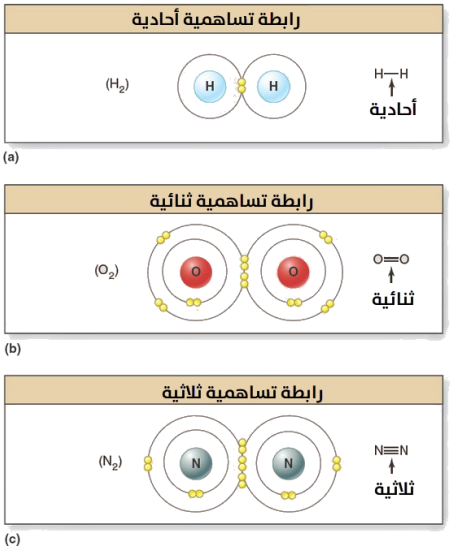
أفكر ص67: أوضح كيف تتكون الروابط في جزيء HCN

- الكربون لا فلز + الهيدروجين لافلز + النيتروجين لا فلز ⇦ مركب تساهمي
- إذا وجدنا الكربون في المركب فإنه الذرة المركزية؛ لأنه يستطيع إنشاء أكثر عدد من الروابط [4 روابط]
- نرسم الذرة المركزية في المنتصف وحولها الذرات الأخرى ونبدأ برسم تركيب لويس، وعمل مشاركة من كل نقطة منفردة مع النقاط المنفردة في الذرات الأخرى

- نحسب النقاط حول كل ذرة لنتأكد من استقرارها من خلال قاعدة الثمانية

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_1H$	$1s^1$	H· ·C· ·N:	1	HCN
$_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$	H···C···N:	4	
$_7N$	$1s^2 2s^2 2p^3$	H—C≡N:	3	

الرابطة تساهمية ثلاثية بين الكربون والنيتروجين وأحادية بين الكربون والهيدروجين



مهم أن تتذكر أن الغازات ثنائية الذرة، مثال على رابطة تساهمية:

غاز الهيدروجين ⇦ رابطة أحادية [مشاركة زوج e]

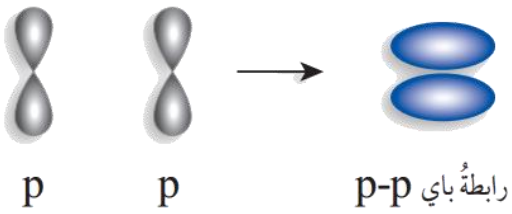
غاز الأكسجين ⇦ رابطة ثنائية [مشاركة زوجين e]

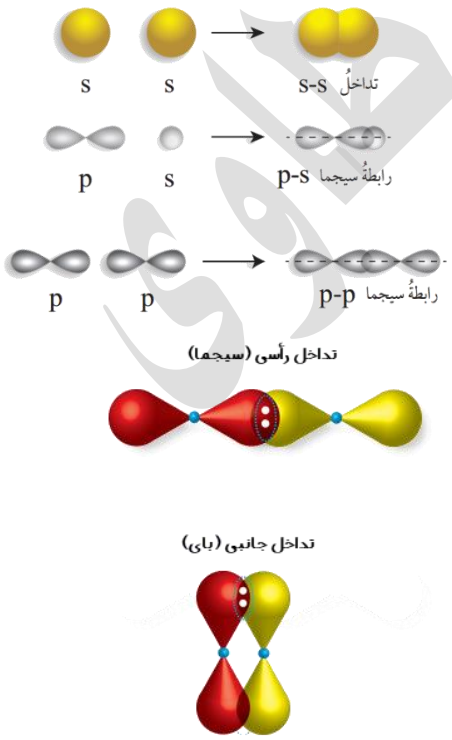
غاز النيتروجين ⇦ رابطة ثلاثية [مشاركة ثلاثة أزواج e]

الرابطة سيجما والرابطة باي

تعريف الرابطة سيجما (σ): تنشأ هذه الرابطة من التداخل الرأسي بين فلكي (s–s) أو فلكي (p–p) أو فلكي (s–p)

تعريف الرابطة باي (π): تنشأ هذه الرابطة من التداخل الجانبي بين فلكي (p–p)، وتمثل منطقة تداخل الفلكين أكبر احتمال لوجود زوج الإلكترونات





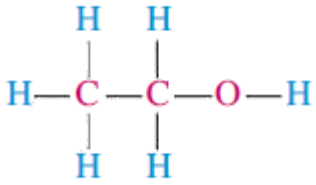
مهم: عدد روابط سيجما وباي في الروابط التساهمية

نوع الرابطة التساهمية	عدد روابط سيجما	عدد روابط باي
أحادية	1	0
ثنائية	1	1
ثلاثية	1	2

؟ بيِّن عدد روابط سيجما وباي في جزيء N_2

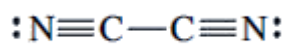
جزيء النيتروجين فيه رابطة تساهمية ثلاثية: يعني 1 سيجما، 2 باي

؟ بيِّن عدد روابط سيجما وباي في الجزيء التالي:



الروابط أحادية: كل رابطة أحادية هي 1 سيجما، إذًا لدينا 8 سيجما

؟ بيِّن عدد روابط سيجما وباي في الجزيء التالي:

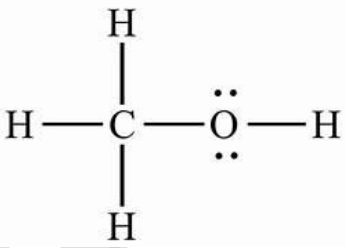


- رابطة أحادية: 1 سيجما
- رابطة ثلاثية: 1 سيجما، 2 باي
- رابطة ثلاثية: 1 سيجما، 2 باي

المجموع: 3 سيجما، 4 باي

؟ بيِّن عدد روابط سيجما وباي في جزيء CH_3OH

نرسم المركب، ثم نحسب سيجما وباي



الروابط أحادية = 5 روابط ⇦ 5 سيجما

ورقة أتدرب [11]

وضح بالخطوات وبرسم نقاط لويس:

1- ما نوع الرابطة التساهمية في جزيء الأمونيا NH_3

2- كم عدد أزواج إلكترونات الرابطة وغير الرابطة في الجزيء؟

3- كم عدد روابط سيجما وباي؟

وضح بالخطوات وبرسم نقاط لويس:

1- ما نوع الرابطة في المركب التالي C_2H_4؟

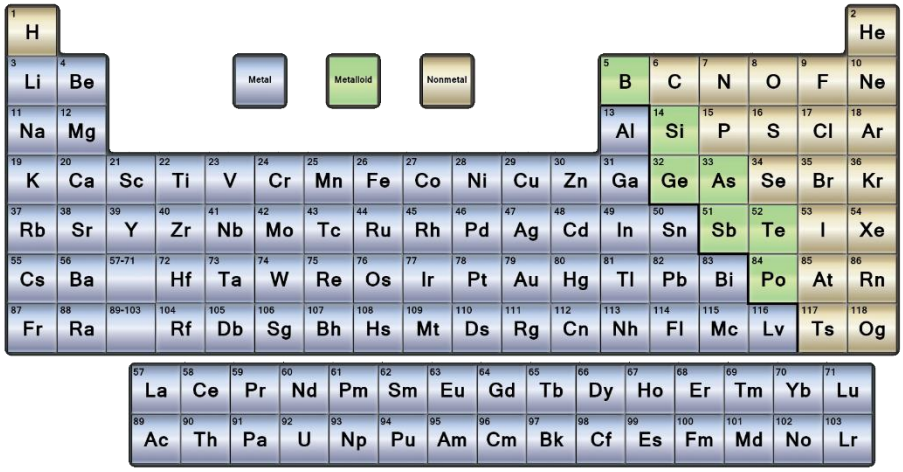
2- كم عدد أزواج إلكترونات الرابطة وغير الرابطة؟

3- ما عدد روابط سيجما وباي في المركب؟

م. مريم السرطاوي

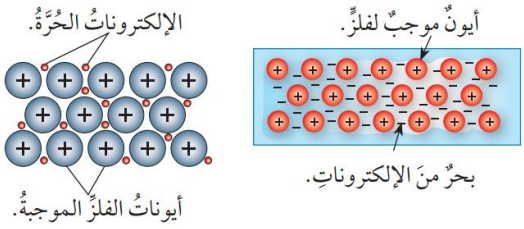
الرابطة الفلزية

الفلزات في الجدول الدوري:
موضحة في الجدول باللون الفضي [المعدني]



تعريف الرابطة الفلزية: قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية

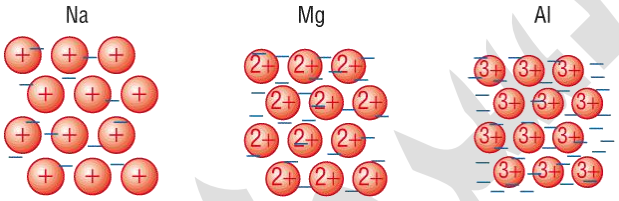
تعريف بحر الإلكترونات:
إلكترونات التكافؤ لذرات الفلز في البلورة التي تحيط بالأيونات الموجبة في الاتجاهات جميعها



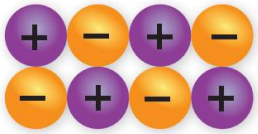
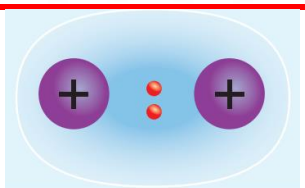
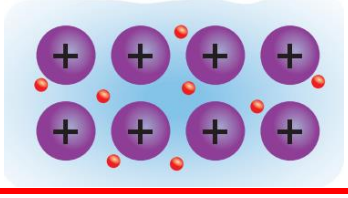
? من الذي ارتبط، كيف تم الارتباط؟

- من ارتبط؟ نفس ذرات الفلز
- كيف؟ فقدت ذرات الفلز إلكترونات التكافؤ [لأن الفلز من طبيعته الفقد حتى يستقر]، فتتحول الذرات إلى أيونات موجبة تحيط بها الإلكترونات من جميع النواحي على شكل بحر من الإلكترونات

أمثلة على شكل الروابط الفلزية كما في الصورة



مقارنة بين الروابط الكيميائية في سبب التجاذب

نوع الرابطة	نموذج شكلي	التجاذب	مثال
أيونية		الأيونات الموجبة والأيونات السالبة لذرات فلز ولافلز	NaCl
تساهمية		النواة الموجبة والإلكترونات المشتركة لذرات اللافلزات	Cl_2
فلزية		أيونات الفلز الموجبة والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية	Na

حل مراجعة الدرس الأول

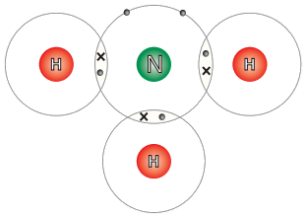
السؤال الأول: كيف تتكون الروابط الكيميائية بين ذرات العناصر؟

1) بفقد الإلكترونات
2) باكتساب الإلكترونات
3) بمشاركة الإلكترونات

السؤال الثاني: أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الذرات الآتية ثم أتوقع التغير الذي ينبغي حدوثه لتمتلك كل ذرة التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل [النيتروجين، الكبريت، الليثيوم]

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	إلكترونات التكافؤ	التغير
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5 لافلز يحتاج 3 ليكتمل إلى 8	يكسب أو يشارك 3 إلكترونات
S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	6 لافلز يحتاج 2 ليكتمل إلى 8	يكسب أو يشارك 2 إلكترون
Li	3	$1s^2 2s^1$	فلز يفقد 1 ليشبه توزيع الهيليوم	يفقد إلكترون واحد

السؤال الثالث: يمثل الشكل المجاور جزيء الأمونيا:



1- ما عدد إلكترونات التكافؤ لذرة N؟

$_7N: 1s^2 2s^2 2p^3$

خمس إلكترونات تكافؤ

2- ما نوع الرابطة التساهمية في هذا الجزيء؟

رابطة تساهمية أحادية بين ذرة النيتروجين وذرة الهيدروجين

والسبب: زوج واحد من الإلكترونات بين ذرتي النيتروجين والهيدروجين من كل جهة بحيث تشكلت ثلاث روابط تساهمية أحادية

3- ما عدد أزواج الإلكترونات الرابطة؟ ثلاثة أزواج من إلكترونات الرابطة

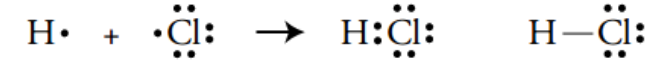
4- ما عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة؟ زوج واحد من إلكترونات غير الرابطة

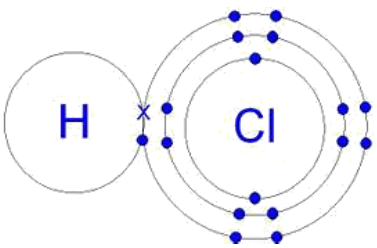
السؤال الرابع: يتكون جزيء HCl من ارتباط ذرة هيدروجين بذرة كلور، أبيِّن بالرسم هذا الترابط

الهيدروجين لافلز [مشارك بإلكترون]، الكلور لافلز [مشارك بإلكترون]

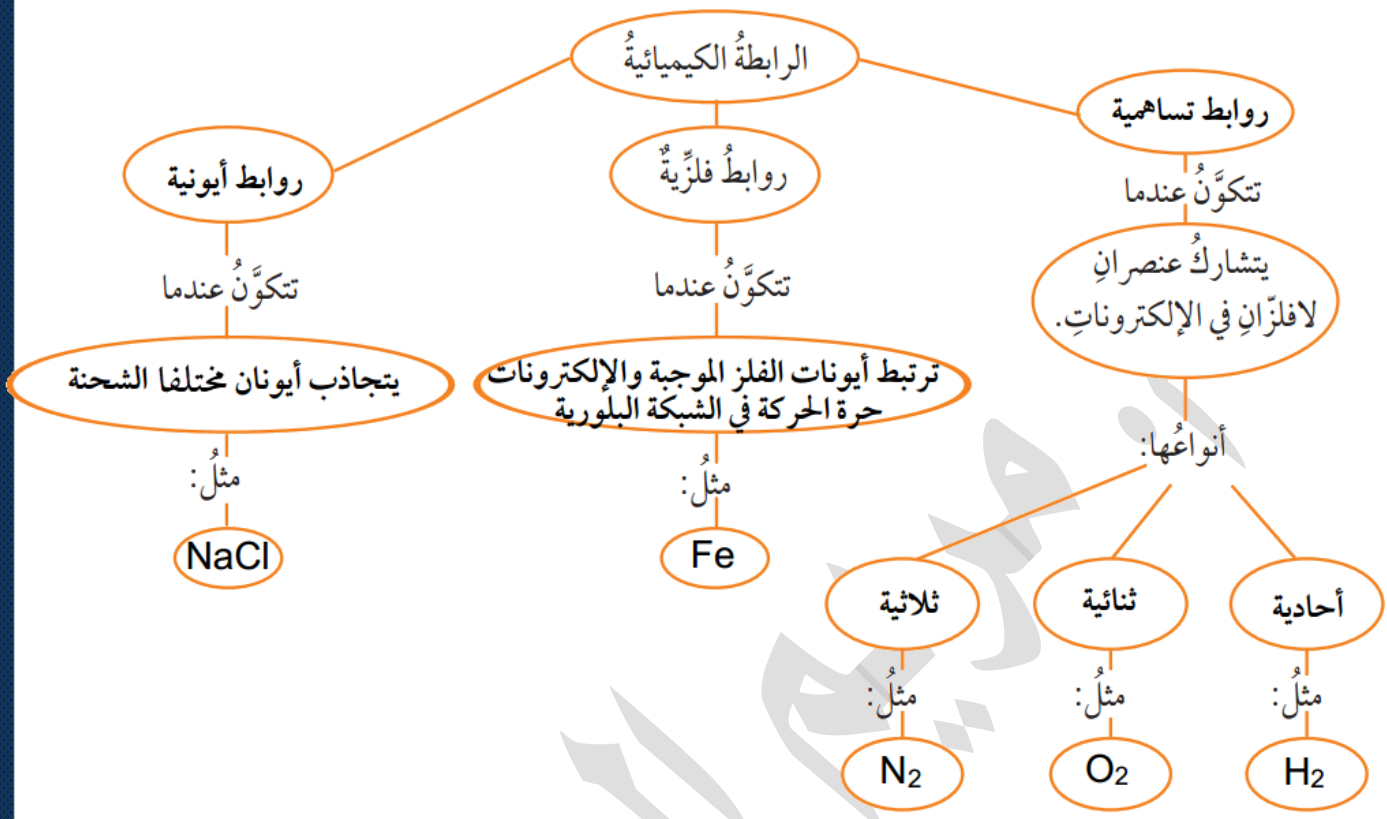
نعرف مقدار المشاركة بعد توزيع العنصر إلكترونيًا والنظر إلى إلكترونات التكافؤ في المستوى الخارجي

ثم نرسم نقاط لويس ونرسم الرابطة أو الشكل لينتج المركب التساهمي HCl





السؤال الخامس: أكمل المخطط المفاهيمي



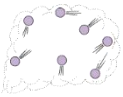
الدرس الثاني: الصيغ الكيميائية وخصائص المركبات

الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية

الفرق بين الخصائص الكيميائية والخصائص الفيزيائية:

- الخصائص الكيميائية ⇦ تتعلق ببنية المادة وتركيبها الإلكتروني، وتتعلق بتفاعلها مع المواد الأخرى
- الخصائص الفيزيائية ⇦ تتعلق بالحالة الفيزيائية، الشكل، الصلابة، اللمعان، التوصيل الكهربائي، التطاير، درجات الحرارة مثل درجة الانصهار، الغليان وغير ذلك

حالات المادة:



صلبة: دقائق المادة متقاربة متماسكة

سائلة: دقائق المادة متقاربة لكن غير متماسكة

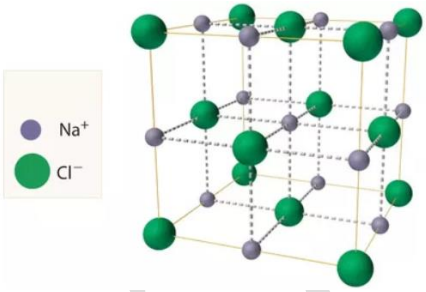
غازية: دقائق المادة متباعدة

تعريف المركبات الأيونية: مركبات تنشأ عن تجاذب الأيونات الموجبة والسالبة في البلورة الصلبة

الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية بإيجاز:

بلورات صلبة قاسية هشة سهلة الكسر، لها درجات انصهار وغليان مرتفعة، مع ذائبية عالية في الماء، غير موصلة للكهرباء في الحالة الصلبة، وموصلة في حالة المحلول والمصهور

سنطبق الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية على كلوريد الصوديوم، مع الانتباه أن هناك اختلافًا بين المركبات الأيونية في نفس الخاصية الواحدة، فأشكال وأنماط البلورات تختلف ودرجات الانصهار والذائبية وغير ذلك



الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية بالتفصيل:

1- توجد في الحالة الصلبة

2- بلورات لها نمط خاص لترتيب الأيونات

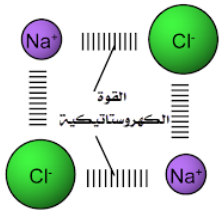
علل: تتميز بلورات كلوريد الصوديوم بالقوة والصلابة

بسبب الترتيب الذي تتميز به تلك البلورات حيث يُحاط بالأيون الموجب ستة أيونات سالبة، وكذلك يُحاط بالأيون السالب ستة أيونات موجبة فتصبح مصفوفة 6:6 وهذا يقلل التنافر بين الأيونات متشابهة الشحنة لتكون نسبة الأيونات في البلورة هي 1:1

تذكر: بلورة كلوريد الصوديوم لها شكل مكعب ونسبة أيونات 1:1

أفسر ص70: النسبة بين أيونات الصوديوم إلى أيونات الكلوريد في البلورة

تترتب الأيونات في نمط منتظم بنسبة 1:1 في شبكة بلورية، يُحاط بالكلوريد ستة أيونات من الصوديوم ومثله يُحاط بالصوديوم ستة أيونات من الكلوريد، والسبب: هو اختلاف نصف القطر الأيوني لكلٍّ منهما، هذا النمط والترتيب يقلل التنافر بين الشحنات المتشابهة ويزيد البلورة قوة وصلابة

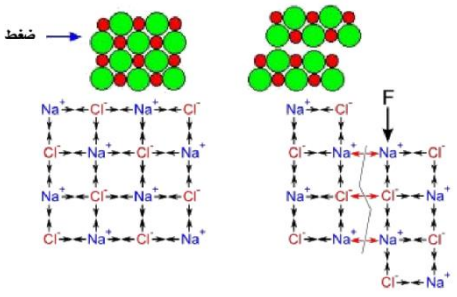


3 – القساوة

❓ علل: تتصف البلورات الأيونية الصلبة أنها قاسية

بسبب قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة في البلورة وهذه هي قوة الرابطة الأيونية فيصعب الفصل بين الأيونات

4 – هشة سهلة الكسر



❓ علل: تتصف البلورات الأيونية الصلبة أنها هشة سهلة الكسر

عند الضغط على البلورة تقترب الأيونات المتماثلة في الشحنة بعضها من بعض فتتنافر مبتعدة عن بعضها فيسهل كسر البلورة وتفتيتها

5 – ارتفاع درجات الانصهار والغليان

❓ علل: تتصف المركبات الأيونية بارتفاع درجات الانصهار والغليان

التغلب على قوى التجاذب بين الأيونات الموجبة والسالبة يتطلب طاقة كبيرة

تعزيز:

درجة الانصهار: الدرجة التي تتحول المادة فيها من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة

درجة الغليان: الدرجة التي تتحول المادة فيها من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية في كل جزء من أجزاء السائل

اسم المركب	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
NaCl كلوريد الصوديوم	801	1413
MgO أكسيد المغنيسيوم	2852	6300

❓ فسر: درجتي الانصهار والغليان لمركب MgO أعلى منها للمركب NaCl

مركب أكسيد المغنيسيوم MgO يحمل الشحنات $Mg^{2+}O^{2-}$ التي هي أعلى من الشحنات على كلوريد الصوديوم $Na^{1+}Cl^{1-}$، زيادة الشحنات على الأيونات تؤدي إلى زيادة قوة التجاذب بينها فتحتاج إلى طاقة أكبر للتغلب عليها

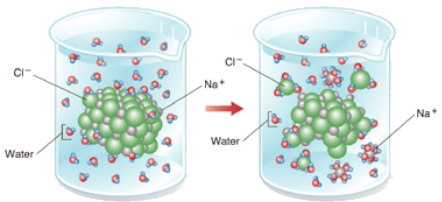
❓ بيِّن الصناعات التي يُستخدم فيها أكسيد المغنيسيوم MgO وأهميته

الصناعات المتعلقة بأعمال البناء: مثل صناعة الإسمنت، والمواد المقاومة للحرائق مثل الطوب الحراري

❓ علل: استخدام أكسيد المغنيسيوم MgO في المواد المقاومة للحرائق مثل الطوب الحراري

بسبب ارتفاع درجة انصهاره التي قد تصل إلى درجة أكبر من 2800 (°C)

6 – ذائبية عالية في الماء



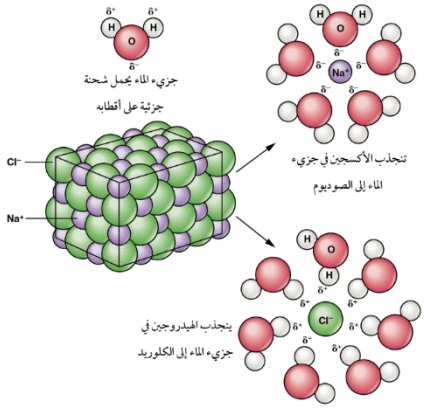
❓ علل: تتصف المركبات الأيونية بذائبية عالية في الماء

بسبب قدرة جزيئات الماء على عمل تجاذب مع أيونات البلورة فتفصل الأيونات عن البلورة وتصبح حرة الحركة بين جزيئات الماء وهذا يزيد الذائبية

تعريف الذائبية: أكبر كتلة من المُذاب يمكن إذابتها في 100 غم من المذيب

أفسر ص71: أثر الشحنات على جزيء الماء في ذوبان المركب الأيوني

ينشأ تجاذب بين الأقطاب المشحونة من الماء والأيونات المخالفة لها في الشحنة فتنفصل الأيونات عن البلورة وتصبح حرة الحركة في المحلول وهذا يزيد الذائبية



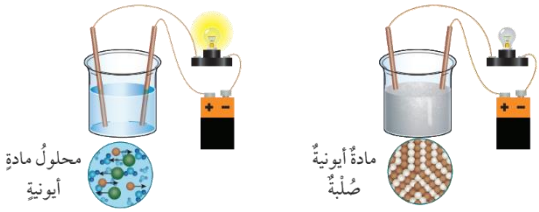
7- موصلة للكهرباء في حالة المحلول والمصهور، وغير موصلة في الحالة الصلبة

علل: المركبات الأيونية لا توصل الكهرباء وهي في الحالة الصلبة

بسبب قوى التجاذب القوية بين الأيونات المختلفة في شحناتها فتكون مقيدة في أماكنها في البلورة

علل: محاليل أو مصاهير المركبات الأيونية توصل الكهرباء بصورة جيدة

البلورات تتفكك عند صهرها أو إذابتها في الماء فتصبح الأيونات حرة الحركة فيسري بذلك التيار الكهربائي



8- غير متطايرة

ص71: ما الفرق بين الذوبان والانصهار؟

الذوبان: هو انتشار دقائق المادة المذابة سواء كان أيونية أو جزيئية بين دقائق المذيب

الانصهار: هو تحول المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة للمادة نفسها

الخصائص الفيزيائية للمركبات التساهمية

تعريف المركبات التساهمية [الجزيئية]: مركبات تنشأ من تشارك ذرات العناصر اللافلزية في زوج أو أكثر من الإلكترونات

الخصائص الفيزيائية للمركبات التساهمية:

1- توجد في الحالات الثلاث: صلبة / سائلة / غازية

2- درجات انصهار وغليان منخفضة غالبًا [المركبات التساهمية البسيطة]

3- متطايرة

4- لا تذوب غالبًا في الماء

5- غير موصلة للكهرباء في الحالة الصلبة أو المصهور [إلا الجرافيت] وهو شكل طبيعي من أشكال الكربون، وغير موصلة في حالة المحلول بوجه عام وبعضها موصل مثل: محلول HCl

فسر: المركبات التساهمية البسيطة مركبات متطايرة

المركبات التساهمية البسيطة لها درجات انصهار وغليان منخفضة وبالتالي تكون متطايرة

تعزيز: الأسيتون مركب تساهمي CH_3COCH_3 وهو يتطاير في درجة حرارة الغرفة العادية

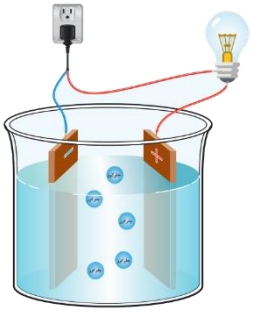
فسر: محاليل المركبات التساهمية بوجه عام لا توصل التيار الكهربائي

بسبب عدم قابلية معظمها على الذوبان في الماء، وأيضًا عدم احتواء محاليلها على أيونات

فسر: محلول HCl يوصل التيار الكهربائي رغم أن HCl مركب تساهمي

نظرًا لاحتواء المحلول على أيونات جزيء HCl لأن جزيئات الماء تفككه إلى H^+ Cl^- فيحدث توصيل للتيار الكهربائي

تعزيز: من الصورة المجاورة [تجربة ص73] يتضح أن سكر الجلوكوز مركب تساهمي لكنه يذوب في الماء ولكنه وإن ذاب في الماء فإنه لن يتفكك إلى أيونات وبالتالي لن يضيء المصباح


سُكّرُ الجلوكوز

الاستنتاج: محاليل المركبات التساهمية بوجه عام لا توصل التيار الكهربائي

نتذكر الاستثناء: محاليل المركبات التساهمية التي تتأين مثل HCl توصل التيار الكهربائي

الخصائص الفيزيائية للفلزات

الخصائص الفيزيائية للفلزات:

1- **توجد في الحالة الصلبة [ما عدا الزئبق فهو سائل]**
2- **لامعة**
3- **قابلة للطرق والسحب وبلورة الفلز لا تتكسر**
4- **موصلة جيدة للكهرباء والحرارة**

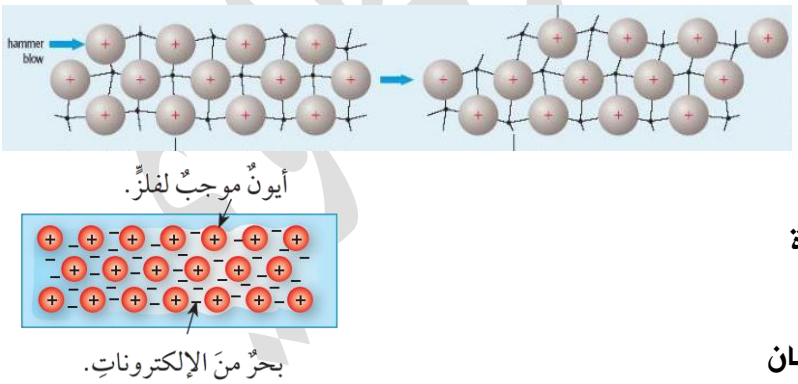
إضافة: للفلزات درجات انصهار وغليان مرتفعة

ماذا ينتج عن الفلز عند طرقه أو سحبه؟

عند طرق الفلز تتكون الصفائح وعند سحبه تتكون الأسلاك

أتحقق ص75: أفسر: الفلزات قابلة للطرق والسحب ولا تتكسر

لأن صفوف الأيونات الموجبة ينزلق بعضها عن بعض لكنها تظل في بحر الإلكترونات نفسه، أي يبقى التجاذب بين الإلكترونات الحرة والأيونات الموجبة



فسر: الفلزات موصلة جيدة للكهرباء والحرارة

نظرًا إلى حركة الإلكترونات الحرة في بلورة الفلز

عدّد استخدامات الفلزات في مجال طب الأسنان

1- **حشوات فجوات الأسنان: مزيج من النحاس والفضة والقصدير والزئبق، لكن نظرًا لسُمِّيّة أبخرة الزئبق فقد استبدلت الحشوات المعدنية بمزيج الصمغ والبورسلان**
2- **تقويم الأسنان: سبائك من النيكل والتيتانيوم؛ لأنها لا تصدأ ولا تتآكل**

ورقة أتدرب [12]

قارن بين المركبات الأيونية والتساهمية بشكل عام

الخاصية الفيزيائية	المركب الأيوني	المركب التساهمي
الحالة الفيزيائية		
درجة الانصهار والغليان		
الذائبية في الماء		
التوصيل الكهربائي في الحالة الصلبة		
التوصيل الكهربائي في حالة المصهور والمحلول		
التطاير		

أكمل ما يلي بالمعلومات الصحيحة:

1- نسبة أيونات الصوديوم إلى الكلوريد في بلورة كلوريد الصوديوم تساوي .....

2- بلورات كلوريد الصوديوم لها شكل .....

3- يُستخدم أكسيد المغنيسيوم في الطوب الحراري لأن له درجة انصهار وغليان .....

4- بلورات المركبات الأيونية صلبة قاسية لكن عند الضغط عليها تصبح .....

5- المركبات التساهمية البسيطة لها درجات انصهار وغليان .....

6- المركبات التساهمية لا توصل الكهرباء في الحالة الصلبة باستثناء .....

7- من محاليل المركبات التساهمية التي تتأين في الماء .....

8- الفلزات قابلة لـ ..... و .....

9- درجة انصهار أكسيد المغنيسيوم ..... من درجة انصهار كلوريد الصوديوم

10- الفلزات ..... للكهرباء والحرارة بسبب ..... حرة الحركة

الصيغ الكيميائية للمركبات

يلزمك إتقان وحفظ:

1- رموز العناصر، وتمييز نوع العنصر وتصنيفه فلز – لافلز – شبه فلز

2- الشحنة أو التكافؤ لذلك العنصر [يُعرف من رقم المجموعة أو بحفظه غيبًا]

3- الشحنات والتسميات الخاصة بالمجموعات الأيونية [يُحفَظ غيبًا]

رموز العناصر الكيميائية

يُرمز للعنصر بالحرف الأول من اسمه الإنجليزي أو اللاتيني ويكون حرفًا كبيرًا Capital letter، فإن تشابه عنصران في الحرف الأول فإنه يضاف لأحدها حرف ثانٍ ويكون بشكله الصغير Small letter، مثال: الكربون C بينما الكالسيوم Ca والنحاس Cu، الفلور F بينما الحديد Fe، الهيدروجين H بينما الهيليوم He

الرموز: هي طريقة لتمثيل ذرات العناصر، مثال: الأكسجين رمزه O [ذرة واحدة من العنصر]

الصيغ الكيميائية: هي طريقة موجزة للتعبير عن نسب الذرات ونوعها التي يتكوّن منها المركب الكيميائي

أنواع الأيونات:

1- نوع واحد من الذرات، مثال: فلز موجب الشحنة Na^+ / لافلز سالب الشحنة Cl^-

2- متعددة الذرات وهي المجموعات الأيونية، مثال: الهيدروكسيد OH^- / النترات NO_3^-

كتابة الصيغ الكيميائية لمركبات تحتوي عنصرين

1- نبدأ كتابة وقراءة الصيغة الكيميائية الإنجليزية من اليسار

الفلز [الأيون الموجب] ثم اللافلز [الأيون السالب]

⇨ NaCl

كتبنا أولاً الصوديوم Na ثم الكلوريد Cl ونقرؤه بالإنجليزية Sodium Chloride

2- أما كتابة وقراءة الصيغة الكيميائية العربية فإننا نكتب العربية من اليمين ولذا نقرأ ونكتب المركب المكتوب بالإنجليزية من اليمين: فنقول كلوريد الصوديوم، أي نقرأ اللافلز ثم الفلز

⇦NaCl

3- اللافلزات في التسمية يُضاف لها (يد) إذا تفاعلت مع الفلزات، والفلزات تبقى كما هي

نيتروجين	نتريد	فلور	فلوريد
فسفور	فسفيد	بروم	بروميد
أكسجين	أكسيد	يود	يوديد
كبريت	كبريتيد	هيدروجين	هيدريد
		كلور	كلوريد

4 – الفلزات واللافلزات [العناصر الممثلة] تحمل شحنة ثابتة، بينما فلزات العناصر الانتقالية تختلف شحناتها الموجبة حسب التفاعل الذي هي فيه [أي لها أكثر من تكافؤ]

ولذا وجب كتابة الرقم اللاتيني الذي يدل على تكافؤ العنصر الانتقالي

مثال: الحديد (II) أي التكافؤ له اثنان، بينما الحديد (III) التكافؤ له ثلاث

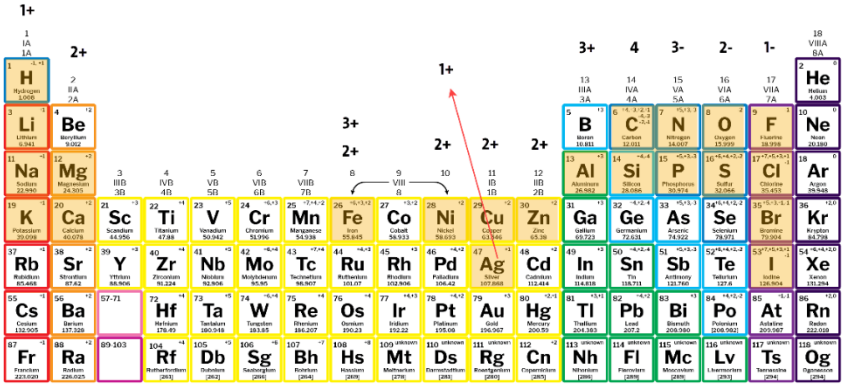
مثال: النحاس (I) أي التكافؤ له واحد، بينما النحاس (II) التكافؤ له اثنان

- نتذكر الأرقام اللاتينية من خلال هذا الجدول

8	7	6	5	4	3	2	1
VIII	VII	VI	V	IV	III	II	I

5 – يجب تمييز الشحنات أو التكافؤ للعناصر الفلزية واللافلزية من الجدول الدوري، أو حفظ ذلك غيبًا، ونتذكر أن التكافؤ هو مقدار كسب أو فقد أو مشاركة الإلكترونات

في هذا الجدول الدوري تم تحديد أهم العناصر المطلوب إتقانها



تكافؤ الفلزات واللافلزات

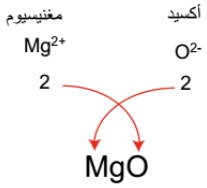
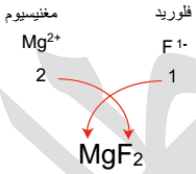
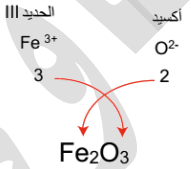
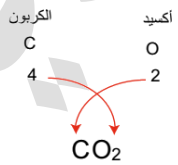
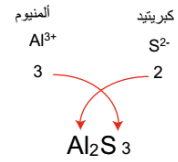
اسم العنصر	رمز العنصر مع شحنته	التكافؤ
الليثيوم	Li^+	1
الصوديوم	Na^+	1
البوتاسيوم	K^+	1
الفضة	Ag^+	1
الفلور	F^-	1
الكلور	Cl^-	1
البروم	Br^-	1
الهيدروجين	H	1
الكالسيوم	Ca^{2+}	2
المغنيسيوم	Mg^{2+}	2
الخارصين	Zn^{2+}	2
النيكل	Ni^{2+}	2
النحاس	Cu^{2+}	2
الحديد (II)	Fe^{2+}	2

الأكسجين	O^{2-}	2
الكبريت	S^{2-}	2
الألمنيوم	Al^{3+}	3
الحديد (III)	Fe^{3+}	3
النيتروجين	N^{3-}	3
الفسفور	P^{3-}	3
الكربون	C	4
السيليكون	Si	4

6- نكتب رمز العنصر بالإنجليزية مع شحنته ونبدأ بالأيون الموجب من اليسار، ثم السالب وننظر إلى التكافؤ:

- إن كان متساويًا: نلغي التكافؤ وتنزل الرموز كما هي في الصيغة الكيميائية
- إن كان مختلفًا: نبحث عن أصغر قاسم مشترك لنحصل على أبسط قيمة بين الرمزين، فإن لم نجد قاسمًا مشتركًا فإننا نستبدل التكافؤ لكل عنصر بالآخر ونضع الرقم أسفل الرمز في الصيغة

7- النهاية المركب الأيوني لا بد أن يكون متعادل الشحنة، أي شحنته النهائية = صفر

أكتب الصيغة الكيميائية للمركب:	الحل
أكسيد المغنيسيوم	
فلوريد المغنيسيوم	
أكسيد الحديد (III)	
ثاني أكسيد الكربون مركب تساهمي لا نضع شحنات ويوجد قاسم مشترك أصغر للتكافؤ (2)	
كبريتيد الألمنيوم	

تنبيه: في المركبات التساهمية نسمّي العنصر بترقيم لو تكررت ذرته، مثال: ثاني أكسيد الكربون CO_2، أول أكسيد الكربون CO، رباعي كلوريد الكربون CCl_4، ولا نفعل ذلك في المركبات الأيونية

مركب صيغته الكيميائية KCl ما اسمه الكيميائي وما تكافؤ كل عنصر؟

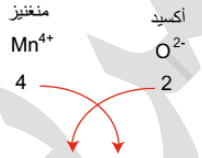
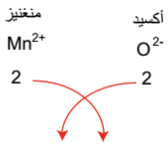
نقرأ المركب من اليمين بالعربية، اللافلز هو كلوريد، والفلز هو بوتاسيوم: اسم المركب: كلوريد البوتاسيوم،

الكلوريد سالب الشحنة وتكافؤه 1، بينما البوتاسيوم موجب الشحنة بتكافؤ 1

المنغنيز Mn عنصر انتقالي له أكثر من تكافؤ أكتب الصيغة الكيميائية لمركب يكون فيه تكافؤ المنغنيز: 4 وتكافؤ:2

- المنغنيز فلز وهو يفقد وبالتالي شحنته ستكون +4 عندما يكون تكافؤه 4
- وشحنة +2 عندما يكون التكافؤ 2

يحتاج لافلز يكسب منه فنختار مثلا لافلز يكسب منه، الأكسجين O^{2-}

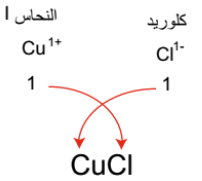
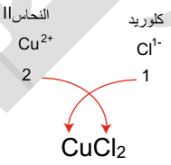
أكسيد المنغنيز IV	أكسيد المنغنيز II
	

كيف نسمي المركبين CuCl و $CuCl_2$؟ وما تكافؤ Cu في كل مركب؟

- Cu النحاس فلز يفقد ويصبح موجب الشحنة وهو عنصر انتقالي وبالتالي له أكثر من تكافؤ
- Cl الكلور لافلز وهنا سيكسب ويصبح أيون سالب والتكافؤ له 1

في الصيغة $Cu^{1+}Cl^{1-}$ سيكون تكافؤ النحاس =1 ولا بد من الترقيم اللاتيني عند التسمية

في الصيغة $Cu^{2+}Cl_2^{1-}$ سيكون تكافؤ النحاس = 2 ولا بد من الترقيم اللاتيني عند التسمية

كلوريد النحاس I	كلوريد النحاس II
	

ما تكافؤ الحديد Fe في المركبات التالية:

- تأتي الفلزات [العناصر الانتقالية] مع لافلزات فتتكون رابطة أيونية فيها فقد وكسب
- نحدد الشحنة أو التكافؤ للعنصر اللافلزي ونضرب عدد ذراته بالتكافؤ، ومنها نعرف تكافؤ الحديد في كل مرة مع مراعاة الفارق بين الذرات وإيجاد قاسم مشترك

$FeCl_2$	$FeCl_3$	FeO	Fe_2O_3
$Fe^{2+}Cl_2^{1-}$	$Fe^{3+}Cl_3^{1-}$	$Fe^{2+}O^{2-}$	$Fe_2^{3+}O_3^{2-}$
2	3	2	3

ما التسمية الصحيحة للمركبات التالية:

NiO ZnO Ag_2O CuO

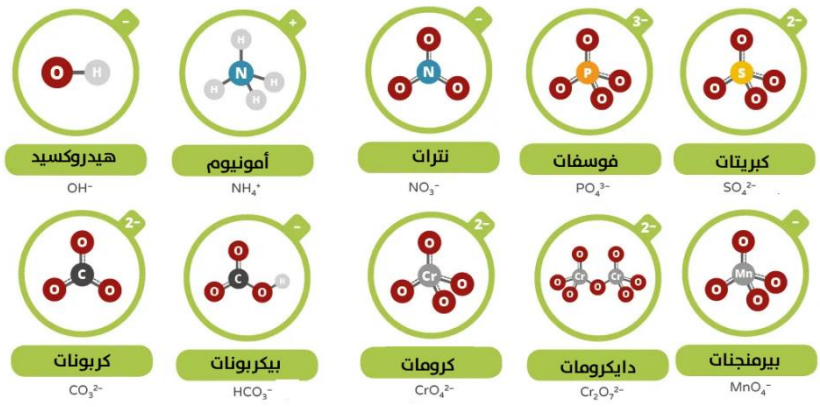
- لا بد من تحديد التكافؤ للعنصر الانتقالي لمعرفة التسمية الصحيحة
- لذا نبدأ بتحديد التكافؤ للعنصر اللافلزي الممثل لأنه ثابت ثم نضرب عدد ذراته بالتكافؤ لو كانت ذرته متكررة، ونقسم النتيجة على ذرات الانتقالي لو كانت متكررة، ومنها نعرف تكافؤ العنصر الانتقالي في كل مرة

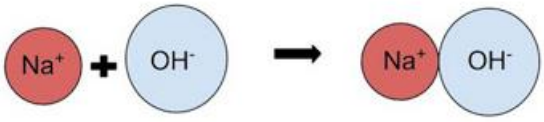
NiO	ZnO	Ag_2O	CuO
$Ni^{2+}O^{2-}$	$Zn^{2+}O^{2-}$	$Ag_2^{1+}O^{2-}$	$Cu^{2+}O^{2-}$
أكسيد النيكل II	أكسيد الخارصين II	أكسيد الفضة I	أكسيد النحاس II

كتابة الصيغ الكيميائية لمركبات تحتوي مجموعة أيونية

تعريف المجموعات الأيونية: أيون مُكوَّن من نوعين أو أكثر من الذرات المرتبطة ببعضها بروابط تساهمية، بينما ترتبط بالأيونات الأخرى بروابط أيونية، فهي تُعامل كوحدة واحدة مثل رموز العناصر

اسم المجموعة	رمز المجموعة	الشحنة
أمونيوم	$[NH_4]^+$	1+
هيدروكسيد	$[OH]^-$	1−
نترات	$[NO_3]^-$	1−
بيكربونات	$[HCO_3]^-$	1−
بيرمنجنات	$[MnO_4]^-$	1−
كربونات	$[CO_3]^{2-}$	2−
كبريتات	$[SO_4]^{2-}$	2−
كرومات	$[CrO_4]^{2-}$	2−
دايكرومات	$[Cr_2O_7]^{2-}$	2−
فوسفات	$[PO_4]^{3-}$	3−





وضّح الرابطة بين المجموعة الأيونية والأيونات الأخرى

عند تفاعل مجموعة أيونية مع أيون فإنها تتصرف وكأنها وحدة واحدة، مثال: عند تفاعل الهيدروكسيد مع الصوديوم يحدث تجاذب بسبب اختلاف الشحنات ويتكون هيدروكسيد الصوديوم NaOH مركب متعادل الشحنة، وهو مركب أيوني لأن الرابطة أيونية

خطوات كتابة الصيغة:

1- نبدأ كتابة وقراءة الصيغة الكيميائية الإنجليزية من اليسار

[الأيون الموجب] ثم [الأيون السالب]

⇨ NaOH

كتبنا أولاً الصوديوم Na ثم الهيدروكسيد OH ونقرؤه بالإنجليزية Sodium Hydroxide

2- أما كتابة وقراءة الصيغة الكيميائية العربية فإننا نكتب العربية من اليمين ولذا نقرأ ونكتب المركب المكتوب بالإنجليزية من اليمين: فنقول هيدوكسيد الصوديوم، أي نقرأ الأيون السالب ثم الموجب

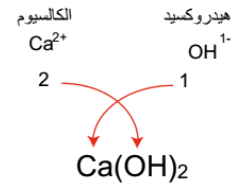
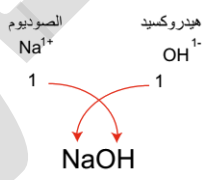
NaOH⇦

3- المجموعة الأيونية السالبة ترتبط بأيون موجب فلز ممثل أو انتقالي، أو بمجموعة أيونية موجبة

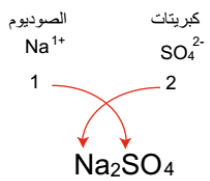
4- المجموعة الأيونية الموجبة ترتبط بأيون سالب سواء لافلز أو مجموعة أيونية سالبة

5- نتبع نفس الخطوات المعروفة في كتابة الصيغة، بشرط أن نعامل المجموعة الأيونية وكأنها وحدة واحدة والتكافؤ لها ثابت، ولذا عند تكرارها في المركب لا بد من وضع المجموعة الأيونية بين أقواس والتكرار لها يُكتب بعد القوس في الأسفل

اكتب الصيغة الكيميائية لمركب هيدروكسيد الكالسيوم، وهيدروكسيد الصوديوم

هيدروكسيد الكالسيوم	هيدروكسيد الصوديوم
	

أتحقق ص79:

أكتب الصيغة الكيميائية للمركب:	الحل
كبريتات الصوديوم	

فوسفات الكالسيوم	الكالسيوم Ca^{2+} 2 — فوسفات PO_4^{3-} 3 → $Ca_3(PO_4)_2$
نتريد المغنيسيوم	Mg^{2+} 2 — N^{3-} 3 → Mg_3N_2

مركب صيغته الكيميائية $Cu(OH)_2$ ما اسمه الكيميائي وما تكافؤ النحاس؟

- نحدد التكافؤ للهيدروكسيد لأنه ثابت لنعرف تكافؤ النحاس، تكافؤ الهيدروكسيد = 1−
- نوازن الشحنات بحيث يكون المركب متعادل الشحنة $Cu^{2+}(OH^{1-})_2$
- تكافؤ النحاس = 2
- اسم المركب: هيدروكسيد النحاس II

ما اسم المركب للصيغ التالية:

- نلاحظ أكثر من عنصر، ونلاحظ وجود مجموعة أيونية، نبدأ التسمية العربية من اليمين

$Na_2Cr_2O_7$	$Mg_3(PO_4)_2$	Na_2CO_3
دايكرومات الصوديوم	فوسفات المغنيسيوم	كربونات الصوديوم

اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية:

– فوسفات الأمونيوم – نترات الأمونيوم

فوسفات الأمونيوم	نترات الأمونيوم
الأمونيوم NH_4^{1+} 1 — فوسفات PO_4^{3-} 3 → $(NH_4)_3PO_4$	الأمونيوم NH_4^{1+} 1 — نترات NO_3^{1-} 1 → NH_4NO_3

ما تكافؤ كل مجموعة أيونية في المركب التالي: $(NH_4)_2SO_4$

- مجموعة أيونية الكبريتات والتكافؤ لها 2، أيضا الأمونيوم والتكافؤ لها: 1
- نجمع الشحنات الكلية ويكون الناتج = صفر، لأنه مركب متعادل الشحنة $(NH_4^{1+})_2SO_4^{2-}$

السالبية الكهربائية

تعريف السالبية الكهربائية: قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها عند ارتباطها بذرة أخرى [تم دراسته في الوحدة الثانية]

وضّح تأثير السالبية الكهربائية على نوع الرابطة الكيميائية

نوع الرابطة الكيميائية بين الذرتين يعتمد على مقدار الفرق في السالبية الكهربائية

أعلى قيمة للسالبية الكهربائية الفلور F = 4.1 باولنج

أقل قيمة للسالبية الكهربائية الفرانسيوم Fr = 0.7 باولنج

تتراوح قيم العناصر في الجدول الدوري بين هاتين القيمتين أي بين 0.7 – 3.98

متى يكون الفرق في السالبية الكهربائية = صفر؟

في حال وجود ذرتين متشابهتين للعنصر نفسه

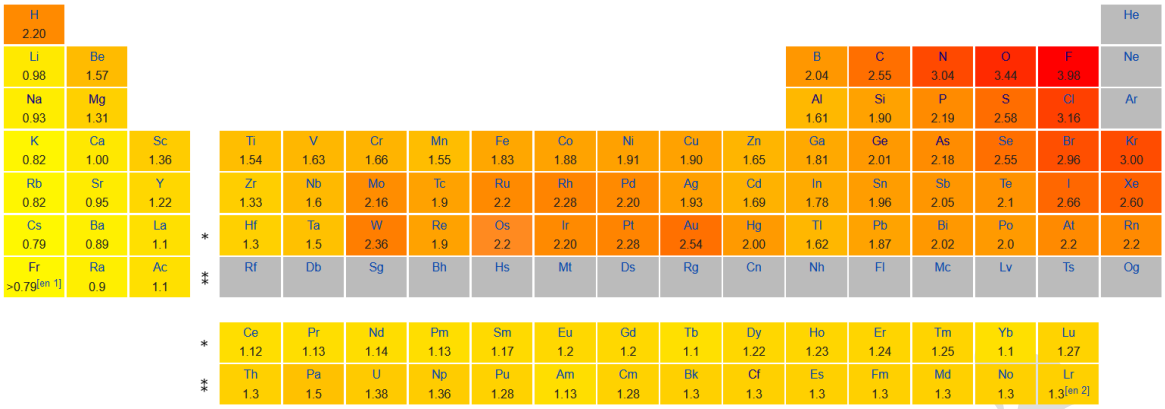
مثال الجزيئات النقية: F_2 / H_2 / Cl_2 / O_2 / N_2

الفرق في السالبية الكهربائية	نوع الرابطة
صفر	تساهمية [جزيء نقي]
0.4 – 2	تساهمية
أكبر من 2	أيونية

تعزيز

- قيم السالبية الكهربائية تختلف حسب المصادر وآخر البحوثات والقياسات، واهتمامنا في المنهاج يُركِّز على مقياس باولنج للسالبية الكهربائية
- حدود القيم للسالبية الكهربائية التي تحدد نوع الرابطة تختلف أيضًا حسب المصادر، على الطالب التزام الحدود للقيم الموجودة في الجدول أعلاه
- إن ارتبط فلز + لافلز فالمفترض أن تكون الرابطة أيونية كما درسنا سابقًا، في حال تم تصنيف المركب أنه تساهمي فقد يكون أحد الأسباب هو فرق السالبية الكهربائية [أقل من 2]
- إن ارتبط فلز + لا فلز، وكان فرق السالبية الكهربائية أقل من 2، ورغم ذلك تم تصنيف الرابطة أنها أيونية، فهناك أسباب أخرى تجعل ذلك المركب أيونيًا ويتم دراستها في مستويات أعلى
- نتذكر أن المجموعة السابعة هي أعلى في الكهروسلبية كلما اتجهنا في الدورة من اليسار إلى اليمين، وأعلى عناصر هي الفلور ثم الأكسجين ثم النيتروجين من خلال العلاقة: FON
- يكون الفرق في الكهروسلبية عاليًا كلما كان الارتباط قائمًا بين عنصر من المجموعة السابعة [الهالوجينات] وعنصر من المجموعة الأولى [القلويات] فيكون المركب أيونيًا، مثال: NaCl
- حدود القيم من 0.4–0 للكهروسلبية هي أيضا للرابطة للتساهمية التي سيتم دراستها في مستوى أعلى لأن ذلك يتعلق بمبحث الروابط التساهمية القطبية وغير القطبية

الجدول التالي لقيم الكهروسلبية [السالبية الكهربائية] من الويكيبيديا



وضح نوع الرابطة في المركب HF باستخدام القيم التالية للكهروسلبية؟

$F = 3.98 \quad H = 2.2$

$3.98 - 2.2 = 1.78$

الرابطة تساهمية والمركب تساهمي

وضح نوع الرابطة في المركب NaCl باستخدام القيم التالية للكهروسلبية؟

$Na = 0.93 \quad Cl = 3.16$

$3.16 - 0.93 = 2.23$

الرابطة أيونية والمركب أيوني

ما نوع الرابطة عندما يكون فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين:

الفرق في السالبية الكهربائية	نوع الرابطة
صفر	تساهمية
3.2	أيونية
0.4	تساهمية
1.7	تساهمية
2.0	تساهمية
2.1	أيونية

ورقة أتدرب [13]

أكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية:

فوسفات الحديد II – بيكربونات الأمونيوم – فوسفات الألمنيوم

كبريتيد الصوديوم – فلوريد البوتاسيوم – رباعي كلوريد الكربون

م. مريم السرطاوي

ما تكافؤ كل مجموعة أيونية في المركب التالي: $(NH_4)_2Cr_2O_7$

ما نوع الرابطة عندما تكون قيم السالبية الكهربائية:

الفرق في السالبية الكهربائية	نوع الرابطة
F = 3.98 Li = 0.98	
Cl= 3.16 H = 2.20	
Cl= 3.16 K = 0.82	
O = 3.44 C = 2.55	
Br = 2.96 Si = 1.90	
N= 3.04 N = 3.04	

حل مراجعة الدرس الثاني

السؤال الأول: أذكر الخصائص الفيزيائية لكل من المواد الأيونية، والتساهمية والفلزية

- **المواد الأيونية:**

في الحالة الفيزيائية الصلبة، بلورات أيونية قاسية لها نمط وترتيب معين للأيونات، وفي نفس الوقت هشة سهلة الكسر عند الضغط عليها، لها ذائبية عالية في الماء، ودرجات انصهار وغليان مرتفعة، موصلة للتيار الكهربائي في حالة المحلول والمصهور، وغير موصلة في الحالة الصلبة، وهي غير متطايرة

- **المواد التساهمية:**

في الحالة الفيزيائية الصلبة والسائلة والغازية، لها درجات انصهار وغليان منخفضة وذلك في المركبات التساهمية البسيطة، وأيضا منها المتطايرة، لا تذوب في الماء بوجه عام، وغير موصلة للكهرباء في الحالة الصلبة إلا الجرافيت، ومحاليلها ومصاهيرها غير موصلة بوجه عام، وبعضها موصل وهو الذي يتأين في المحلول مثل HCl

- **المواد الفلزية:**

في الحالة الفيزيائية الصلبة إلا الزئبق فهو سائل، بلورات فلزية صلبة قابلة للطرق والسحب ولا تتكسر، موصلة جيدة للكهرباء والحرارة في الحالة الصلبة والمصهور.

السؤال الثاني: أصنّف المواد الآتية إلى مركبات أيونية وتساهمية بحسب قدرتها على التوصيل الكهربائي

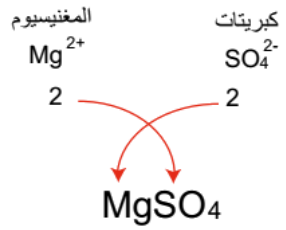
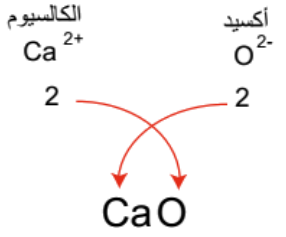
اسم المركب	قدرته على التوصيل الكهربائي	نوع المركب
حبيبات السكر الصلب	غير موصل	تساهمي
مصهور KCl	موصل	أيوني
ملح $MgCl_2$ الصلب	غير موصل	أيوني
فلز Al	موصل	فلز
محلول NaCl	موصل	أيوني

السؤال الثالث: أقارن بين المواد الأيونية والتساهمية والفلزية كما في الجدول الآتي:

المادة	نوع الرابطة	التوصيل الكهربائي	
		الصلب	المصهور
الأيونية	أيونية	غير موصل	موصل
التساهمية	تساهمية	غير موصل	غير موصل
الفلزية	فلزية	موصل	موصل

السؤال الرابع: أكتب الصيغة الكيميائية للمركبات: نترات الصوديوم، كبريتات المغنيسيوم، أكسيد الكالسيوم

اسم المركب	الصيغة الكيميائية
نترات الصوديوم	الصوديوم Na^{1+} (1) — نترات NO_3^{1-} (1) → $NaNO_3$

كبريتات المغنيسيوم	
أكسيد الكالسيوم	

السؤال الخامس: أفسر: يصعب الفصل بين الأيونات السالبة والموجبة في البلورة الأيونية

بسبب قوة الرابطة الأيونية الناتجة من التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة في البلورة الأيونية

السؤال السادس: ما تكافؤ كل من المجموعتين الأيونيتين NH_4 و CrO_4 في المركب الآتي: $(NH_4)_2CrO_4$؟

نقرأ المركب من اليمين بالعربية، مجموعة أيونية (1): الكرومات والتكافؤ لها: 2

مجموعة أيونية (2): الأمونيوم والتكافؤ لها: 1

مع التأكد من التكافؤ لكل مجموعة، نجمع الشحنات الكلية ويكون الناتج = صفر، أي مركب متعادل الشحنة

$(NH_4^{1+})_2CrO_4^{2-}$

حل مراجعة الوحدة الثالثة

السؤال الأول: أضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة لكل جملة مما يأتي:

9. نوع الرابطة في مركب كلوريد الليثيوم:

- رابطة تساهمية أحادية
- رابطة تساهمية ثنائية
- **رابطة أيونية**
- رابطة فلزية

10. نوع الرابطة بين ذرات عنصر الصوديوم:

- رابطة تساهمية أحادية
- رابطة تساهمية ثنائية
- رابطة أيونية
- **رابطة فلزية**

11. واحدة من الصيغ الكيميائية الآتية تحتوي على رابطة أيونية:

- CO
- H_2O
- **MgO**
- HCl

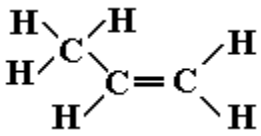
12. واحدة من الصيغ الكيميائية الآتية تحتوي على رابطة تساهمية ثلاثية:

- **N_2**
- O_2
- H_2
- Cl_2

13. الصيغة الكيميائية لمركب نترات الكالسيوم هي:

- $CaNO_3$
- **$Ca(NO_3)_2$**
- Ca_2NO_3
- $Ca_2(NO_3)_2$

14. عدد روابط سيجما s وباي b في الصيغة $CH_3CH=CH_2$ هو:



- 3 سيجما و 2 باي

- 5 سيجما و 2 باي
- 8 سيجما و 1 باي
- 9 سيجما و 1 باي

15. عند اتحاد ذرات عنصر X الذي عدده الذري 7 مع ذرات عنصر Y الذي عدده الذري 17 فإن صيغة الجزيء الناتج هي:

- XY_7
- X_3Y
- XY_3
- X_7Y

16. إحدى الآتية ليست من خصائص المركبات الأيونية:

- ذائبيتها في الماء عالية
- موصلة للكهرباء في حالة المحلول
- درجة غليانها مرتفعة
- متطايرة

17. المادة الموصلة للتيار الكهربائي في الحالة الصلبة هي:

- Mg
- NaCl
- CH_4
- He

18. إذا كان فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين أكبر من 2 وفقًا لمقياس باولنج فإن الرابطة المتوقعة هي:

- فلزية
- أيونية
- تساهمية أحادية
- تساهمية ثلاثية

19. إذا كان التمثيل النقطي لعنصر هو فإن العدد الذري للعنصر هو:

- 3
- 5
- 13
- 15

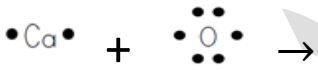
السؤال الثالث: أقارن بين المركبات الأيونية والمركبات التساهمية من حيث الخصائص المذكورة في الجدول:

الخاصية	المركبات الأيونية	المركبات التساهمية
درجات الانصهار والغليان	مرتفعة	منخفضة للمركبات التساهمية البسيطة منخفضة غالبًا
الذائبية في الماء	تذوب	لا تذوب غالبًا
توصيل الكهرباء في الحالة الصلبة	غير موصلة	غير موصلة إلا الجرافيت
توصيل الكهرباء في حالة المحلول	موصلة	غير موصلة بوجه عام وبعضها موصل

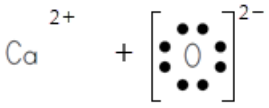
السؤال الرابع: أدرس المعادلة الكيميائية الموزنونة الآتية جيدًا:

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$$

f) أمثل المواد المتفاعلة في تركيب لويس



g) أمثل المواد الناتجة في تركيب لويس



h) أوضح كيف وصلت ذرة الكالسيوم Ca إلى توزيع إلكتروني يشبه التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل

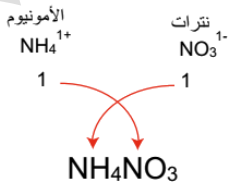
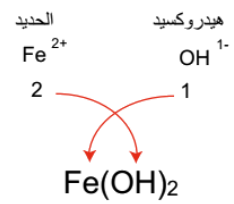
الكالسيوم عدده الذري 20 لكي يصل إلى توزيع الغاز النبيل ننظر إلى توزيعه الإلكتروني، يفقد إلكترونين من المستوى الخارجي فيصبح نفس توزيع الآرغون $_{18}Ar$

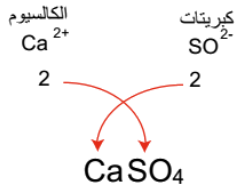
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

i) جد تكافؤ كل من ذرتي الكالسيوم والأكسجين

شحنة الكالسيوم +2 وشحنة الأكسجين −2، التكافؤ نفسه ويساوي 2

السؤال الخامس: أكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية: نترات الأمونيوم، هيدروكسيد الحديد (II)، كبريتات الكالسيوم

اسم المركب	الصيغة الكيميائية
نترات الأمونيوم	
هيدروكسيد الحديد II	

كبريتات الكالسيوم	

السؤال السادس: أصمم تجربة أميز فيها بين مركب بروميد البوتاسيوم KBr وشمع البارفين:

تُصهر مادة بروميد البوتاسيوم وشمع البارفين، ويتم توصيل التيار الكهربائي، سيضيء المصباح في مادة بروميد البوتاسيوم لأنها أيونية، بينما لن يضيء لمادة شمع البارفين لأنها تساهمية

السؤال السابع: أفسر ما يأتي:

d) **الفلزات موصلة جيدة للتيار الكهربائي**

بسبب الإلكترونات حرة الحركة في بلورة الفلز

e) **درجة انصهار مركب أكسيد المغنيسيوم أعلى من درجة انصهار مركب كلوريد الصوديوم**

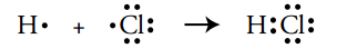
لأن زيادة الشحنات على أيونات أكسيد المغنيسيوم أدت إلى زيادة قوة التجاذب بينها فتحتاج إلى طاقة أكبر للتغلب عليها

السؤال الثامن: أفسر سبب عدم قابلية المركبات الأيونية للطرق والسحب، مستعينًا بنموذج الرابطة الفلزية

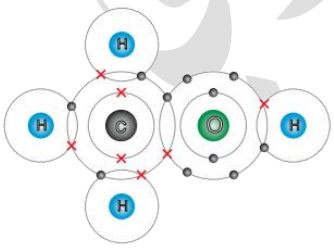
لأن المركبات الأيونية عند توجيه أي قوة عليها ستنزلق الأيونات وبالتالي تقترب الأيونات المتشابهة من بعضها وتتنافر فتنكسر البلورة بخلاف الفلزات فإن الأيونات الموجبة فيها تنزلق لكن تبقى متجاذبة مع الإلكترونات في بحر الإلكترونات

السؤال التاسع: أستنتج كيف تتكون الرابطة التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية في المركبات الآتية، مستخدمًا تركيب لويس

HCl C_2H_2 O_2

O_2	C_2H_2	HCl
		

السؤال العاشر: أفسر البيانات: أدرس جيدًا الشكل الآتي الذي يمثل جزيء الميثانول CH_3OH ثم أجيب عن الأسئلة التي تليه:



a) **أبين عدد إلكترونات التكافؤ لكل من ذرتي O و C**

من الشكل نعد إلكترونات المستوى الخارجي للذرتين:

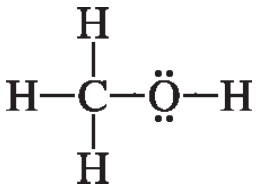
عدد إلكترونات التكافؤ للأكسجين = 6

عدد إلكترونات التكافؤ للكربون = 4

b) **أحدد نوع الروابط التساهمية المتكونة في هذا الجزيء**

نعد أزواج الإلكترونات المرتبطة، يظهر أنها زوج واحد بين كل ذرتين

إذًا هي روابط تساهمية أحادية



c) أذكر عدد أزواج الإلكترونات الرابطة

خمسة أزواج إلكترونات الرابطة

d) أمثل الجزيء باستخدام تركيب لويس

السؤال الحادي عشر: أتوقع تكافؤ كل من: ClO_3 و Al في المركب الآتي $Al(ClO_3)_3$:

شحنة الألمنيوم (+3) وشحنة المركب كاملة هي صفر

نعوّض مكان المجموعة الأيونية مجهولة الشحنة برمز X ونضربه بعدد الذرات $= 3X$

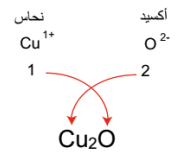
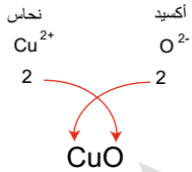
$3 + 3X = 0$

$X = -1$

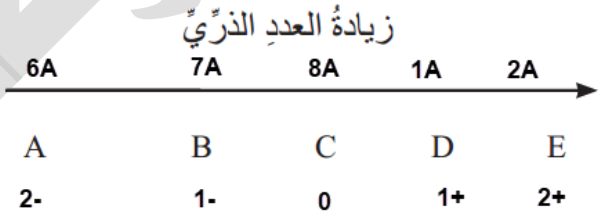
إذًا شحنة $ClO_3 = -1$ والتكافؤ لها 1، والتكافؤ لـ $Al = 3$

السؤال الثاني عشر: أكتب الصيغة الكيميائية لمركب يكون فيه تكافؤ النحاس 2 ومركب آخر يكون فيه تكافؤ النحاس 1

نستعين بالأكسجين أي أيون الأكسيد في كلا المركبين

اسم المركب	الصيغة الكيميائية
أكسيد النحاس I	
أكسيد النحاس II	

السؤال الثالث عشر: أستنتج العناصر الافتراضية الآتية متتالية كما يأتي في زيادة العدد الذري، إذا كان العنصر B في مركباته أيونًا أحاديًّا سالبًا، فما نوع الرابطة التي تنشأ بين ذرّات العناصر الآتية:



a) A مع B

رابطة تساهمية

b) B مع D

رابطة أيونية

c) B بعضها مع بعض

رابطة تساهمية

d) E بعضها مع بعض

رابطة فلزية

السؤال الرابع عشر: أي المواد الآتية C_2H_4 / C_2H_2 / KCl / CH_4 / AL

يعدُّ مثالًا على مادة:

a) توصل التيار الكهربائي وهي في الحالة الصلبة؟ Al

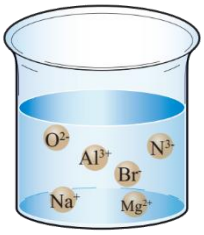
b) توصل التيار الكهربائي وهي في حالة المحلول فقط؟ KCl

c) قابلة للطرق والسحب؟ Al

d) روابطها تساهمية أحادية؟ CH_4

e) روابطها تساهمية ثنائية؟ C_2H_4

f) روابطها تساهمية ثلاثية؟ C_2H_2



السؤال السادس عشر: ما المركبات التي تتكون من الأيونات في حال تبخر الماء؟

نجمع أي أيون السالب مع أيون الموجب ونعادل الشحنات ليصبح المركب متعادل

مثال: O^{2-} Na^{1+} فيكون المركب Na_2O

يُلحق بالكورس بنك أوكسجين [أسئلة تريكات]

بنك أسئلة شامل لمادة الفصل الأول

بنك أوكسجين [أسئلة تريكات]

1. من الأسس التي اعتمد عليها بور في نظريته

A	آراء بلانك وإينشتاين	b	نموذج دالتون	c	معادلة شرودنغر	d	مبدأ باولي

2. المنطقة التي يزيد فيها احتمالية تواجد الإلكترون هي:

A	النواة	b	المستوى الرئيس	c	المستوى الفرعي	d	الفلك

3. طيف الانبعاث الخطي يعد طيفًا:

A	متصلاً	b	غير مرئي	c	ذريًّا	d	مستمرًا

4. نتج عن معادلة شرودنغر الموجية:

A	3 أعداد كم	b	4 أعداد كم	c	5 أعداد كم	d	6 أعداد كم

5. في ذرة ما لا يوجد إلكترونان لهما أعداد الكم الأربعة نفسها، هذا مفهوم:

A	نموذج بور	b	النموذج الميكانيكي	c	نموذج رذرفورد	d	مبدأ باولي

6. أكبر عدد من الإلكترونات التي قد توجد في المستوى الرئيس الرابع n=4 هو:

A	4 إلكترونات	b	16 إلكترونًا	c	32 إلكترونًا	d	8 إلكترونات

7. يتحدد حجم الفلك بعدد الكم:

A	الرئيس	b	الفرعي	c	المغناطيسي	d	المغزلي

8. إذا كانت $l = 0$ فإن قيم m_l المحتملة تساوي:

A	0	b	-1, 0 , +1	c	-1	d	+1

9. الرمز الذي يتعارض مع مبدأ باولي هو:

A	$4d^{10}$	b	$3s^3$	c	$2p^5$	d	$4f^{12}$

10. أقصى عدد من الإلكترونات يستوعبه المستوى الفرعي 3p هو:

A	إلكترونان	b	10 إلكترونات	c	6 إلكترونات	d	14 إلكترونًا

11. عدد المستويات الفرعية المحتملة لوجود إلكترون في المستوى الرابع هو:

A	4	b	16	c	3	d	8

12. عدد الأفلاك في المستوى الفرعي $5p^5$:

A	4	b	5	c	3	d	10

13. كلما زاد التردد لفوتون منبعث:

A	زادت طاقته وزاد طول موجته	b	زادت طاقته وقل طول موجته	c	قلت طاقته وزاد طول موجته	d	قلت طاقته وقل طول موجته

14. إذا كانت طاقة الفوتون المنبعث $0.41 \times 10^{-18} J$ فإن تردده يساوي:

A	$6.2 \times 10^{14} Hz$	b	$4.1 \times 10^{14} Hz$	c	$2.6 \times 10^{14} Hz$	d	$5 \times 10^{14} Hz$

15. إذا كانت طاقة الفوتون المنبعث لإلكترون انتقل من المستوى الثاني إلى مستوى أعلى تعادل $0.41 \times 10^{-18} J$ فإن المستوى الأعلى هو:

A	الثاني	b	الرابع	c	الخامس	d	السادس

16. طول الموجة لفوتون تردده $5 \times 10^{-12} Hz$ يساوي:

a	$2 \times 10^{19} m$	b	$6 \times 10^{19} m$	c	$6 \times 10^{20} m$	d	$2 \times 10^{20} m$

17. طاقة المستوى الثالث في ذرة الهيدروجين بدلالة ثابت ريدبيرغ هي:

a	$0.11R_H$	b	$0.33R_H$	c	$-0.11R_H$	d	$-0.33R_H$

18. أيون الفلور $_9F^{-1}$ أكبر حجمًا من أيون الصوديوم $_{11}Na^{+1}$ لأنَّ:

a	شحنة النواة في الصوديوم أكبر	b	عدد الإلكترونات في الفلور أكبر

19. النيتروجين $_7N$ والأكسجين $_8O$ في دورة واحدة، فتكون طاقة التأين....

a	للأكسجين أكبر بسبب زيادة طاقة التأين كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين في الدورة
b	للنيتروجين أكبر بسبب ثبات الأفلاك واستقرارها فيه بخلاف الأكسجين
c	للنيتروجين أكبر لأن طاقة التأين تقل كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين في الدورة
d	للأكسجين أكبر بسبب زيادة العدد الذري كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين في الدورة

20. أي عنصر من العناصر التالية له أعلى سالبية كهربائية؟

a	$_9F$	b	$_8O$	c	$_7N$	d	$_6C$

21. التوزيع الصحيح لأيون الأكسجين $_8O^{-2}$

a	$1s^2 2s^2 2p^2$	b	$1s^2 2s^2 2p^6$	c	$1s^2 2s^2 2p^4$	d	$1s^2 2s^2 2p^3$

22. معادلة طاقة التأين الثالثة لعنصر M هي:	
$M^{+2}_{(g)}$ + طاقة $\rightarrow Mg^{+3}_{(g)} + e^-$	a
$M^{+2}_{(s)}$ + طاقة $\rightarrow Mg^{+3}_{(s)} + e^-$	b
$M^{-2}_{(g)} + e^- \rightarrow Mg^{-3}_{(g)}$ + طاقة	c
$M^{+}_{(g)}$ + طاقة $\rightarrow Mg^{+2}_{(g)} + e^-$	d

23. العنصر الانتقالي الرئيسي ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ..							
p	a	s	b	d	c	d	f

24. التوزيع الإلكتروني للبروم $_{35}Br$ بدلالة الغاز النبيل هو:			
$[Ne]1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$	a	$[Ne]4s^2 3d^{10} 4p^5$	b
$[Ne]4s^1 3d^{10} 4p^6$	c	$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5$	d

25. أيون ذو شحنة ثنائية موجبة توزيعه $1s^2$ فإنّه يقع في ...			
الدورة الرابعة والمجموعة الثانية	a	الدورة الثانية والمجموعة الثانية	b
الدورة الأولى والمجموعة الثامنة	c	الدورة الثانية والمجموعة الثامنة	d

26. المستوى الفرعي الأعلى طاقة مما يلي هو:							
4p	a	5s	b	3d	c	5f	d

27. العدد الذري لعنصر يقع في الدورة الخامسة والمجموعة الانتقالية السابعة هو:							
25	a	43	b	44	c	26	d

28. العدد الذري لعنصر ينتهي التوزيع الإلكتروني لأيونه الثنائي الموجب بالمستوى $3d^5$ هو:

a	25	b	27	c	23	d	26

29. أي العبارات الآتية صحيحة بخصوص الألفة الإلكترونية؟

a	الألفة الإلكترونية هي المعنى المضاد لطاقة التأين
b	الألفة الإلكترونية هي طاقة تُعطى للذرة لتكسب من خلالها إلكترونًا
c	الألفة الإلكترونية هي طاقة تُعطى للذرة لتفقد من خلالها إلكترونًا
d	الألفة الإلكترونية هي عبارة عن نزع إلكترون من الذرة

30. أعلى طاقة تأين أولى في الجدول الدوري تكون للعناصر النبيلة والسبب ....

a	اكتمال مستواها الخارجي بالإلكترونات واستقرار توزيعها
b	زيادة حجمها الذري
c	شحنة النواة الفعالة المنخفضة
d	السالبية الكهربائية العالية

31. أي العناصر التالية أكبر في الحجم الذري:

a	$_8O$	b	$_9F$	c	$_6C$	d	$_3Li$

32. عنصر يقع في الدورة الثالثة والمجموعة السابعة عشر، عدده الذري يساوي

a	25	b	17	c	13	d	9

33. عدد الإلكترونات المنفردة لعنصر افتراضي عدد الذري 24 هي:

a	0	b	5	c	6	d	1

34. أي العناصر التالية لها أعلى طاقة تأين ثانية؟							
a	$_{11}Na$	b	$_{12}Mg$	c	$_{17}Cl$	d	$_{18}Ar$

35. الترتيب الصحيح لمستويات الطاقة الفرعية حسب ازدياد طاقتها ...			
a	$3s < 3p < 3d < 4s$	b	$3s < 3p < 4s < 3d$
c	$3s < 3p < 4d < 4s$	d	$3s < 4p < 3d < 4f$

36. ما رقم المستوى الرئيس في ذرة الهيدروجين الذي طاقته $-8.72 \times 10^{-20} J$ ؟							
a	5	b	3	c	2	d	4

37. عند اتحاد ذرتين من الأكسجين لتكوين جزيء فإنَّه	
a	تمنح إحدى الذرتين زوج من الإلكترونات للذرة الثانية
b	تشارك كل ذرة بزوج من الإلكترونات
c	تكون الذرتان رابطة تساهمية فرق السالبية الكهربائية فيها أكبر من 2
d	كل ذرة تشارك بإلكترون واحد لتكوين رابطة تساهمية واحدة

38. نُسمي المركب الذي صيغته الكيميائية $Ca_3(PO_4)_2$ بـ							
a	فوسفيت الكالسيوم	b	ثنائي فوسفات الكالسيوم	c	كالسيوم فوسفات	d	فوسفات الكالسيوم

39. يُبيِّن عدد الكم المغناطيسي m_l			
a	رقم المستوى الرئيس في الذرة	b	عدد الأفلاك في المستوى الفرعي
c	عدد الإلكترونات في الأفلاك	d	عدد المستويات الفرعية

40. عند مقارنة اللون الأزرق باللون الأحمر في ألوان الطيف، فإنَّ للأزرق ...			
a	تردد قليل	b	طول موجة قصير وتردد كبير
c	طول موجة طويل	d	طول موجة قصير وتردد قليل

41. توجد رابطة فلزية في ...							
a	Al_2S_3	b	Fe	c	$MgCl_2$	d	Fe_2O_3

42. أفلاك المستوى الفرعي p متماثلة في جميع ما يلي، عدا ...							
a	السعة من الإلكترونات	b	الاتجاه الفراغي	c	الشكل	d	الطاقة

43. نحسب عدد الأفلاك في المستوى الرئيس عن طريق العلاقة التالية ...							
a	$2n^2$	b	n^2	c	$2n$	d	n

44. أحد العناصر الآتية تقع إلكتروناته التكافؤ في المستوى الفرعي np^1							
a	$_{20}Ca$	b	$_{11}Na$	c	$_{19}K$	d	$_{13}Al$

45. عدد أفلاك المستوى الفرعي 3d							
a	5	b	3	c	7	d	6

46. أي العبارات الآتية صحيحة بخصوص المركب HCl؟	
a	مركب تساهمي لا يوصل التيار الكهربائي
b	مركب أيوني يوصل التيار الكهربائي
c	مركب تساهمي يوصل التيار الكهربائي
d	مركب أيوني لا يوصل التيار الكهربائي

47. تزداد السالبية الكهربائية في الدورات الأفقية ...

a	بازدياد نصف قطر الذرة	b	بازدياد عدد الكم الرئيس
c	بنقصان العدد الذري	d	بنقصان نصف قطر الذرة

48. فرق السالبية الكهربائية في جزيء H_2 يساوي:

a	0	b	1	c	0.4	d	2

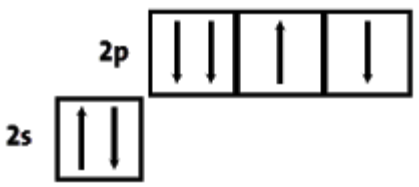
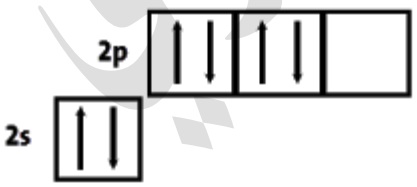
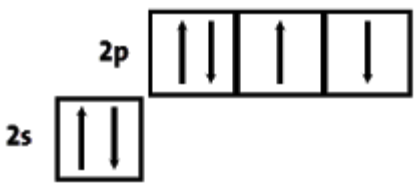
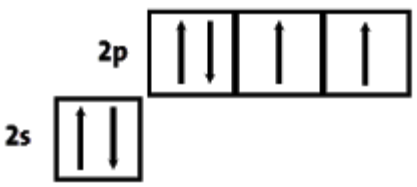
49. عدد إلكترونات العنصر الذي له التوزيع الإلكتروني الآتي $[Ne]3s^23p^4$

a	16	b	24	c	6	d	8

50. أي مِن تسلسل أعداد الكم الآتية خاطئ؟

a	$n=2 \quad l=0 \quad m_l=0 \quad m_s=+\frac{1}{2}$
b	$n=3 \quad l=2 \quad m_l=-1 \quad m_s=+\frac{1}{2}$
c	$n=4 \quad l=3 \quad m_l=2 \quad m_s=+\frac{1}{2}$
d	$n=1 \quad l=1 \quad m_l=1 \quad m_s=+\frac{1}{2}$

51. التوزيع الصحيح في المستوى الأخير لذرة الأكسجين هو:

a		b	
c		d	

52. عدد الموجات التي تمر بنقطة في ثانية هو مفهوم ...

a	الطول الموجي	b	ثابت بلانك	c	الطيف	d	التردد

53. نُسمي المركب الذي صيغته الكيميائية $NaMnO_4$ بـ .....

a	صوديوم منجنات	b	بيرمنجنات الصوديوم	c	كرومات الصوديوم	d	ديكرومات الصوديوم

54. تكافؤ الحديد في المركب Fe_2O_3

a	II	b	III	c	IV	d	VI

55. عدد خطوط طيف الإشعاع المحتملة عند عودة الإلكترون من المستوى الرابع إلى الثاني هي:

a	3	b	5	c	4	d	2

56. ذرة بها 8 إلكترونات في المستوى الفرعي 3d، فما عدد أفلاك d نصف الممتلئة؟

a	1	b	3	c	2	d	4

57. رمز المستوى الفرعي الذي يتبع المستوى الرئيس الثاني وقيمة الكم الفرعي له = 1

a	1p	b	2s	c	2p	d	1s

58. الرابطة التساهمية الثلاثية تنشأ بين ذرتين من مشاركة ...

a	زوجين من الإلكترونات	b	زوج من الإلكترونات
c	ثلاثة أزواج من الإلكترونات	d	ثلاثة إلكترونات

59. عند عودة الإلكترون من المستوى الرابع إلى الثالث فإنَّ مقدار الطاقة المنبعثة بدلالة ثابت ريدبيرغ هي:

a	$0.5R_H$	b	$0.01R_H$	c	$0.1R_H$	d	$0.05R_H$

60. عدد روابط سيجما وباي في جزيء CO_2 تساوي:

a	2 سيجما، 0 باي	b	0 سيجما، 2 باي	c	2 سيجما، 2 باي	d	4 سيجما، 0 باي

61. عدد روابط سيجما وباي في جزيء C_2H_2 تساوي:

a	5 سيجما، 2 باي	b	2 سيجما، 3 باي	c	5 سيجما، 1 باي	d	3 سيجما، 2 باي

62. أحد الخيارات التالية اهتمت بدراسة خصائص الضوء وطبيعته هو:

a	نموذج بور	b	آراء بلانك وآينشتاين
c	النموذج الميكانيكي الموجي	d	نموذج رذرفورد

63. المفهوم المرادف للمصطلح التالي (الطيف الكهرومغناطيسي):

a	الطيف الذري	b	الطيف المرئي	c	الطيف غير المرئي	d	الضوء

64. كل طيف ذري هو طيف غير مرئي

a	صح	b	خطأ

65. أحد العبارات الآتية صحيحة:

a	طاقة الفوتون = ثابت بلانك × سرعة الضوء	b	طاقة الفوتون = التردد × الطول الموجي
c	الطول الموجي= (ثابت بلانك × سرعة الضوء) ÷ طاقة الفوتون		

66. عند عودة الإلكترون من مستوى بعيد إلى مستوى قريب فإن الذرة ...

a	تستقر	b	تتأين	c	تُثار	d	تشع طاقة

67. احسب طاقة إلكترون في المستوى الخامس إذا علمت بأنه انتقل من المستوى الأول:

a	$0.96R_H$	b	$-0.96R_H$	c	$\frac{-2.18 \times 10^{-18}}{25}$		

68. عدد احتمالات عودة الإلكترون من المستوى الخامس إلى المستوى الأول

a	6	b	10	c	4		

69. احسب الطول الموجي لفوتون عند عودته من المستوى الثالث إلى المستوى الأول

a	0.1 ميكرو	b	0.1×10^{-7}	c	2.5×10^{-7}		

70. على فرض عند عودة الإلكترون من المستوى y إلى المستوى x في ذرة الهيدروجين يشع طاقة تقع ضمن منطقة اللون الأخضر، فإن الطاقة عند عودة الإلكترون من المستوى z إلى المستوى x سوف تكون ضمن منطقة اللون ..... إذا علمت بأن المستوى z أكبر من المستوى y

a	الأحمر	b	البرتقالي	c	الأصفر	d	البنفسجي

71. جد رقم مستوى مجهول عاد منه الإلكترون إلى المستوى الأول حيث الطول الموجي للطاقة التي أشعها الفوتون عند عودته تساوي 9.75×10^{-8}

a	الرابع	b	الثالث	c	الخامس		

72. الحد الأقصى من الإلكترونات التي يسعها المستوى الرئيس الرابع

a	16	b	18	c	32		

73. أحد الخيارات التالية توضح متسلسلة لأعداد الكم الرئيس والفرعي والمغناطيسي التي يحتويها المستوى الثالث:

a	$n=3 \quad l=s,p,d \quad m_l=0/-1,0,+1 \ /-2,-1,0,+1,+2$
b	$n=4 \quad l=s,p,d,f \quad m_l=0/-1,0,+1 \ /-2,-1,0,+1,+2$
c	لا شيء مما ذُكر

74. الحد الأقصى من الإلكترونات التي يسعها المستوى الفرعي f هي:

a	8	b	6	c	14

75. يشابه الإلكترون الضوء من حيث الطبيعة

a	صح	b	خطأ

76. الخاصية الفيزيائية المرتبطة بعدد الكم المغناطيسي هي:

a	معدل بعد الإلكترون عن النواة	b	الاتجاه الفراغي للفلك
c	الشكل العام للفلك	d	اتجاه الغزل

77. المتسلسلة التي توضح أعداد الكم الأربعة للفلك الأخير من عنصر $_{11}Na$:

a	$n=3 \quad l=1 \quad m_l=0 \quad m_s=+\frac{1}{2}$
b	$n=3 \quad l=0 \quad m_l=-0,0,+0 \quad m_s=+\frac{1}{2}$
c	$n=3 \quad l=0 \quad m_l=0 \quad m_s=+\frac{1}{2}$

78. تعد منطقة البنفسج .....

a. أطول طول موجي في الطيف المرئي

b. أعلى تردد في الطيف المرئي

c. أقل طاقة في الطيف المرئي

79. ما عدد الأفلاك في المستوى الرئيس المكون من ثلاث مستويات فرعية؟

a. 3 b. 9 c. 16 d. 8

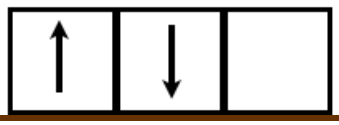
80. الفلك الأقل طاقة من الخيارات التالية:

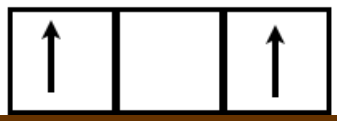
a. 3d b. 4p c. 5s

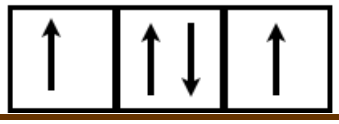
81. حسب قاعدة هوند تُوزع الأفلاك فرادى حتى تصبح الأفلاك جميعها ..... ثم نبدأ بالتزاوج

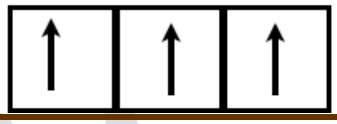
a. نصف ممتلئة b. فرادى c. ممتلئة

82. أي الخيارات التالية لا تتعارض مع مبدأ هوند؟

a. 

b. 

c. 

d. 

83. ما العبارة الصحيحة مما يلي؟

a. كلما زادت قيمة n قل حجم

b. كلما زادت قيمة n يقل الحجم

c. كلما زادت قيمة l تقل السعة من الإلكترونات

d. كلما قلت قيمة l تزداد السعة من الإلكترونات

84. التوزيع الإلكتروني للعنصر $_{30}X$

a	$[Ar]4s^23d^{10}$	b	$[Ne]4s^23d^{10}$	c	$[Ar]3s^23d^{10}$

85. يقع العنصر $_{30}X$ السابق في:

a	الدورة 4 والمجموعة 1	b	الدورة 4 والمجموعة 2B	c	الدورة الثالثة والمجموعة 12

86. عدد البروتونات في ذرة عنصر يقع في المجموعة الخامسة B والدورة الرابعة:

a	33	b	25	c	23	d	26

87. عدد الإلكترونات في الأيون الأحادي الموجب لعنصر يقع في الدورة الرابعة والمجموعة الأولى B

a	30	b	28	c	18	d	29

88. أكبر عدد من الإلكترونات في العنصر Z وعدده الذري 19

a	12	b	11	c	10	d	19

89. العدد الذري لعنصر انتقالي يقع في الدورة الخامسة والمجموعة الثامنة B ويمتلك 3 إلكترونات منفردة:

a	56	b	54	c	45	d	41

90. عنصر انتقالي أيونه الموجب الثنائي إلكترونه الأخير له أعداد الكم التالية: $l = 2$ $n = 3$

ويملك 4 إلكترونات منفردة، فإن العدد الذري لهذا العنصر هو:

a	26	b	24	c	18

91. أحد الذرات التالية الأكبر حجمًا من الخيارات

a	$_5B$	b	$_7N$	c	$_9F$

92. الحجم الذري يقل في الدورة الواحدة على التوالي بسبب .....

a	ازدياد شحنة النواة الفعالة	b	ازدياد عدد الكم الرئيس	c	ازدياد طاقة التأين

93. أحد العناصر التالية لها أقل طاقة تأين ثانية:

a	Na	b	K	c	Li	d	O

94. أي العنصرين له طاقة تأين أكبر؟

a	$_5B$	b	$_4Be$	c	متساويين

95. المجموعة التي لا تدخل في السالبية الكهربائية هي:

a	الثامنة	b	الأولى	c	السابعة

96. عدد الإلكترونات المنفردة لأيون ثلاثي موجب لعنصر ممثل ينتهي توزيعه $3d^{10}$

a	1	b	2	c	6

97. أحد الخيارات الآتية لها حجم أكبر من ذراتها

a	الأيونات الموجبة	b	الأيونات السالبة	c	a + b

98. عدد إلكترونات التكافؤ في عنصر افتراضي X عدده الذري= 34

a	14	b	12	c	6

99. عنصر له قيم طاقة التأين التالية:

ط1 = 738 ط2= 1451 ط3= 7730 ط4= 10540

ومن الدورة الثالثة فإن عدده الذري يساوي:

a	20	b	12	c	16

100. عنصر Ga عدده الذري 31 فإن أيونه الموجب الثلاثي ينتهي بالمستوى ...					
$3s^2$	a	$3d^{10}$	b	$4p^4$	c

101. عنصر من المجموعة الثالثة والدورة الثالثة ينتهي بالمستوى....					
$3p^1$	a	$3s^1$	b	$4s^1$	c

102. طاقة المستوى اللانهائي في ذرة الهيدروجين هو:					
∞	a	0	b	$2.8 \times 10^{-18} J$	c

103. إذا كانت طاقة الإشعاع المنبعثة من ذرة هيدروجين مثارة عند عودتها إلى حالة الاستقرار هي $2.8 \times 10^{-18} J$ فما رقم مستوى الطاقة الأعلى؟							
1	a	2	b	3	c	4	d

104. الشحنة المتوقعة لأيون عنصر $_{20}Ca$ هي:							
$2+$	a	$1-$	b	$3-$	c	$3+$	d

105. أي المستويات الفرعية التالية تعبأ أولاً بالإلكترونات							
3p	a	4f	b	4s	c	5d	d

106. رمز المستوى الفرعي ذي القيم $l = 1$ $n = 3$							
3s	a	4f	b	3p	c	3d	d

107. ما هو التوزيع الإلكترون للأيون B^{2-} إذا علمت أن عدده الذري 16					
$[Ar]4s^2$	a	$[Ne]3s^23p^4$	b	$[Ne]3s^23p^6$	c

108. عدد أزواج إلكترونات الرابطة في المركب H_2S هو:					
2	a	1	b	4	c

109. أي الأمواج الضوئية التالية يعد من الطيف المرئي؟

a	الأشعة فوق البنفسجية	b	أمواج الراديو	c	الضوء الأصفر

110. ما تكافؤ العنصر X في المركب ذي الصيغة X_3PO_4 ؟

a	1	b	4	c	3	d	2

111. أي الذرات التالية تمتلك التوزيع $[Ar]4s^23d^{10}4p^6$

a	$_{17}Cl^-$	b	Ar	c	$_{35}Br^-$	d	$_{35}Br$

112. تركيب لويس الصحيح للعنصر الافتراضي X ذي العدد الذري 14 هو:

a	X •	b	• X •	c	• X •	d	• X •

113. عدد إلكترونات التكافؤ لذرة تركيبها الإلكتروني $1s^22s^22p^63s^23p^3$ هو

a	15	b	3	c	5	d	2

114. أي المركبات الآتية تحتوي رابطة أيونية؟

a	CO_2	b	$MgCl_2$	c	SiO_2	d	H_2O

115. أي العناصر الافتراضية التالية لها طاقة تأين أولى هي الأعلى:

a	$_5X$	b	$_{10}M$	c	$_{12}L$	d	$_{14}Y$

116. أصغر الذرات حجمًا بين الذرات التالية:

a	$_{11}Na$	b	$_4Be$	c	$_3Li$	d	$_8O$

117. الصيغة الكيميائية الصحيحة لمركب كلوريد الحديد III

a	$FeCl_2$	b	$FeCl_3$	c	ClF_3	d	Fe_3Cl

118. عدد الإلكترونات في الأيون $_{15}X^{3-}$

a	3	b	15	c	18	d	12

119. عدد الإلكترونات التي تفقدها ذرة الألمنيوم لترتبط بذرة الكبريت هي:

a	3	b	1	c	2	d	4

120. نوع الرابطة بين ذرتي الكربون في المركب C_2H_6

a	تساهمية أحادية من نوع باي	b	تساهمية أحادية من نوع سيجما	c	تساهمية ثنائية	d	تساهمية ثلاثية

121. ما هي المعادلة التي وصل إليها شرودنغر؟

a	معادلة طاقة الفوتون	b	معادلة طول الموجة	c	معادلة الموجة	d	لا شيء مما ذكر

122. العوامل التي تؤثر في تغير نصف القطر والحجم الذري في الدورة أو المجموعة هي:

a	عدد الكم الرئيس	b	شحنة النواة الفعالة	c	a + b	d	لا شيء مما ذكر

123. تنشأ الرابطة الأيونية بين ذرات ...

a	الفلز	b	اللافلز	c	a + b	d	لا شيء مما ذكر

تم بحمد اللّه وتوفيقه

كورس شامل للمادة

تمنياتي لكم بالتفوق الباهر وتحقيق أمنياتكم العظيمة

م.مريم السرطاوي