مدارس ليفانت الدولية

المجد في الكيمياء

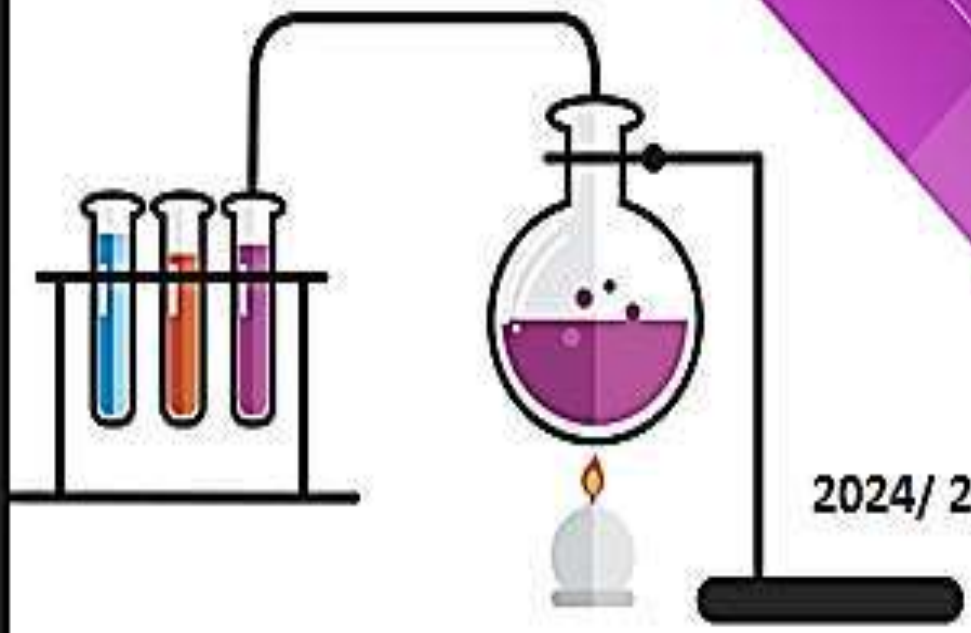
إعداد المعلمة : عبير المصري

الصف العاشر

الفصل الدراسي الأول

مدارس ليفانت الدولية
Levant International School

10



2024/ 2025

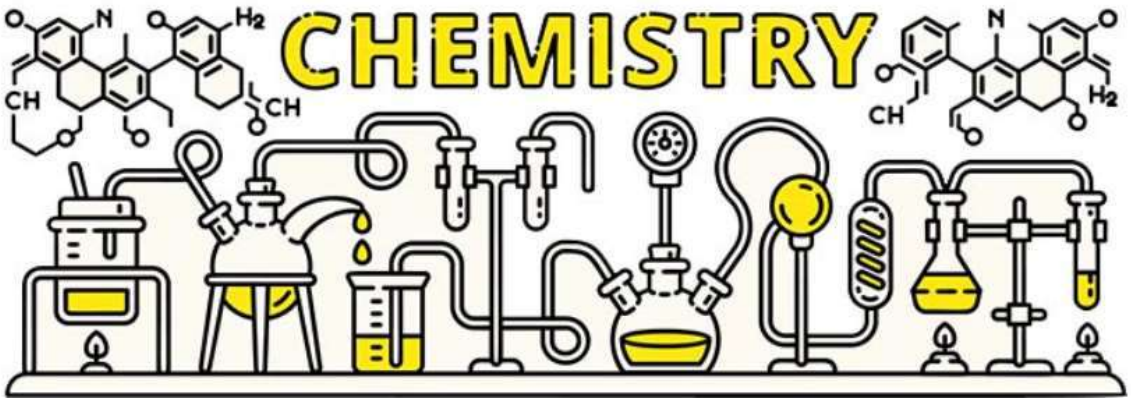
البرنامج الوطني

الكيمياء

الفصل الدراسي الأول لعام 2024/2025

الصف : العاشر

معلمة المادة : عبير المصري



اسم الطالب / الطالبة :.....

الشعبة :( )

الوحدة الأولى :

بُنية الذرة وتركيبها

النتاجات العامة :

يتوقع من الطالب أن :

- يتتبع مراحل تتطور الذرة .
- يستقصي مكونات الذرة .
- يستدل على الصفات المميزة للعناصر عن طريق أعداد الكم .
- يقدر جهود العلماء في اكتشاف الذرة ومكوناتها
- يميز بين أعداد الكم .

الدرس الأول : نظرية بور لذرة الهيدروجين

الطيف الكهرومغناطيسي :

هو الضوء في جميع أطواله الموجية وترددات ويقسم إلى :

الطيف المرئي :

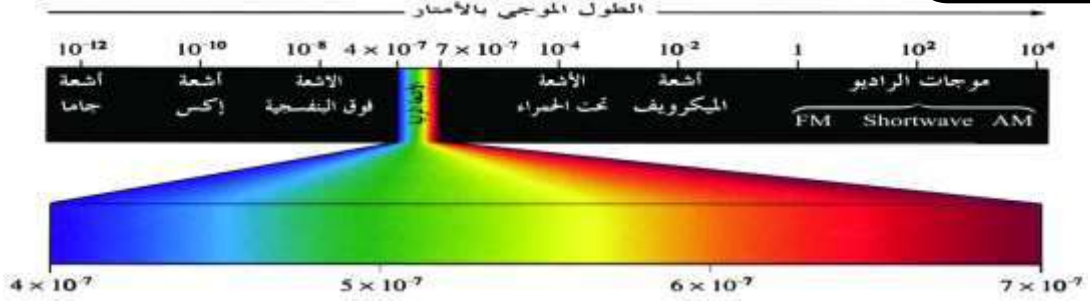
هو مدى ضيق من الأطوال الموجية في الطيف الكهرومغناطيسي يتراوح بين 350 – 800 نانو متر ويقسم إلى:

- الطيف المرئي المتصل
  - حزمة من الأشعة الملونة المتتابعة من دون ظهور حدود فاصلة بينها
- الطيف المنفصل (الذري)
  - وهو نوعين :
    - طيف الانبعاث
    - وطيف الامتصاص

الطيف غير المرئي :

يشمل جميع الأطوال الموجية التي يزيد طولها على 800 نانومتر وتلك التي يقل طولها عن 350 نانومتر

- يزيد طولها عن 800 نانومتر
  - تقع تحت الضوء الأحمرمثل أمواج الراديو والتلفاز والمايكرويف
- يقل طولها عن 350 نانومتر
  - تقع فوق الضوء البنفسجي مثل الأشعة السينية



- مقارنة بين أنواع الطيف الذري (طيف الانبعاث وطيف الامتصاص) :

وجه المقارنة	طيف الانبعاث الخطي	طيف الامتصاص الخطي
المفهوم	طيف ذري منفصل يظهر على شكل عدد من الخطوط الملونة المتباعدة	طيف ذري منفصل يظهر على شكل عدد من الخطوط المعتمة السوداء (مناطق الامتصاص)
متى يظهر ؟	عندما تفقد الذرة المثارة طاقة على شكل ضوء	عند تحول ذرات العنصر إلى ذرات مثارة ; عندما تكتسب طاقة

- يعتبر طيف الانبعاث الخطي مثل بصمة الإصبع للإنسان لأن لكل عنصر طيف خطي خاص به.
- لماذا يختلف الطيف الذري من عنصر إلى آخر ؟ بسبب اختلاف المحتوى الإلكتروني لكل عنصر .

تدريبات :

أكمل الجدول التالي :

العنصر	لون طيف الأنبعاث الخطي
الصوديوم	
الليثيوم	

عدّد استخدامات الطيف الذري :

.....

.....

.....

أجرى العالمان **ماكس بلانك وألبرت اينشتاين** تجارب عديدة لدراسة الضوء وتعرف طبيعته.

*وقد أثبتت هذه الدراسات أن:

(1) الضوء يمتلك طبيعة مزدوجة (موجية – مادية).

الطبيعة الموجية	• تعني أن الفوتونات تمتلك طاقة ضوئية وطول موجي وتردد
الطبيعة المادية	• تعني أن الفوتونات تمتلك طاقة حركية قادرة على تحريك أجسام صغيرة أمامها

(2) الضوء ينبعث من الذرات بترددات محددة تسمى الكم أو الفوتونات التي تحمل مقدارًا محددًا من الطاقة.

(3) طاقة الفوتون (E) تتناسب **طرديًا** مع تردده (V).

وقد أثبتت الدراسات أن تردد الضوء (V) يتناسب **عكسيًا** مع طول موجته (λ)

يمكن التعبير عن ذلك بالعلاقات الآتية

$$E = h\nu$$

حيثُ:

E: طاقةُ الفوتونِ وَتُقاسُ بالجول (J).

h: ثابتُ بلانك، ويساوي (6.63×10^{-34} J.s).

ν: تردُّدُ الضَّوءِ وَيُقاسُ بالهيرتز (Hz).

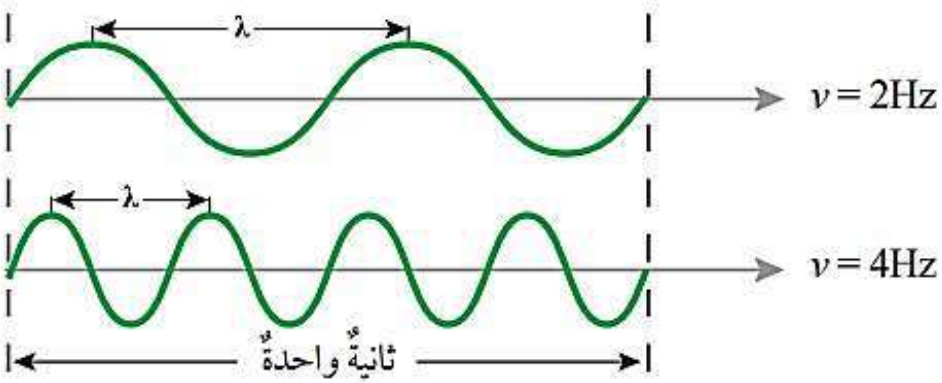
$$c = \lambda\nu$$

حيثُ:

C: سرعةُ الضوءِ، وتساوي (3×10^{8} m\s).

- **طول الموجة : هو المسافة الفاصلة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليين وتقاس بالمتر أو النانو متر .**

- **التردد : عدد الموجات التي تمر بنقطة في ثانية ويقاس بالهيرتز (HZ)**



تدريبات :

احسب تردد شعاع من الضوء الأصفر طوله الموجي 589 نانومتر.

.....
.....
.....
.....
.....

.

احسب طاقة فوتون من الضوء الأزرق طوله الموجي 475 نانو متر .

.....
.....
.....
.....
.....

ما طاقة فوتون طوله الموجي 400 نانومتر .

.....
.....
.....
.....

فوتون ضوء تردده($2X10^{11}$) هيرتز احسب طاقته وطوله الموجي .

.....
.....
.....
.....

فوتون طاقته (13.26×10^{-12}) جول احسب طوله الموجي.

.....
.....
.....
.....

فرضيات نظرية بور :

* بعد ظهور القصور في نموذج رذرفورد الذري درس العالم بور ذرة الهيدروجين بالاعتماد على النتائج التي توصل إليها بلانك وآينشتاين .

*** فسّر: عجز النموذج الذري الذي وضعه العالم رذرفورد.**

(1) لم يفسر سبب عدم فقد الإلكترون الطاقة في أثناء دورانه حول النواة .

(2) لم يفسر سبب عدم سقوط الإلكترونات داخل النواة .

*** لماذا اختار بور ذرة الهيدروجين لإجراء تجاربه ؟**

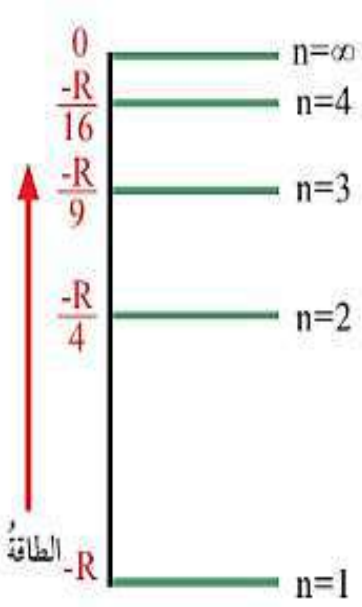
لأنها من أبسط الذرات الموجودة (تحتوي على إلكترون واحد فقط).

حالات ذرة الهيدروجين

مستقرة عندما يكون إلكترونها في المستوى الأول n=1

مثارة عندما تكتسب طاقة وينتقل إلكترونها إلى مستويات أعلى من المستوى الأول n=1

متأينة عندما يصل إلكترونها إلى المستوى اللانهائي n=∞



الشكلُ (7): مستوياتُ الطاقةِ

طاقة الإلكترون = طاقة المستوى الذي يوجد فيه

ينتقل الإلكترون إلى مستويات طاقة أعلى (يبتعد عن النواة) عندما يكتسب طاقة

يعود الإلكترون إلى مستويات طاقة أقل (يقترب من النواة) عندما يشع طاقة على شكل ضوء

كلما زاد رقم مستوى الطاقة زاد بعده عن النواة وزادت طاقته

كلما زاد رقم مستوى الطاقة قل فرق الطاقة بين المستويات

- **حساب عدد خطوط الطيف الناتجة عند عود الإلكترون من مستوى أعلى إلى مستوى أقل .**

مثال : احسب عدد الخطوط الناتجة عند عودة الإلكترون في كل حالة مما يلي :

- من المستوى السادس إلى الثاني :

- من المستوى الرابع إلى الأول :

- **حسابات الطاقة :**

لحساب طاقة المستوى الرئيسي (n)
نستخدم القانون التالي :

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

R_H: ثابتُ ريد بيرغ ($R_H = 2.18\times10^{-18}J$).
n: رقمُ المستوى الذي يوجدُ فيهِ الإلكترونُ.

لحساب فرق الطاقة بين المستويات
(عند انتقال الإلكترون من مستوى إلى آخر)
نستخدم القانون التالي :

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

n_1: مستوى الطاقةِ الأقلّ.
n_2: مستوى الطاقةِ الأعلى.

تدريبات :

جد طاقة المستوى اللانهائي وطاقة المستوى الثالث :

احسب طاقة الإشعاع المنبعثة من ذرة الهيدروجين عند عودة الإلكترون من المستوى الرابع إلى المستوى الأول.

.....

.....

.....

.....

.....

احسب طاقة الإشعاع المنبعثة من ذرة الهيدروجين المتأينة عند عودة الإلكترون إلى المستوى الثاني.

.....

.....

.....

.....

.....

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

.....

.....

.....

.....

.....

.....

✓ أتحقَّقُ:

1- أحسُبُ طاقةَ كلٍّ منَ المستوى الأولِ، والثاني، واللانهائيِّ (∞) في ذرَّةِ الهيدروجينِ.

2- تحفيزٌ: ما تردُّدُ الضوءِ المُنبعِثِ منْ ذرَّةِ هيدروجينَ مثارةٍ في المستوى الرابعِ عندَ عودتِها إلى حالةِ الاستقرارِ؟

مراجعةُ الدرسِ

2- أُصنِّفُ الأمواجَ الضوئيةَ الآتيةَ إلى طيفٍ مرئيٍّ، وآخرَ غيرِ مرئيٍّ:

- الأشعةُ تحتَ الحمراءِ.
- أمواجُ الراديو.
- الضوءُ الأصفرُ.
- الأشعةُ فوقَ البنفسجيةِ.
- الأشعةُ الزرقاءُ.

4- أجيبُ عمّا يأتي:

أ - أحسُبُ طاقةَ موجةِ الضوءِ المُنبعِثةَ مِنْ ذرَّةِ الهيدروجينِ المثارةِ عندَ عودةِ الإلكترونِ مِنَ المستوى الخامسِ إلى المستوى الثالثِ.

.....

.....

.....

.....

.....

5- أستنتجُ: إذا كانَتْ طاقةُ الإشعاعِ المُنبعِثةُ مِنْ ذرَّةِ هيدروجينَ مثارةٍ عندَ عودتِها إلى حالةِ الاستقرارِ (1.93×10^{-18} J)، فما رقمُ مستوى الطاقةِ الأعلى؟

.....

.....

.....

.....

.....

الدرس الثاني : النموذج الميكانيكي الموجي للذرة

- **وجه القصور في نموذج بور الذري :**

أنه لم يتمكن من تفسير أطياف ذرات عناصر أخرى غير الهيدروجين.

*** وضع العالم شرودنغر النموذج الميكانيكي الموجي .**

أشار شرودنغر في هذا النموذج إلى أن أكبر احتمال لوجود الإلكترون هو في منطقة حول النواة تسمى الفلك

ولتحديد موقع الإلكترون وضع شرودنغر معادلة رياضية نتج عن حلها 3 أعداد كم

عدد الكم الرئيس (n)

عدد الكم الفرعي (L)

عدد الكم المغناطيسي (ML)

عدد الكم المغزلي (Ms)

(لم ينتج من حل معادلة شرودنغر)

- **مقارنة بين أعداد الكم :**

عدد الكم الرئيسي (n) :

- يشير هذا العدد إلى مستوى الطاقة الرئيسي.
- يأخذ القيم من (n=∞ ..... n=1) .
- الخاصية الفيزيائية التي يرتبط بها : حجم المستوى ومعدل بعده عن النواة .

كلما زادت قيمة n ازداد حجم المستوى وازداد معدل بعده عن النواة

✓ أتحقَّقُ: أيُّهُما أكبرُ حجمًا: المستوى (n=3) أم المستوى (n=4)؟

عدد الكم الفرعي (L) :

- يشير هذا العدد إلى مستويات الطاقة الفرعية الذي يوجد بالمستوى الرئيسي.
- يأخذ الرموز (s,p,d,f) ولكل رمز قيمة (0,1,2,3) .
- الخاصية الفيزيائية التي يرتبط بها : تحديد الشكل العام للفلك

شكل الفلك (S)كروي وشكل أفلاك (P) انفنيتي ∞ .

عدد المستويات الفرعية = رقم المستوى الرئيسي (n)

عدد الكم المغناطيسي (mL) :

- يشير هذا العدد إلى أن المستويات الفرعية تتكون من أفلاك.
- يأخذ القيم من (L- ـــ L+) .
- الخاصية الفيزيائية التي يرتبط بها : تحديد الإتجاه الفراغي للفلك .

عدد الأفلاك في المستوى الرئيسي = $(n)^2$

✓ أتحقَّقُ: ما عـددُ الأفـلاكِ في المستوى الرئيسِ المُكوَّنِ منْ ثلاثـةِ مستوياتٍ فرعيةٍ؟

عدد الكم المغزلي (ms) :

- يشير هذا العدد إلى اتجاه غزل (دوران) الإلكترون .
- يأخذ القيم : ($+\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$) .
- يدور كل إلكترون حول نفسه باتجاه معاكس لدوران الإلكترون الآخر الموجود في الفلك نفسه مما يؤدي إلى تولد مجالين مغناطيسيين متعاكسين في الاتجاه وهذا يقلل التنافر بين الإلكترونين.

عدد الإلكترونات في المستوى الرئيسي = $2n^2$

مبدأ الاستبعاد لباولي :

" عدم وجود إلكترونين في الذرة نفسها لهما نفس قيم أعداد الكم الأربعة "

هذا يعنى أن الفلك الواحد لا يستوعب أكثر من إلكترونين

أفكّرُ: لماذا يوجدُ الإلكترونانِ في الفَلكِ نفسِهِ بالرغمِ منْ أنَّهُما يحملانِ الشحنةَ نفسَها؟

.....
.....
.....
.....
.....
.....

✓ **أتحقَّقُ:** ما دلالةُ كلِّ عددٍ منْ أعدادِ الكَمِّ الرئيسِ، والفرعيِّ، والمغناطيسيِّ، والمغزليِّ؟

تدريبات :

أكمل الجدول التالي :

رمز L	قيمة L	الشكل الفراغي	عدد الأفلاك	عدد الإلكترونات

ما عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيسي السابع ؟

.....

ما عدد الإلكترونات التي يتسعها المستوى الرئيسي الثامن ؟

.....

ما رقم المستوى الرئيسي الذي يحتوي 10 مستويات فرعية ؟

.....

ما عدد الأفلاك الموجودة في المستوى الرئيسي الذي يحوي 13 مستوى فرعي ؟

.....

ما عدد المستويات الفرعية المحتملة لوجود إلكترون يقع في المستوى الرئيسي الثاني ؟

.....

حدد أعداد الكم الأربعة لإلكترون يقع في المستوى الرئيسي الأول :

.....

.....

حدد أعداد الكم المفقودة لإلكترون يقع في المستوى الرئيسي الثالث وقيمةml له = 2 -

.....

.....

هل يمكن لإلكترون يقع في المستوى الرئيسي الرابع أن تكون قيمة ml له = 4 ولماذا ؟

.....

.....

مراجعةُ الدرسِ

2 – أحَدِّدُ الخاصيةَ التي يشيرُ إليْها كلّ عددٍ منْ أعدادِ الكَمِّ: الرئيسِ، والمغناطيسيِّ.

.....

.....

.....

.....

3 – أحَدِّدُ عددَ المستوياتِ الفرعيةِ في المستوى الرئيسِ الرابعِ. .....

4 – أُحَدِّدُ عددَ أفلاكِ المستوى الفرعيِّ (d).

5 – أستنتجُ السعةَ القصوى منَ الإلكتروناتِ التي يستوعبُها المستوى الرئيسُ (n=4).

.....

6 – أُفسِّرُ: لا يُمكِنُ لإلكترونٍ ثالثٍ دخولُ فَلكٍ يحوي إلكترونيْنِ.

.....

.....

.....

.....

7 – أُفكِّرُ: هلْ يُمكِنُ لإلكترون ما في الذرَّةِ أنْ يتَّخِذَ أعدادَ الكَمِّ الآتيةَ؟ أُعزِّزُ إجابتي بالدليلِ.

$n = 3$, $\ell = 2$, $m\ell = -4$, $m_s = \frac{-1}{2}$.

.....

.....

.....

.....

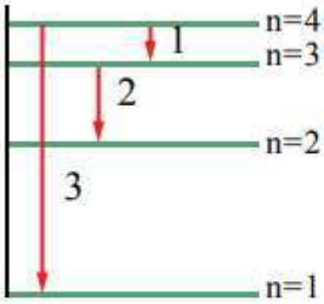
مراجعة الوحدةِ

2. **أفسِّرُ:** لماذا يحتوي طيفُ الانبعاثِ الخطيُّ على كمياتٍ مُحدَّدةٍ منَ الطاقةِ بحسبِ نموذجِ بور؟

.....

.....

3. يُمثِّلُ الشكلُ المجاورُ رسمًا تخطيطيًّا لعددٍ منْ خطوطِ الطيفِ الصادرةِ عنْ ذرَّةِ هيدروجينَ مثارةٍ. أدرسُ الشكلَ، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلةِ الآتيةِ:



.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

أ . أَجِدُ طاقةَ الإشعاعِ التي يُمثِّلُها الرقمُ (2).

جـ. **أستنتجُ** عددَ خطوطِ الطيفِ جميعًا عندَ عودةِ الذرَّةِ إلى حالةِ الاستقرارِ.

.....

.....

4. أَجِدُ طاقةَ الإشعاعِ الصادرةَ عنْ ذرَّةِ الهيدروجينِ المثارةِ في المستوى الرابعِ عندَ عودةِ الإلكترونِ فيها إلى المستوى الثاني.

.....

.....

.....

.....

.....

6. أعبِّرُ بدلالةِ (R_H) عنْ مقدارِ الطاقةِ اللازمِ لنقلِ الإلكترونِ منَ المستوى الثاني إلى المستوى الخامسِ في ذرَّةِ الهيدروجينِ.

.....

.....

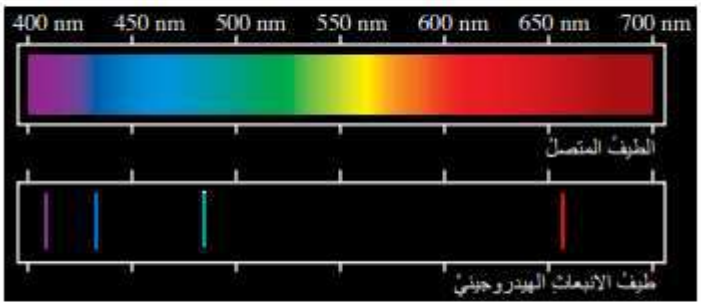
.....

.....

.....

.....

5. أدرسُ الشكلَ الآتيَ الذي يُبيِّنُ طيفَ الانبعاثِ لذرَّةِ الهيدروجينِ، ثمَّ أجيبُ عنِ السؤالَيْنِ التاليَيْنِ:



أ . أجِدُ رقمَ المستوى الذي ينتقلُ منْهُ الإلكترونُ إذا كانَتْ طاقةُ فوتونِ الضوءِ الناجمةُ عنِ انتقالِهِ إلى المستوى الثانى هىَ ($0.21\ R_H$) جول.

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

7. تستخدمُ الإذاعةُ الأردنيةُ موجاتٍ عِدَّةً ذاتَ تردُّداتٍ مُتباينةٍ في بثِّها المُوجَّهِ إلى مناطقَ مختلفةٍ في الأردنِّ، ومناطقَ واسعةٍ في مُختلِفِ أنحاءِ العالَمِ. ومنْ هذهِ التردُّداتِ:

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

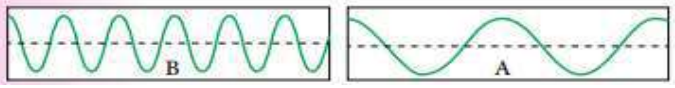
أ . أجِدُ الطولَ الموجيَّ لكلِّ تردُّدٍ.

.....
.....
.....
.....

ب. أجِدُ طاقةَ الفوتونِ المحتملةَ لكلِّ تردُّدٍ.

.....
.....
.....
.....

جـ. أيُّهُما يُمثِّلُ التردُّدَ لموجةِ FM: نموذجُ شكلِ الموجةِ A أمْ نموذجُ شكلِ الموجةِ B؟



.....
.....
.....
.....

9. ذرَّةُ هيدروجينَ مثارةٌ في مستوًى مجهولٍ، يتطلَّبُ تحويلُها إلى أيونٍ موجبٍ أنْ تُزوَّدَ بكميةٍ منَ الطاقةِ مقدارُها ($0.11\ R_H$) جول. **أحسبُ** رقمَ المستوى الذي يوجدُ فيهِ الإلكترونُ.

.....

.....

.....

.....

10. إذا كانَ طولُ موجةِ الإشعاعِ المُرافِقِ لعودةِ الإلكترونِ منْ مستوًى بعيدٍ إلى المستوى الأولِ في ذرَّةِ الهيدروجينِ هوَ (121) نانومترًا، فأَجِدُ:

أ . طاقةَ هذا الإشعاعِ.

ب. رقمَ المستوى الأعلى الذي عادَ منْهُ الإلكترونُ.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

11. عددُ الكَمِّ الرئيسُ لإلكترونِ ($n= 3$):

.....

.....

أ . ما عددُ المستوياتِ الفرعيةِ المحتملةِ؟

.....

ب. ما عددُ الأفلاكِ في هذا المستوى؟

.....

جـ. ما السعةُ القصوى منَ الإلكتروناتِ التي يُمكِنُ أنْ يستوعبَها هذا المستوى؟

.....

.....

.....

د . ما قيمُ أعدادِ الكَمِّ الفرعيةِ (ℓ)؟

.....

12. **أستنتجُ** رمزَ المستوى الفرعيِّ ذي القيمِ الكَمِّيَّةِ المُبيَّنةِ في كلٍّ منَ الحالتيْنِ الآتيتيْنِ:

أ . $n= 2$ ، $\ell= 0$ ؟

ب. $n= 4$ ، $\ell= 1$ ؟

13. **أضعُ دائرةً حولَ رمزِ الإجابةِ الصحيحةِ لكلِّ جملةٍ ممّا يأتي:**

4. لا تتماثلُ أفلاكُ (p) الثلاثةُ ضمنَ المستوى الرئيسِ الواحدِ نفسِهِ في إحدى الخصائصِ الآتيةِ:

أ . الاتجاهُ الفراغيُّ. ب . الشكلُ.

جـ. الطاقةُ. د . السعةُ منَ الإلكتروناتِ.

5. عددُ الأفلاكِ الكليُّ في المستوى الرئيسِ الثالثِ ($n= 3$)، هوَ:

أ . (3) أفلاكٍ. ب . (6) أفلاكٍ.

جـ. (9) أفلاكٍ. د . (18) فَلَكًا.

6. أكبرُ عددٍ منَ الإلكتروناتِ التي قدْ توجدُ في المستوى الرئيسِ الخامسِ ($n= 5$)، هوَ:

أ . (5) إلكتروناتٍ. ب . (10) إلكتروناتٍ.

جـ. (25) إلكترونًا. د . (50) إلكترونًا.

7. يتحدَّدُ الاتجاهُ الفراغيُّ للفَلَكِ بعددِ الكَمِّ:

أ . الرئيسِ. ب . الفرعيِّ.

جـ . المغناطيسيِّ. د . المغزليِّ.

8. عندَ امتصاصِ الذرَّةِ للطاقةِ تنتقلُ الإلكتروناتُ إلى مستوياتِ طاقةٍ أبعدَ عنِ النواةِ، فينشأُ ما يُسمّى:

أ . التفريغَ الكهربائيَّ. ب . الذرَّةَ المثارةَ.

جـ. عمليةَ التأيُّنِ. د . الطيفَ الذرِّيَّ.

9. أقصى عددٍ منَ الإلكتروناتِ يستوعبُهُ المستوى الفرعيُّ (4f)، هوَ:

أ . إلكترونانِ. ب . (10) إلكتروناتٍ.

جـ. (6) إلكتروناتٍ. د . (14) إلكترونًا.

10. الرمزُ الذي يتعارضُ معَ مبدأ باولي، هوَ:

أ . ($4d^{12}$). ب . ($3s^{1}$).

جـ. ($2p^{5}$). د . ($4f^{12}$).

11. عددُ المستوياتِ الفرعيةِ المحتملةِ لوجودِ إلكترونٍ في المستوى الثالثِ، هوَ:

أ . (3) مستوياتٍ. ب . (9) مستوياتٍ.

جـ. (12) مستوًى. د . (16) مستوًى.

الوحدة الثانية :

التوزيـع الإلكتروني والدورية

النتاجات العامة :

يتوقع من الطالب أن :

- يكتب التوزيـع الإلكتروني لمجموعة من العناصر .
- يحدد الصفات المميزة للعناصر بحسب توزيعها .
- يوضح العلاقة بين موقع العنصر وخصائصه وصفاته .
- يتنبأ بدورية الصفات لعناصر الدورة والمجموعة في الجدول الدوري .

الدرس الأول : التوزيع الإلكتروني للذرات

- **التوزيع الإلكتروني** : ترتيب الإلكترونات في الذرة وفق مستويات الطاقة المختلفة .

* بعض المبادئ والقواعد الواجب مراعاتها قبل البدء بعملية توزيع الإلكترونات:

1. **يجب مراعاة العدد الذري :** وهو عدد البروتونات في نواة الذرة ويساوي عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة .
2. **مبدأ الاستبعاد لباولي :**

المستوى الفرعي				
عدد الأفلاك				
عدد الإلكترونات				

3. **مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي :**

ينص على : " امتلاء الأفلاك بالإلكترونات تبعًا لتزايد طاقتها , بحيث توزع الإلكترونات أولًا في أدنى مستوى للطاقة ثم تُملأ المستويات العليا للطاقة "

لمقارنة طاقة المستويات الفرعية :

- نحسب (n+L) لكل مستوى , الأقل مجموع هو الأقل طاقة ويُملأ أولًا بالإلكترونات .
- اذا تساوت قيمة (n+L) يكون الأقل قيمة (n) هو الأقل طاقة .

مثال : أي المستويات التالية يُملأ أولًا بالإلكترونات :

5s or 3P

5s	3P	
5	3	n
0	1	L
5	4	n + L

الأقل طاقة (يُملأ أولًا بالإلكترونات)

7P or 5F

7P	5F	
7	5	n
1	3	L
8	8	n + L

الأقل طاقة (يُملأ أولًا بالإلكترونات) لأنه أقل n

بناءًا على ذلك يمكن تعبئة الإلكترونات وفق مستويات الطاقة الفرعية حسب الترتيب الآتي :

4. قاعدة هوند :

تنص على : " توزع الإلكترونات بصورة منفردة على أفلاك المستوى الفرعي الواحد باتجاه الغزل نفسه ثم إضافة ما تبقى من إلكترونات إلى الأفلاك باتجاه مغزلي معاكس "

تدريب :

أكتب التوزيع الإلكتروني حسب قاعدة هوند لكل مما يلي

- خمسة إلكترونات على أفلاك P :
- سبعة إلكترونات على أفلاك d :
- أربعة إلكترونات على أفلاك F :

❖ التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل :

اسم العنصر النبيل	رمز العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني
الهيليوم	He	2	
النيون	Ne	10	
الآرغون	Ar	18	
الكربتون	Kr	36	

تدريبات :

رتب المستويات الفرعية الآتية تصاعديًا وفق طاقتها (5p/3d/6p/5d/7p) :

الترتيب الصحيح :

	5p	3d	6p	5d	7p
n					
L					
n + L					

أكتب التوزيع الإلكتروني الصحيح للذرات التالية :

الذرة	التوزيع الإلكتروني
$_{9}F$	
$_{12}Mg$	
$_{14}Si$	
$_{19}K$	
$_{26}Fe$	
$_{53}I$	
$_{30}Zn$	

ما عدد الإلكترونات المنفردة التي يمتلكها كل مما يلي :

- عنصر الكالسيوم ($_{20}Ca$) :
- عنصر المنغنيز ($_{25}Mn$) :

أكتب التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل لكل من :

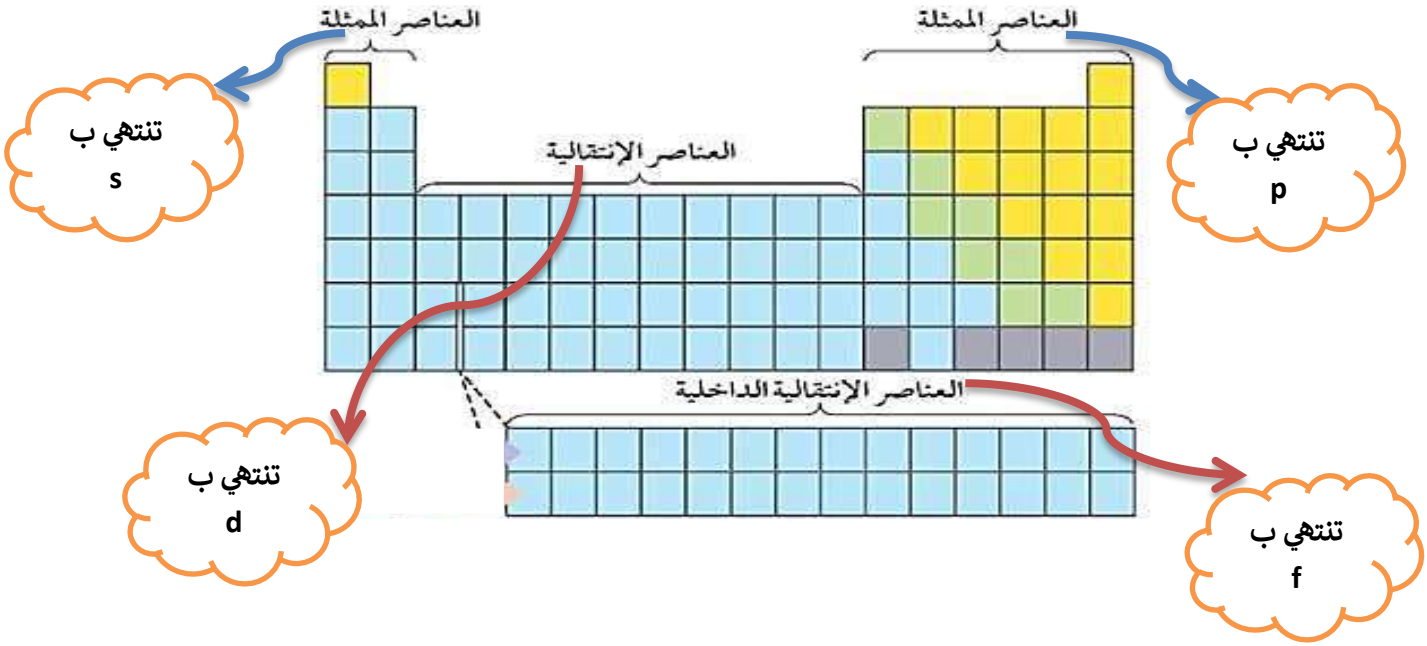
الذرة	التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل
$_{15}P$	
$_{13}Al$	
$_{35}Br$	
$_{11}Na$	
$_{16}S$	
$_{8}O$	
$_{4}Be$	

✓ أتحقَّقُ:

1. أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ لسبعةِ إلكتروناتٍ على أفلاكِ d الخمسةِ بحسبِ قاعدةِ هوند، مُحدِّدًا عددَ الإلكتروناتِ المنفردةِ.
2. أُرتِّبُ المستوياتِ الفرعيةَ الآتيةَ تصاعديًّا وفقَ طاقتِها:
   5p, 3d, 6p, 5d, 7p.
3. أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ بدلالةِ الغازِ النبيلِ لكلٍّ منَ الذرَّتيْنِ: N (عددُها الذرِّيُّ 7)، وَ Si (عددُها الذرِّيُّ 14).

تصنيف العناصر :

- تم تصنيف العناصر بناءً على توزيعها الإلكتروني في الجدول الدوري
- يتكون الجدول الدوري من (7) دورات و(18) مجموعة
- تترتب العناصر المتشابهة في خصائصها الكيميائية في مجموعة واحدة .



- **تقسم عناصر الجدول الدوري إلى قسمين رئيسيين هما :**

وجه المقارنة	العناصر الممثلة	العناصر الانتقالية
الرمز	**يرمز لها بالرمز A**	**يرمز لها بالرمز B**
موقعها في الجدول الدوري	**تضم 8 مجموعات (مجموعتان يسار الجدول الدوري و6 مجموعات على اليمين)**	**تقع وسط وأسفل الجدول الدوري**
بماذا ينتهي توزيعها الإلكتروني	**ينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوى الفرعي(s/p)**	**ينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوى الفرعي(d/f)**
كيف نحدد دورة العنصر	**أعلى قيمة n**	**أعلى قيمة n**
كيف نحدد مجموعات العنصر	**نجمع الكترونات (s+P) في المستوى الخارجي**	**نجمع الكترونات (s+d)**

(تحديد رقم مجموعة العناصر الانتقالية) :

- **نجمع الكترونات (S+d) ونتبع القواعد التالية:**

المجموع الناتج	رقم المجموعة
(3-7)	**نفس رقم المجموع**
(8-10)	**جميعها توضع في المجموعة 8 B**
(11-12)	**رقم المجموعة = عدد الكترونات S فقط**

العنصر	التوزيع الالكتروني	نوع العنصر	رقم الدورة	رقم المجموعة
$_{21}Sc$				
$_{15}P$				
$_{6}C$				
$_{27}Co$				
$_{30}Zn$				
$_{20}Ca$				
$_{28}Ni$				
$_{17}Cl$				

- **حالات خاصة من التوزيع الإلكتروني :**

$_{29}Cu$:

$_{24}Cr$:

- **أكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي يقع في المجموعة الثانية (A) والدورة الرابعة .**

- **أكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر يقع في المجموعة الخامسة (B) والدورة الرابعة .**

- **أكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر يقع في المجموعة السادسة (A) والدورة الثالثة .**

التأين : كسب الإلكترونات أو فقدها للوصول إلى حالة الاستقرار .

الأيون الموجب : ينشأ نتيجة فقد الإلكترونات . **الأيون السالب :** ينشأ نتيجة كسب الكترونات.

- العناصر الانتقالية دائمًا تميل لفقد الإلكترونات أي أنها تكون أيونات موجبة .
  (تفقد من المستوى الفرعي S ثم من المستوى d) .

- العناصر الممثلة تفقد من المستوى الخارجي أو تكتسب الكترونات تضاف على المستوى الخارجي أيضًا .

تدريب :

أكتب التوزيع الالكتروني لكل مما يلي :

1. أيون المغنيسيوم $_{12}Mg^{+2}$:

.....

.....

2. أيون النيتروجين $_{7}N^{+2}$:

.....

.....

3. أيون التيتانيوم $_{22}Ti^{+3}$:

.....

.....

✓ أتحقَّق: أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ لكلٍّ منَ الأيوناتِ الآتيةِ: $_{26}Fe^{3+}$ ، $_{28}Ni^{2+}$ ، $_{16}S^{2-}$ ، $_{20}Ca^{2+}$.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

مراجعةُ الدرسِ

2- أدرسُ العناصرَ في الجدولِ الآتي، ثمَّ أجيبُ عن الأسئلةِ التي تليهِ:

العنصر	التوزيع الإلكتروني	رقم الدورة	رقم المجموعة	الإلكترونات المنفردة
O_8				
Al_{13}				
Cl_{17}				
Co_{27}				
As_{33}				

هـ - أستنتجُ العددَ الذرِّيَّ لعنصرٍ يقعُ في الدورةِ الرابعةِ ومجموعةِ العنصرِ Cl.

.....

و - أستنتجُ العددَ الذرِّيَّ لعنصرٍ يقعُ في المجموعةِ الثالثةِ ودورةِ العنصرِ O.

.....

ز - أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ لكلٍّ منَ الأيونيْنِ: Al^{3+} ، وَ As^{3-}.

.....

.....

3- أُحدِّدُ العددَ الذرِّيَّ لعنصرٍ ينتهي التوزيعُ الإلكترونيُّ لأيونِهِ الثنائيِّ السالبِ بالمستوى الفرعيِّ $3p^6$.

.....

4- أُحدِّدُ العددَ الذرِّيَّ لعنصرٍ ينتهي التوزيعُ الإلكترونيُّ لأيونِهِ الثلاثيِّ الموجبِ بالمستوى الفرعيِّ $3d^4$.

.....

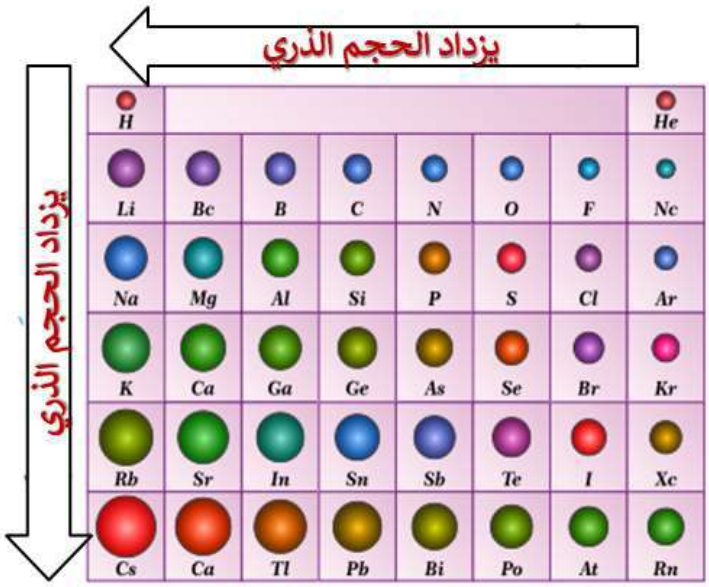
الدرس الثاني : الخصائص الدورية للعناصر

- تمتاز العناصر الكيميائية في الجدول الدوري بعدد من الخصائص الفيزيائية والكيميائية التي تُحدَّد بناءً على موقع العنصر في الجدول الدوري مثل :

1. نصف القطر والحجم الذري .

- **كيف يتغير الحجم الذري في الجدول الدوري ؟**

- يزداد الحجم الذري بالانتقال من اليمين إلى اليسار في الجدول الدوري .
- يزداد الحجم الذري بالانتقال من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري .



2. نصف القطر الأيوني (حجم الأيون) .

- ✓ حجم الأيون الموجب أقل من حجم الذرة المتعادلة .
- ✓ حجم الأيون السالب أكبر من حجم الذرة المتعادلة .

أُقارِنُ بينَ حجم ذرَّةِ عنصرِ البوتاسيوم $_{19}K$ وحجم أيونِها الموجبِ $_{19}K^+$.

أُقارِنُ بينَ حجم ذرَّةِ عنصرِ الكلورِ $_{17}Cl$ وحجم أيونِها السالبِ $_{17}Cl^-$.

✓ أتحقَّقُ: أيُّهُما أكبرُ حجمًا: ذرَّةُ الأكسجينِ O أمْ أيونُ الأكسيد O^{2-}؟

درسُ الجدولَ الآتيَ، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلةِ التي تليهِ:

W											E		M		X	D	
	Y												R				
V			U		Z					P		T					

أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ لكلِّ ذرَّةٍ منْ ذرّاتِ العناصرِ الآتيةِ: M، Y، Z.

ما رقمُ مجموعةِ كلِّ عنصرٍ منَ العناصرِ الآتيةِ: V، X، U؟

. ما العددُ الذرِّيُّ لعنصرٍ منْ دورةِ العنصرِ V، ومجموعةِ العنصرِ E؟

ما عددُ الإلكتروناتِ المنفردةِ في المستوى الخارجيِّ لذرَّةِ العنصرِ R؟

ما عددُ إلكتروناتِ التكافؤِ في ذرَّةِ كلِّ عنصرٍ منَ العناصرِ الآتيةِ: E، Y، X؟

1. طاقة التأين .

هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأبعد عن النواة في الحالة الغازية للذرة أو الأيون .

تكون طاقة التأين للعناصر النبيلة أعلى ما يمكن وذلك لصعوبة نزع الإلكترونات منها نظرًا لاستقرار توزيعها الإلكتروني .

تكون طاقة التأين للعناصر اللافلزية عالية لأنها تميل لكسب الإلكترونات وليس لفقدها

تكون طاقة التأين للعناصر الفلزية منخفضة لأنها تميل لفقد الإلكترونات حتى تستقر .

2. السالبية الكهربائية .

هي قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة إليها .

أعلى العناصر كهروسالبية في الجدول الدوري : N < O < F

تدريب:

بالرجوع إلى الجدول الدوري حدد:

(1) أي من (B / Al) أكبر حجمًا .....

(2) رتب العناصر التالية (K / As / Ca) تصاعديًا حسب حجمها .....

13. أضعُ دائرةً حولَ رمزِ الإجابةِ الصحيحةِ لكلِّ جملةٍ ممّا يأتي:

1. المستوى الفرعيُّ الذي يُملأُ أولًا بالإلكتروناتِ، هوَ:

أ . 4d. ب. 4P.

جـ. 5P. د . 5S.

2. عددُ البروتوناتِ في الذرَّةِ التي تركيبُها الإلكترونيُّ $[Ne]\ 3s^2\ 3p^4$، هوَ:

أ . (6) بروتوناتٍ. ب. (8) بروتوناتٍ.

جـ. (16) بروتونًا. د . (24) بروتونًا.

3. يُعَدُّ العنصرُ انتقاليًّا داخليًّا إذا انتهى توزيعُهُ الإلكترونيُّ بأفلاكِ المستوى الفرعي:

أ . S. ب. P.

جـ. d. د . f.

4. عددُ إلكتروناتِ التكافؤِ لذرَّةٍ تركيبُها الإلكترونيُّ $(1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^4)$، هوَ:

أ . إلكترونانِ. ب. (4) إلكتروناتٍ.

جـ. (6) إلكتروناتٍ. د . (16) إلكترونًا.

الوحدة الثالثة :

المركبات والروابط الكيميائية

النتاجات العامة :

يتوقع من الطالب أن :

- يستقصي أنواع الروابط الكيميائية.
- يذكر خصائص بعض المركبات الكيميائية .
- يعبر عن بعض المركبات الكيميائية بالصيغ الكيميائية .

الدرس الأول : الروابط الكيميائية وأنواعها

*** تركيب لويس

- **هي تمثيل نقطي لإلكترونات التكافؤ (إلكترونات المستوى الأخير) حيث يرمز لكل إلكترون بنقطة واحدة توضع على رمز العنصر .**

العنصرُ	العددُ الذرّيُّ	المجموعةُ	التوزيعُ الإلكترونيُّ	تركيبُ لويس للذرّةِ
الصوديومُ	11	IA	$1s^2\ 2s^2 2p^6 3s^1$	Na•
المغنيسيومُ	12	IIA	$1s^2\ 2s^2 2p^6 3s^2$	•Mg•
الألمنيومُ	13	IIIA	$1s^2\ 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	•Al•
السليكون	14	IVA	$1s^2\ 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	•Si•
الفوسفورُ	15	VA	$1s^2\ 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	:P•
الكبريتُ	16	VIA	$1s^2\ 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	•S:
الكلورُ	17	VIIA	$1s^2\ 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	:Cl:

✓ **أتحقَّقُ**: أكتبُ تركيبَ لويس لكلٍّ منْ ذرّاتِ العناصرِ في الجدولِ الآتي:

العنصرُ:	Li	F	B	N	Be
العددُ الذرّيُّ:	3	9	5	7	4

*** الروابط الكيميائية :

ترتبط الذرات مع بعضها عن طريق فقد الإلكترونات أو كسبها أو المشاركة فيها حتى يصبح لها توزيع إلكتروني مكتمل ومستقر (مشابه للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل) .

- الروابط الكيميائية : هي قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر عن طريق فقد الإلكترونات أو كسبها أو المشاركة فيها .

أولًا : الرابطة الأيونية :

هي رابطة تنشأ بين ذرات فلز (يميل لفقد الإلكترونات) وذرات لا فلز (يميل لكسب الإلكترونات).

فلز + لا فلز ⟵ مركب أيوني

الفلزات

توجد غالبًا في المجموعة
(1 , 2 , 3)

وهي تميل لفقد الإلكترونات وتكوين أيون موجب حتى تستقر

اللافلزات

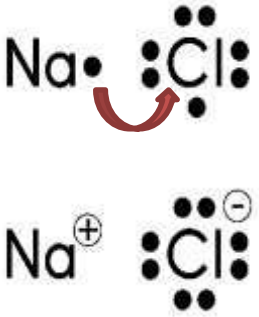
توجد غالبًا في المجموعة
(5 , 6 , 7)

وهي تميل لكسب الإلكترونات وتكوين أيون سالب حتى تستقر

وضّح كيف تنشأ الرابطة في كل حالة مما يلي :

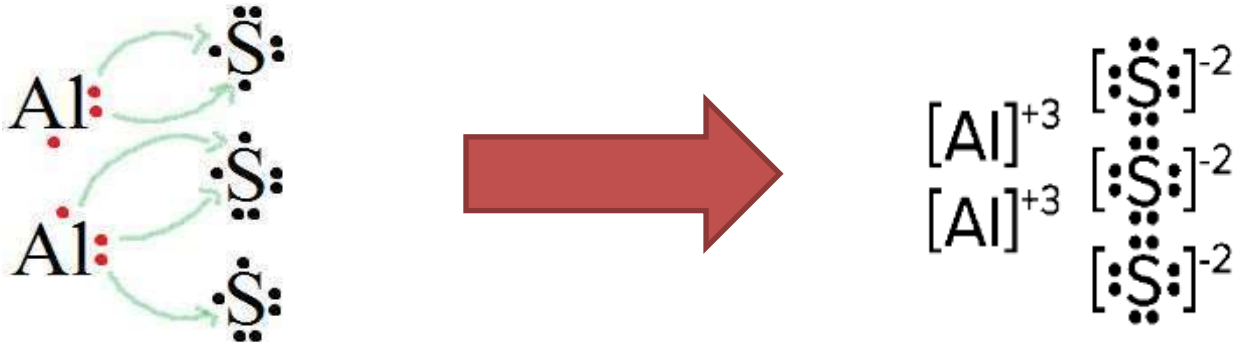
(1) بين الصوديوم والكلور في مركب كلوريد الصوديوم(NaCl) :

علمًا أن العدد الذري للكلور =17 وللصوديوم =11



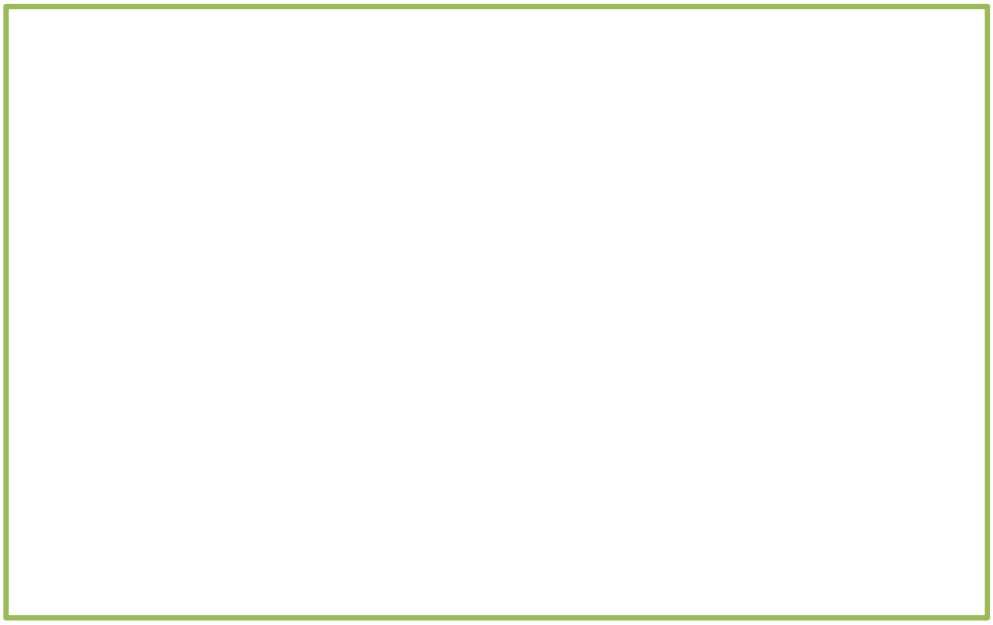
(2) بين الكبريت والألمنيوم في مركب كبريتيد الألمنيوم(Al_2S_3) :

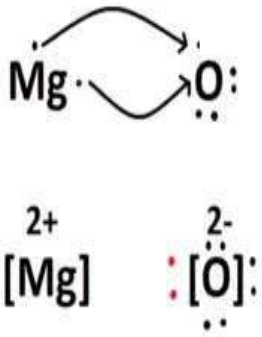
علمًا أن العدد الذري للكبريت = 16 وللألمنيوم =13



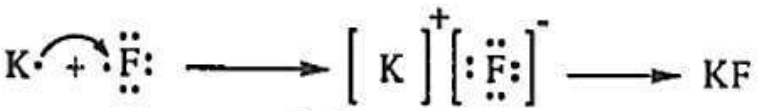
(3) بين المغنيسيوم والأكسجين في مركب أكسيد المغنيسيوم(MgO) :

علمًا أن العدد الذري للمغنيسيوم = 12 وللأكسجين = 8

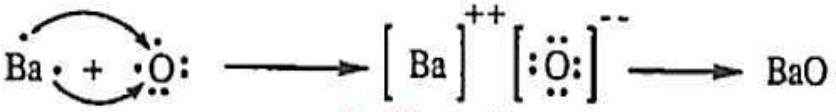




أمثلة أخرى على الرابطة الأيونية

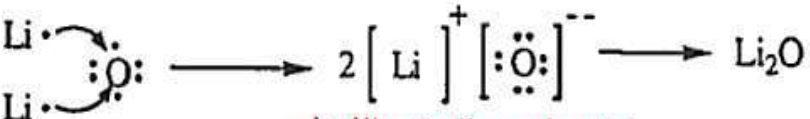


تركيب لويس للمركب الأيوني



تركيب لويس للمركب الأيوني

تركيب لويس للمركب الأيوني



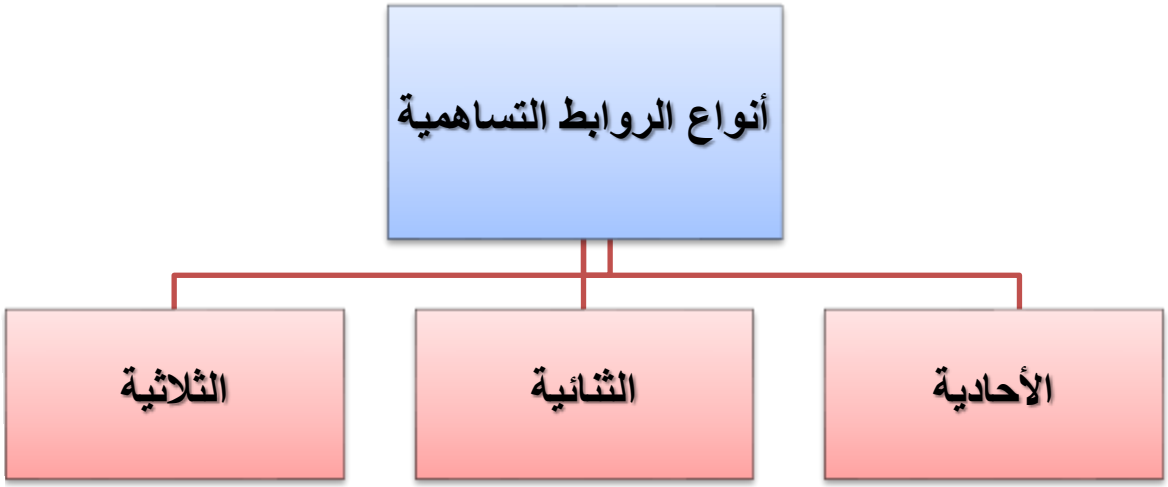
تركيب لويس للمركب الأيوني

الرابطة التساهمية :

هي الرابطة الكيميائية الناتجة من تشارك زوج أو أكثر من الإلكترونات بين ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية .

**** تسمّى المركبات الناتجة عن الرابطة التساهمية " جزيئات "**

لافلز + لا فلز ⟵ مركب تساهمي



تذكر :

- **اللافلزات توجد غالبًا في المجموعة (4 , 5 , 6 , 7) وهي تميل لمشاركة أو كسب الإلكترونات (تكوين أيون سالب) حتى تستقر.**
- **الهيدروجين عنصر لافلزي (بالرغم من وجوده في المجموعة الأولى) .**

الجدول (2): عددُ الروابطِ التساهميّةِ بوجهٍ عامٍّ، التي تُكوِّنُها ذرّاتُ عناصرِ المجموعاتِ.

رقمُ المجموعةِ	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
عددُ الروابطِ التساهميةِ التي تُكوِّنُها	-	-	-	4	3	2	1	-

أولًا : الرابطة التساهمية الأحادية

تنشأ عن تشارك ذرتين بزوج واحد من الإلكترونات .

- أمثلة :

(1) جزيء الهيدروجين (H_2) : العدد الذري للهيدروجين =1

(2) جزيء الماء (H_2O) : العدد الذري للأكسجين = 8

(3) جزيء الميثان (CH_4) :

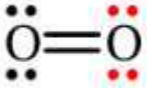
(4) جزيء الفلور(F_2) :

ثانيًا : الرابطة التساهمية الثنائية

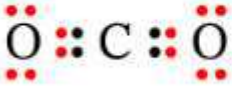
تتكون هذة الروابط عندما تشترك ذرتان بزوجين من الإلكترونات فيما بينهما

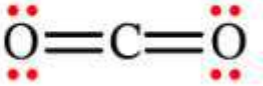
- **أمثلة :**

(1) جزيء الأكسجين (O_2) .



(2) جزيء ثاني أكسيد الكربون (CO_2) .



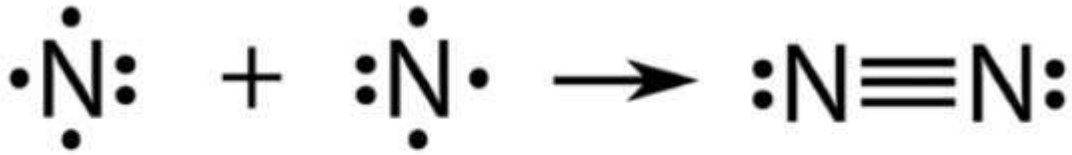


(3) جزيء الايثين (C_2H_4) .

ثالثًا : الرابطة التساهمية الثلاثية

تتكون هذة الروابط عندما تشترك ذرتان في ثلاثة أزواج من الألكترونات فيما بينهما.

(1) جزيء النيتروجين (N_2) .



(3) جزيء الايثاين (C_2H_2) .

(4) جزيء (HCN) .

• الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية والتساهمية

الجدول (5):	مقارنةٌ بينَ المُركَّباتِ الأيونيةِ والمُركَّباتِ التساهميةِ.	
الخاصيةُ	المُركَّباتُ الأيونيةُ	المُركَّباتُ التساهميةُ
درجاتُ الانصهارِ والغليانِ:	عاليةٌ.	منخفضةٌ غالبًا.
التطايرُ:	غيرُ مُتطايِرةٍ.	مُتطايِرةٌ.
الذائبيةُ في الماءِ:	تذوبُ في الماءِ.	لا تذوبُ غالبًا في الماءِ.
توصيلُ الكهرباءِ في الحالةِ الصُّلْبةِ:	غيرُ موصلةٍ للكهرباءِ.	غيرُ موصلةٍ للكهرباءِ بوجهٍ عامٍّ.
توصيلُ الكهرباءِ في حالةِ المحلولِ:	موصلةٌ للكهرباءِ.	غيرُ موصلةٍ للكهرباءِ بوجهٍ عامٍّ، ولكنَّ بعضَها موصلٌ لها.

الدرس الثاني : الصيغ الكيميائية وخصائص المركبات

الصيغ الكيميائية :

هي طريقة موجزة للتعبير عن عدد ذرات العناصر ونوعها التي يتكون منها أي مركب كيميائي .

تكافؤ العنصر :

عدد الإلكترونات التي تفقدها الذرة أو تكسبها أو تشارك فيها .

أكمل الجدول التالي

تكافؤ العنصر	عدد الإلكترونات التى يفقدها أو يكتسبها أو يشارك بها	التوزيع الإلكتروني	العنصر
			$_{12}Mg$
			$_{6}C$
			$_{7}N$
			$_{15}P$

أكتبُ الصيغةَ الكيميائيةَ لمُركَّبِ أكسيدِ الألمنيومِ.

أكتبُ الصيغةَ الكيميائيةَ لمُركَّبِ ثاني أكسيدِ الكربونِ.

أكتبُ الصيغةَ الكيميائيةَ لمُركَّبِ هيدروكسيدِ الكالسيومِ.

المجموعاتُ الأيونيةُ، وشحناتُها، وتكافؤُ كلٍّ منْها.

حفظ

اسمُ المجموعةِ	الرمزُ	الشحنةُ
الهيدروكسيدُ	OH^-	1-
النتراتُ	NO_3^-	1-
البيكربوناتُ	HCO_3^-	1-
الأمونيومُ	NH_4^+	1+
البيرمنجناتُ	MnO_4^-	1-
الكربوناتُ	CO_3^{2-}	2-
الكبريتاتُ	SO_4^{2-}	2-
الكروماتُ	CrO_4^{2-}	2-
الدايكروماتُ	$Cr_2O_7^{2-}$	2-
الفوسفاتُ	PO_4^{3-}	3-

العنصرُ	شحنةُ أيونه	العنصرُ	شحنةُ أيونه
الفضةُ	Ag^{1+}	الهيدروجينُ	H^{1+}
الليثيومُ	Li^{1}	الفلورُ	F^{1-}
الصوديومُ	Na^{1+}	الكلورُ	Cl^{1-}
البوتاسيومُ	K^{1+}	البرومُ	Br^{1-}
النحاسُ	Cu^{2+}	الخارصينُ	Zn^{2+}
الكالسيومُ	Ca^{2+}	النيكلُ	Ni^{2+}
الحديدُ	Fe^{2+}	الكبريتُ	S^{2-}
الألمنيومُ	Al^{3+}	النتروجينُ	N^{3-}
الحديدُ	Fe^{3+}	الفوسفورُ	P^{3-}
الكربونُ	$C^{4\pm}$	السليكون	$Si^{4\pm}$

الأرقام اللاتينية :

1	I
2	II
3	III
4	IV
5	V
6	VI

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

تدريبات :

أكمل الجدول التالي

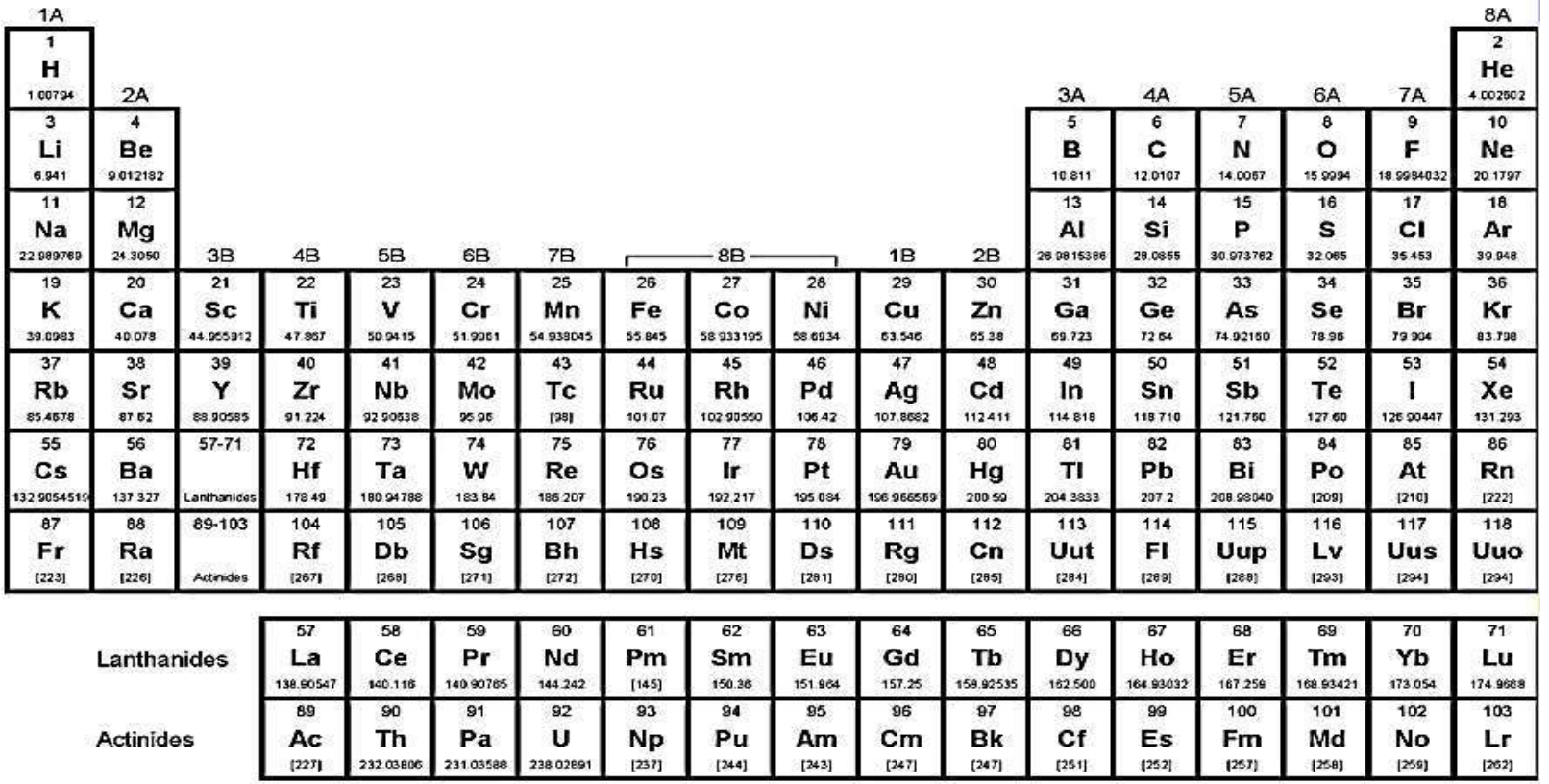
اسم المركب	الصيغة الكيميائية
نترات البوتاسيوم	
كربونات الكالسيوم	
هيدروكسيد الأمونيوم	

السالبيةُ الكهربائيةُ وأنواعُ الروابطِ الكيميائيةِ

الجدول (8):	نوعُ الرابطةِ بِحسبِ الفرقِ في السالبيةِ الكهربائيةِ بينَ الذرّاتِ.
الفرقُ في السالبيةِ الكهربائيةِ	نوعُ الرابطةِ المُتكوّنةِ
منْ (0) إلى (2):	تساهميةٌ.
أكبرُ منْ (2):	أيونيةٌ.

✓ **أتحقَّقُ:** إذا كانَ فرقُ السّالبيَّةِ الكهربائيّةِ بينَ الذّرّتيْنِ المُكوّنتينِ للرّابطةِ C-N يساوي 0.6 فما نوعُ هذهِ الرّابطةِ؟

Periodic Table of the Elements



1A												3A	4A	5A	6A	7A	8A
1 H 1.00794	2A																2 He 4.002602
3 Li 6.941	4 Be 9.012182											5 B 10.811	6 C 12.0107	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984032	10 Ne 20.1797
11 Na 22.989769	12 Mg 24.3050	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	13 Al 26.9815386	14 Si 28.0855	15 P 30.973762	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.955912	22 Ti 47.867	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.938045	26 Fe 55.845	27 Co 58.933195	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.92160	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.90585	40 Zr 91.224	41 Nb 92.90638	42 Mo 95.96	43 Tc [98]	44 Ru 101.07	45 Rh 102.90550	46 Pd 106.42	47 Ag 107.8682	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.760	52 Te 127.60	53 I 126.90447	54 Xe 131.293
55 Cs 132.9054519	56 Ba 137.327	57-71 Lanthanides	72 Hf 178.49	73 Ta 180.94788	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.217	78 Pt 195.084	79 Au 196.966569	80 Hg 200.59	81 Tl 204.3833	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98040	84 Po [209]	85 At [210]	86 Rn [222]
87 Fr [223]	88 Ra [226]	89-103 Actinides	104 Rf [267]	105 Db [268]	106 Sg [271]	107 Bh [272]	108 Hs [270]	109 Mt [276]	110 Ds [281]	111 Rg [280]	112 Cn [285]	113 Uut [284]	114 Fl [289]	115 Uup [288]	116 Lv [293]	117 Uus [294]	118 Uuo [294]

Lanthanides	57 La 138.90547	58 Ce 140.116	59 Pr 140.90765	60 Nd 144.242	61 Pm [145]	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.92535	66 Dy 162.500	67 Ho 164.93032	68 Er 167.259	69 Tm 168.93421	70 Yb 173.054	71 Lu 174.9668
Actinides	89 Ac [227]	90 Th 232.03806	91 Pa 231.03588	92 U 238.02891	93 Np [237]	94 Pu [244]	95 Am [243]	96 Cm [247]	97 Bk [247]	98 Cf [251]	99 Es [252]	100 Fm [257]	101 Md [258]	102 No [259]	103 Lr [262]

Teacher Abeer Almasri