

المجد في الكيمياء

إعداد المعلمة : عبير المصري

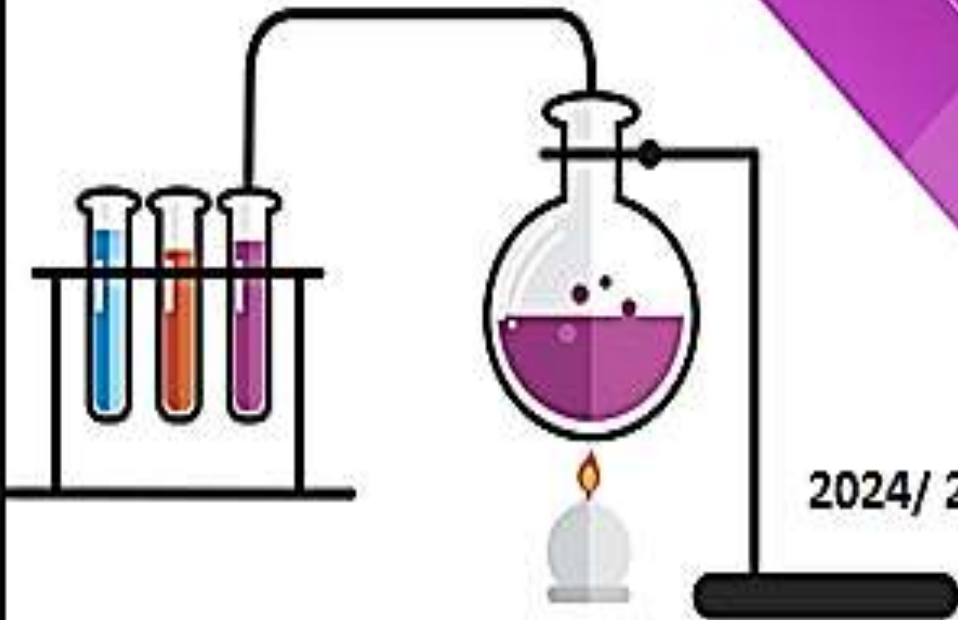
الصف العاشر

الفصل الدراسي الأول



مدارس ليفاننت الدولية
Levant International School

10



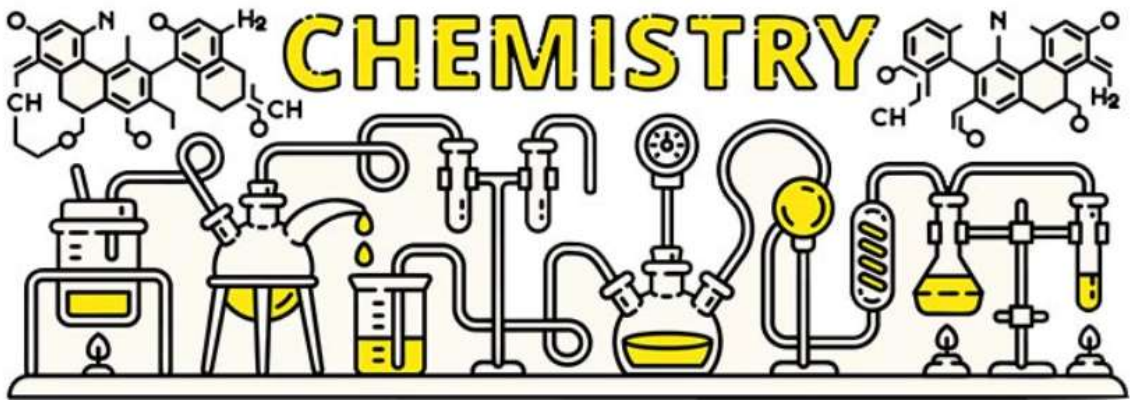
2024/ 2025

البرنامج الوطني الكيمياء

الفصل الدراسي الأول لعام 2024/2025

الصف : العاشر

معلمة المادة : عير المصري



اسم الطالب / الطالبة :

الشعبة : ()

الوحدة الأولى : بُنية الذرة وتركيبها



النتائج العامة :

يتوقع من الطالب أن :

- يتتبع مراحل تطور 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 وتردداته ويقسم إلى :

الطيف غير المرئي :

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

الطيف المرئي :

هو مدى ضيق من الأطوال الموجية في الطيف الكهرومغناطيسي يتراوح بين 350 - 800 نانومتر ويقسم إلى :

يقبل طولها
عن 350
نانومتر

يزيد طولها
عن 800
نانومتر

الطيف
المنفصل
(الذري)

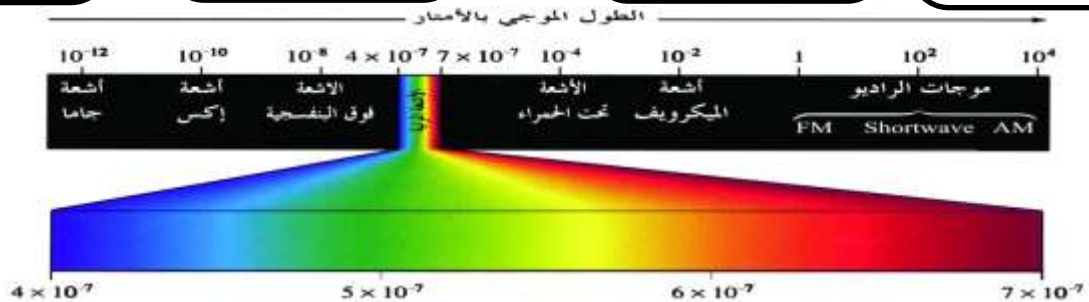
الطيف
المرئي
المتصل

تقع فوق الضوء
البنفسجي مثل
الأشعة السينية

تقع تحت الضوء
الأحمر مثل أمواج
الراديو والتلفاز
والميكرويف

وهو نوعين :
طيف الانبعاث
وطيف الامتصاص

حزمة من الأشعة
الملونة المتتابعة من
دون ظهور حدود
فاصلة بينها



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

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

- 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 :

لون طيف الانبعاث الخطي	العنصر
	الصوديوم
	الليثيوم

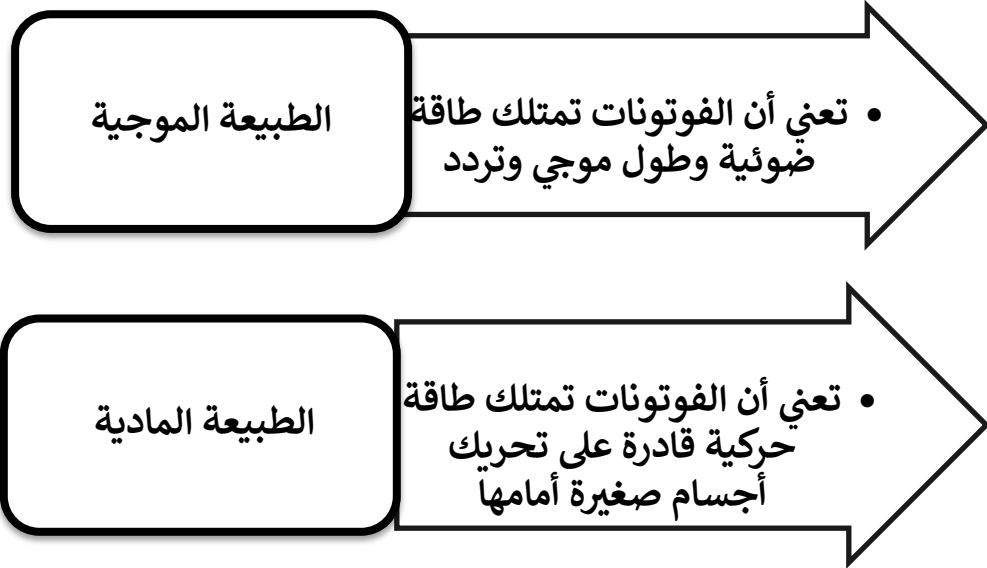
عدّد استخدامات الطيف الذري :

.....

.....

.....

أجرى العالمان **ماكس بلانك وألبرت اينشتاين** تجارب عديدة لدراسة الضوء وتعرف طبيعته. *وقد أثبتت هذه الدراسات أن: (1) الضوء يمتلك طبيعة مزدوجة (موجية – مادية).



(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)

$$E = h\nu$$

حيث:

E: طاقة الفوتون وتُقاسُ بالجول (J).

h: ثابت بلانك، ويساوي $(6.63 \times 10^{-34} \text{ J.s})$.

ν : تردد الضوء ويُقاسُ بالهيرتز (Hz).

$$c = \lambda\nu$$

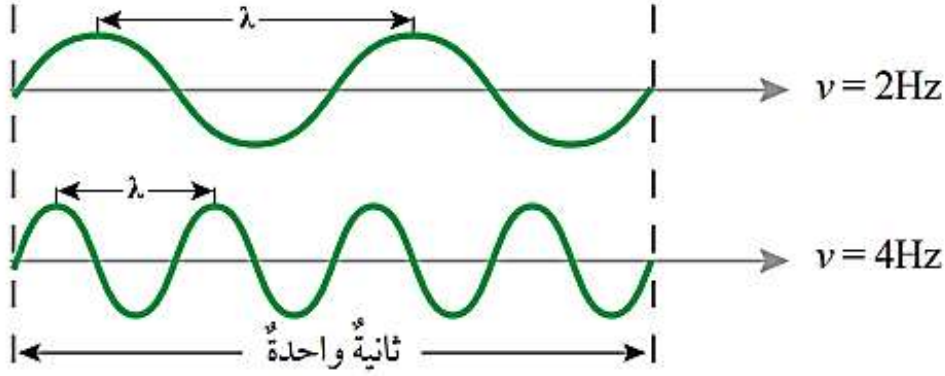
حيث:

C: سرعة الضوء، وتساوي $(3 \times 10^8 \text{ m/s})$.

يمكن التعبير عن ذلك بالعلاقات الآتية

• **طول الموجة**: هو المسافة الفاصلة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليتين وتقاس بالمتراً أو النانومتراً .

• **التردد**: عدد الموجات التي تمر بنقطة في ثانية ويقاس بالهيرتز (Hz)



تدريبات:

احسب تردد شعاع من الضوء الأصفر طول موجي 589 نانومتر.

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

احسب طاقة فوتون من الضوء الأزرق طول موجي 475 نانومتر .

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

ما طاقة فوتون طوله الموجي 400 نانومتر .

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

فوتون ضوء تردده (2×10^{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 وأينشتاين .

* 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 ؟

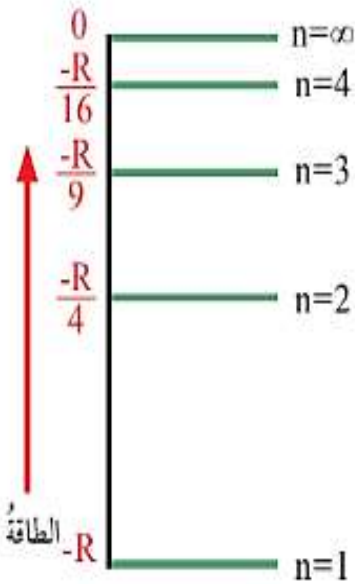
لأنها من أبسط الذرات الموجودة (تحتوي على إلكترون واحد فقط) .

حالات ذرة الهيدروجين

متأينة عندما يصل إلكترونها إلى المستوى اللانهائي $n=\infty$

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

مستقرة عندما يكون إلكترونها في المستوى الأول $n=1$



الشكل (7): مستويات الطاقة

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 عودة الإلكترون من مستوى أعلى إلى مستوى أقل .

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

• من المستوى الرابع إلى الأول :

• من المستوى السادس إلى الثاني :

• حسابات الطاقة :

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 الطاقة الأقل .

n_2 : مستوى الطاقة الأعلى .

لحساب طاقة المستوى الرئيسي (n)
نستخدم القانون التالي :

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

R_H : ثابت ريد بيرغ ($R_H = 2.18 \times 10^{-18} \text{J}$) .

n : رقم المستوى الذي يوجد فيه الإلكترون .

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

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



1- أحسب طاقة كل من المستوى الأول، والثاني، واللا نهائي (∞)

في ذرة الهيدروجين.

2- تحفيز: ما تردد الضوء المنبعث من ذرة هيدروجين مثارة في

المستوى الرابع عند عودتها إلى حالة الاستقرار؟

مراجعة الدرس

2- أصنّف الأمواج الضوئية الآتية إلى طيف مرئي، وآخر غير مرئي:

- الأشعة تحت الحمراء.
- أمواج الراديو.
- الأشعة فوق البنفسجية.
- الأشعة الزرقاء.
- الضوء الأصفر.

4- أجب عما يأتي:

أ - أحسب طاقة موجة الضوء المنبعثة من ذرّة الهيدروجين المثارّة عند عودة الإلكترون من المستوى الخامس، إلى المستوى الثالث.

.....

.....

.....

.....

.....

5- أستنتج: إذا كانت طاقة الإشعاع المنبعثة من ذرّة هيدروجين مثارّة عند عودتها إلى حالة الاستقرار ($1.93 \times 10^{-18} \text{ J}$)، فما رقم مستوى الطاقة الأعلى؟

.....

.....

.....

.....

.....

الدرس الثاني : النموذج الميكانيكي الموجي للذرة

• وجه القصور في نموذج بور الذري :

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

* وضع العالم شرودنغر النموذج الميكانيكي الموجي.

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

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

عدد الكم الفرعي
(L)

عدد الكم الرئيسي
(n)

(لم ينتج من حل
معادلة شرودنغر)

عدد الكم
المغزلي
(Ms)

عدد الكم
المغناطيسي
(ML)

• مقارنة بين أعداد الكم :

عدد الكم الرئيسي (n) :

) يشير هذا العدد إلى مستوى الطاقة الرئيسي.

) يأخذ القيم من ($n=1$ $n=\infty$).

) الخاصية الفيزيائية التي يرتبط بها : حجم المستوى ومعدل بعده عن النواة .

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

✓ أنحَقِّقْ: أيُّهُمَا 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) انفييتي ∞ .

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 — +L).

(الخاصة الفيزيائية التي يرتبط بها : تحديد الإتجاه الفراغي للفلك .

$$\text{عدد الأفلاك في المستوى الرئيسي} = n^2$$

✓ **أتحقق:** ما عدد الأفلاك في المستوى الرئيس المكون من ثلاثة

مستويات فرعية؟

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.

$$\text{عدد الإلكترونات في المستوى الرئيسي} = 2 n^2$$

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

هذا يعني أن الفلك الواحد لا يستوعب أكثر من إلكترونين

مبدأ الاستبعاد لباولي :

.....

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

✓ **أتحقق:** ما دلالة كل عدد من أعداد الكم الرئيس، والفرعي، والمغناطيسي، والمغزلي؟

تدريبات:

أكمل الجدول التالي:

عدد الإلكترونات	عدد الأفلاك	الشكل الفراغي	قيمة L	رمز L

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 للإلكترون يقع في المستوى الرئيسي الأول :

.....

.....

حدد أعداد الكم المفقودة للإلكترون يقع في المستوى الرئيسي الثالث وقيمة m_l له = 2 -

.....

.....

هل يمكن للإلكترون يقع في المستوى الرئيسي الرابع أن تكون قيمة m_l له = 4 ولماذا ؟

.....

.....

مراجعةُ الدرس

2- أحددُ الخاصيةَ التي يشيرُ إليها كلُّ عددٍ من أعدادِ الكمِّ: الرئيسِ، والمغناطيسيِّ.

.....

.....

.....

.....

3- أحددُ عددَ المستوياتِ الفرعيةِ في المستوى الرئيسِ الرابعِ.

4- أحددُ عددَ أفلاكِ المستوى الفرعيِّ (d).

5- أستتجُ السعةَ القصوى من الإلكتروناتِ التي يستوعبها المستوى الرئيسُ (n=4).

.....

6- أفسِّرُ: لا يُمكنُ لإلكترونٍ ثالثٍ دخولُ فلكٍ يحوي إلكترونينِ.

.....

.....

.....

.....

7- أفكِّرُ: هل يُمكنُ لإلكترونٍ ما في الذرَّةِ أن يتَّخذَ أعدادَ الكمِّ الآتيةَ؟ أعزِّزُ إجابتي بالدليلِ.

$$m_s = \frac{-1}{2}, \quad m_l = -4, \quad l = 2, \quad n = 3$$

.....

.....

.....

.....

مراجعة الوحدة

2. أفسر: لماذا يحتوي طيف الانبعاث الخفي على كميات مُحددة من الطاقة بحسب نموذج بور؟

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

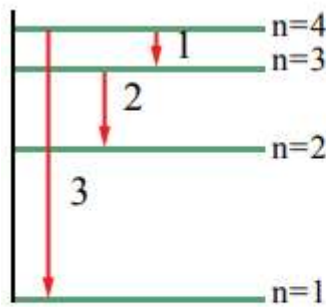
.....

.....

.....

.....

.....



3. يُمثل الشكل المجاور رسماً تخطيطياً لعدد من خطوط الطيف الصادرة عن ذرة هيدروجين مثارة. أدرس الشكل، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

أ. أجد طاقة الإشعاع التي يُمثلها الرقم (2).

ج. استنتج عدد خطوط الطيف جميعاً عند عودة الذرة إلى حالة الاستقرار.

.....

.....

.....

4. أجد طاقة الإشعاع الصادرة عن ذرة الهيدروجين المثارة في المستوى الرابع عند عودة الإلكترون فيها إلى المستوى الثاني.

.....

.....

6. أعبرُ بدلالة (R_H) عن مقدار الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من المستوى الثاني إلى المستوى الخامس في ذرة الهيدروجين.

.....

.....

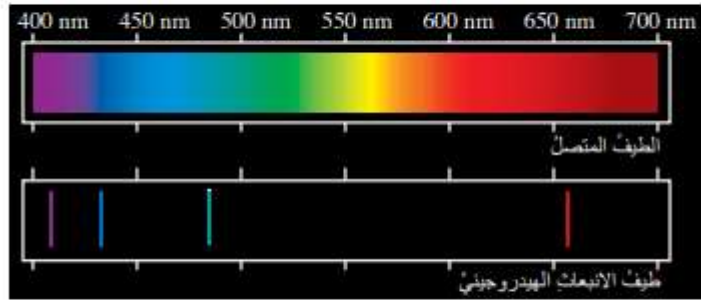
.....

.....

.....

.....

5. أدرس الشكل الآتي الذي يبيِّن طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين، ثم أجب عن السؤالين التاليين:



أ. أجد رقم المستوى الذي ينتقل منه الإلكترون إذا كانت طاقة فوتون الضوء الناجمة عن انتقاله إلى المستوى الثاني هي $(0.21 R_{H})$ جول.

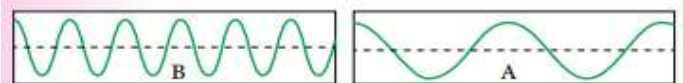
7. تستخدم الإذاعة الأردنية موجاتٍ عدَّة ذات تردداتٍ متباينة في بثها الموجة إلى مناطقٍ مختلفة في الأردن، ومناطقٍ واسعةٍ في مختلف أنحاء العالم. ومن هذه الترددات:

رقم الموجة	التردد	الموجة	منطقة استقبال البث
1	90MHz	FM	عمَّان.
2	1035 KHz	AM	شمال الأردن، ووسطه، وجنوبه انتهاءً بالنقب.

أ. أجد الطول الموجي لكل ترددٍ.

ب. أجد طاقة الفوتون المحتملة لكل ترددٍ.

ج. أيهما يُمثِّل التردد لموجة FM: نموذج شكل الموجة A أم نموذج شكل الموجة B؟



9. ذرّة هيدروجينٍ مثارةٌ في مستوى مجهولٍ، يتطلّبُ تحويلُها إلى أيونٍ موجبٍ أن تُزوّدَ بكميةٍ من الطاقةٍ مقدارُها $(0.11 R_H)$ جول. أحسبُ رقمَ المستوى الذي يوجدُ فيه الإلكترونُ.

.....

.....

.....

.....

10. إذا كانَ طولُ موجةِ الإشعاعِ المُرافقِ لعودةِ الإلكترونِ من مستوى بعيدٍ إلى المستوى الأولِ في ذرّةِ الهيدروجينِ هوَ (121) نانومتراً، فأجِدُ:
أ . طاقةَ هذا الإشعاعِ.
ب . رقمَ المستوى الأعلى الذي عادَ منه الإلكترونُ.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

11. عددُ الكمّ الرئيسيّ لإلكترون (n=3):
أ . ما عددُ المستوياتِ الفرعيةِ المحتملةِ؟
ب . ما عددُ الأفلاكِ في هذا المستوى؟
ج . ما السعةُ القصوى من الإلكتروناتِ التي يُمكنُ أن يستوعبها هذا المستوى؟
د . ما قيمُ أعدادِ الكمّ الفرعيةِ (l)؟

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

12. أستنتج رمز المستوى الفرعي ذي القيم الكمية المبيّنة

في كلٍّ من الحالتين الآتيتين:

أ . $n=2$ ، $l=0$ ؟

ب . $n=4$ ، $l=1$ ؟

13. أضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة لكلِّ جملةٍ

مما يأتي:

8. عند امتصاصِ الذرّةِ للطاقةِ تنتقلُ الإلكتروناتُ إلى

مستوياتٍ طاقةٍ أبعدَ عن النواةِ، فينشأ ما يُسمّى:

أ . التفريغَ الكهربائيَّ. ب . الذرّةَ المثارةَ.

ج . عمليةَ التأينِ. د . الطيفَ الذرّيَّ.

9. أقصى عددٍ من الإلكتروناتِ يستوعبُهُ المستوى

الفرعيُّ ($4f$)، هو:

أ . إلكترونانِ. ب . (10) إلكتروناتٍ.

ج . (6) إلكتروناتٍ. د . (14) إلكتروناتٍ.

10. الرمزُ الذي يتعارضُ مع مبدأ باولي، هو:

أ . ($4d^{12}$). ب . ($3s^1$).

ج . ($2p^5$). د . ($4f^{12}$).

11. عددُ المستوياتِ الفرعيةِ المحتملةِ لوجودِ إلكترونٍ

في المستوى الثالثِ، هو:

أ . (3) مستوياتٍ. ب . (9) مستوياتٍ.

ج . (12) مستوى. د . (16) مستوى.

4. لا تتماثلُ أفلاكُ (p) الثلاثةُ ضمنَ المستوى الرئيسِ

الواحدِ نفسه في إحدى الخصائصِ الآتية:

أ . الاتجاهَ الفراغيَّ. ب . الشكلَ.

ج . الطاقةَ. د . السعةَ من الإلكتروناتِ.

5. عددُ الأفلاكِ الكليِّ في المستوى الرئيسِ

الثالثِ ($n=3$)، هو:

أ . (3) أفلاكٍ. ب . (6) أفلاكٍ.

ج . (9) أفلاكٍ. د . (18) فلكًا.

6. أكبرُ عددٍ من الإلكتروناتِ التي قد توجدُ في المستوى

الرئيسِ الخامسِ ($n=5$)، هو:

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

ج . (25) إلكتروناتٍ. د . (50) إلكتروناتٍ.

7. يتحدّدُ الاتجاهَ الفراغيَّ للفلكِ بعددِ الكمّ:

أ . الرئيسِ. ب . الفرعيِّ.

ج . المغناطيسيِّ. د . المغزليِّ.

الوحدة الثانية :

التوزيع الإلكتروني والدورية



النتائج العامة :

يتوقع من الطالب أن :

- يكتب التوزيع 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 تبعاً لتزايد طاقتها , بحيث توزع الإلكترونات أولاً في أدنى مستوى للطاقة ثم تُملأ المستويات العليا للطاقة "

لمقارنة طاقة المستويات الفرعية :

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

مثال : أي المستويات التالية يُملأ أولاً بالإلكترونات :

7P or 5F

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

الأقل طاقة (يُملأ أولاً بالإلكترونات)
لأنه أقل n

5s or 3P

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

الأقل طاقة (يُملأ أولاً بالإلكترونات)

بناءً 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 :

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



تدريبات :

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

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

الترتيب الصحيح :

أكتب التوزيع الإلكتروني الصحيح للذرات التالية :

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

ما عدد الإلكترونات المنفردة التي يمتلكها كل مما يلي :

• عنصر الكالسيوم (${}_{20}\text{Ca}$) :

• عنصر المنغنيز (${}_{25}\text{Mn}$) :

أكتب التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل لكل من :

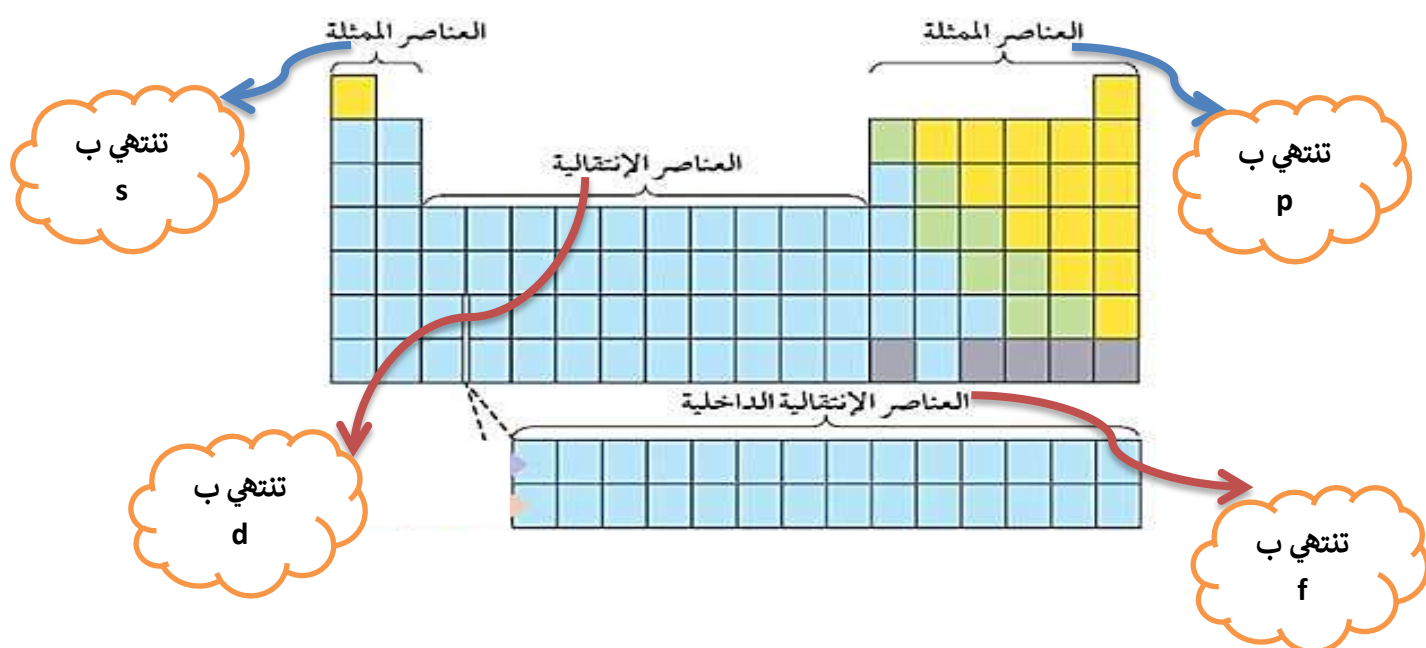
الذرة	التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل
^{15}P	
^{13}Al	
^{35}Br	
^{11}Na	
^{16}S	
^8O	
^4Be	

✓ **أتحقَّق:**

1. أكتب التوزيع الإلكتروني لسبعة إلكتروناتٍ على أفلاك d الخمسة بحسب قاعدة هوند، مُحدِّدًا عددَ الإلكترونات المنفردة.
2. أرِّبُ المستويات الفرعية الآتية تصاعديًا وفق طاقتها:
5p, 3d, 6p, 5d, 7p
3. أكتب التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل لكلٍّ من الذرتين:
N (عددُها الذريُّ 7)، و Si (عددُها الذريُّ 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 :

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

(تحديد رقم مجموعة العناصر الانتقالية) :

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

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

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

- حالات خاصة من التوزيع الإلكتروني :

${}_{29}\text{Cu}$:

${}_{24}\text{Cr}$:

- 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 الكترولونات.

- **العناصر الانتقالية** دائماً 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 الكترولونات تضاف على المستوى الخارجي أيضاً .

تدريب :

أكتب التوزيع الالكتروني لكل مما يلي :

1. أيون المغنيسيوم $^{+2}_{12}\text{Mg}$:

.....
.....

2. أيون النيتروجين $^{+2}_7\text{N}$:

.....
.....

3. أيون التيتانيوم $^{+3}_{22}\text{Ti}$:

.....
.....

✓ **أنحَقِّن:** أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الأيونات الآتية: $^{2+}_{20}\text{Ca}$ ، $^{2-}_{16}\text{S}$ ، $^{2+}_{28}\text{Ni}$ ، $^{3+}_{26}\text{Fe}$

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

مراجعةُ الدرس

2- أدرُسُ العنصرَ 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 لكلِّ من الأيونين: Al³⁺، و As³⁻.

.....

.....

3- أحددُ العددَ الذرِّيَّ لعنصرٍ ينتهي التوزيعُ الإلكترونيُّ لأيونهِ الشائئِ السالبِ بالمستوى الفرعيِّ 3p⁶.

.....

4- أحددُ العددَ الذرِّيَّ لعنصرٍ ينتهي التوزيعُ الإلكترونيُّ لأيونهِ الثلاثيِّ الموجبِ بالمستوى الفرعيِّ 3d⁴.

.....

الدرس الثاني : الخصائص الدورية للعناصر

- تمتاز العناصر الكيميائية في الجدول الدوري بعدد من الخصائص الفيزيائية والكيميائية التي تُحدّد 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 .

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

2. نصف القطر الأيوني (حجم الأيون) .

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

أقارنُ بينَ حجمِ ذرَّةِ عنصرِ البوتاسيوم ${}_{19}\text{K}$ وحجم أيونها الموجب $\text{K}^+{}_{19}$.

أقارنُ بينَ حجمِ ذرَّةِ عنصرِ الكلور ${}_{17}\text{Cl}$ وحجم أيونها السالب $\text{Cl}^-{}_{17}$.

✓ **أتحقَّقُ:** أيُّهما أكبرُ حجمًا: ذرَّةُ الأكسجين O أم أيونُ الأكسيد O^{2-} ؟

درسُ الجدولِ الآتي، ثمَّ أجيبُ عن الأسئلة التي

تليهِ:

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

أكتبُ التوزيعَ الإلكترونيَّ لكلِّ ذرَّةٍ من ذراتِ

العناصرِ الآتية: Z, Y, M .

ما رقمُ مجموعةِ كلِّ عنصرٍ من العناصرِ الآتية:

U, X, V ؟

ما العددُ الذرِّيُّ لعنصرٍ من دورةِ العنصرِ V ,

ومجموعةِ العنصرِ E ؟

ما عددُ الإلكتروناتِ المنفردة في المستوى الخارجيِّ

لذرَّةِ العنصرِ R ؟

ما عددُ إلكتروناتِ التكافؤ في ذرَّةِ كلِّ عنصرٍ

من العناصرِ الآتية: X, Y, E ؟

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 لفقدتها

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

2. السالبة 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 (Al / B) أكبر حجمًا

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

13. أضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة لكل جملة

مما يأتي:

1. المستوى الفرعي الذي يُملأ أولاً بالإلكترونات،

هو:

أ . 4d . ب . 4P .

ج . 5P . د . 5S .

2. عدد البروتونات في الذرة التي تركيبها الإلكتروني

$[Ne] 3s^2 3p^4$ ، هو:

أ . (6) بروتونات . ب . (8) بروتونات .

ج . (16) بروتونات . د . (24) بروتونات .

3. يُعدُّ العنصرُ انتقاليًا داخليًا إذا انتهى توزيعه

الإلكتروني بأفلاك المستوى الفرعي:

أ . S . ب . P .

ج . d . د . f .

4. عدد إلكترونات التكافؤ لذرة تركيبها الإلكتروني

$(1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^4)$ ، هو:

أ . إلكترونان . ب . (4) إلكترونات .

ج . (6) إلكترونات . د . (16) إلكترونات .

الوحدة الثالثة :

المركبات والروابط الكيميائية



النتائج 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 .

العنصر	العدد الذري	المجموعة	التوزيع الإلكتروني	تركيب لويس للذرة
الصوديوم	11	IA	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Na •
المغنيسيوم	12	IIA	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	• Mg •
الألمنيوم	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 •
الفوسفور	15	VA	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	• P •
الكبريت	16	VIA	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	• S •
الكلور	17	VIIA	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	• Cl •

✓ **أتحقق:** أكتب تركيب لويس لكل من ذرات العناصر في الجدول الآتي:

العنصر:	Li	F	B	N	Be
العدد الذري:	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 .

**أولاً : الرابطية الأيونية :**

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

فلز + لا فلز ← مركب أيوني

اللافلزات

توجد غالباً في المجموعة
(7 , 6 , 5)

وهي تميل لكسب الإلكترونات
وتكوين أيون سالب حتى
تستقر

الفلزات

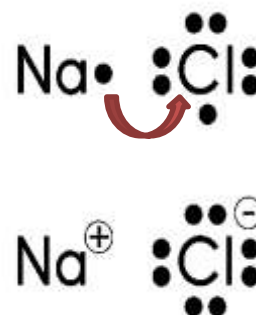
توجد غالباً في المجموعة
(3 , 2 , 1)

وهي تميل لفقد الإلكترونات
وتكوين أيون موجب حتى
تستقر

وَضِّحْ كَيْفَ تَنْشَأُ الرابطة في كل حالة مما يلي :

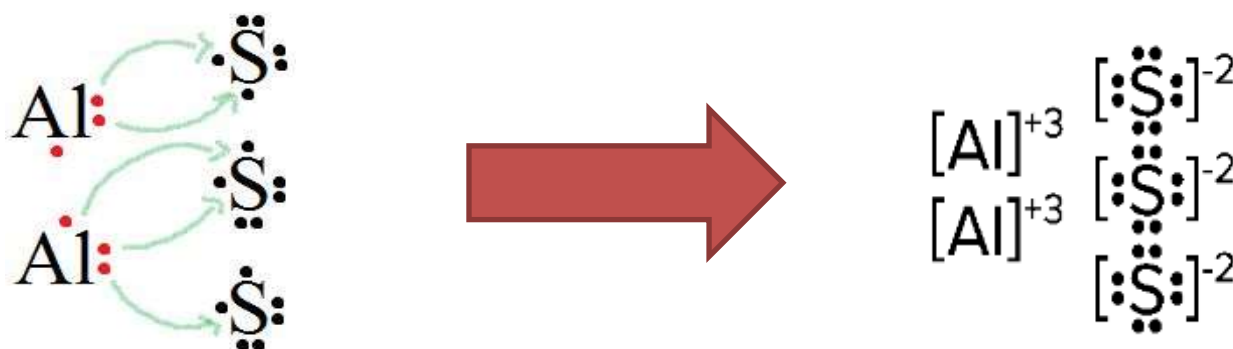
(1) بين الصوديوم والكلور في مركب كلوريد الصوديوم (NaCl) :

علمًا أن العدد الذري للكلور = 17 وللصوديوم = 11



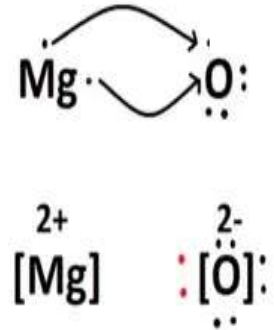
(2) بين الكبريت والألمنيوم في مركب كبريتيد الألمنيوم (Al₂S₃) :

علمًا أن العدد الذري للكبريت = 16 وللألمنيوم = 13

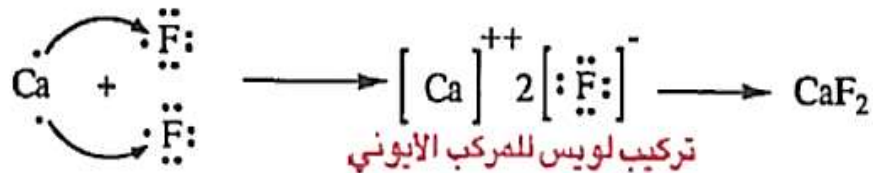


(3) بين المغنيسيوم والأكسجين في مركب أكسيد المغنيسيوم (MgO) :

علمًا أن العدد الذري للمغنيسيوم = 12 وللأكسجين = 8



أمثلة أخرى على الرابطة الأيونية

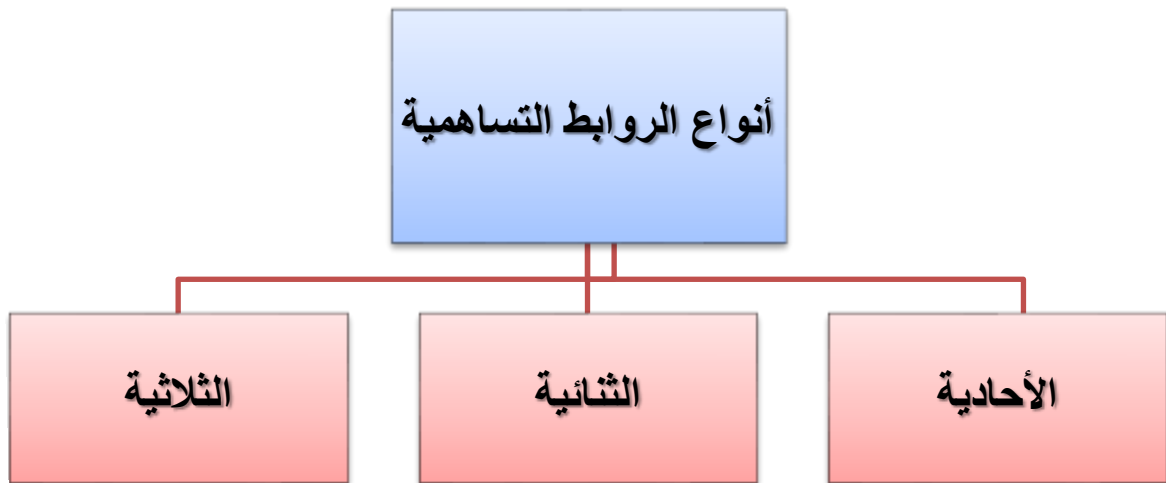


الرابطة التساهمية:

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

** تسمى المركبات الناتجة عن الرابطة التساهمية " جزيئات "

لافلز + لا فلز ← مركب تساهمي

**تذكر:**

- اللافلزات توجد غالباً 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) .

عدد الروابط التساهمية بوجه عام، التي تُكوِّنها ذرات عناصر المجموعات								الجدول (2):
VIIIA	VIIA	VIA	VA	IVA	IIIA	IIA	IA	رقم المجموعة
-	1	2	3	4	-	-	-	عدد الروابط التساهمية التي تُكوِّنها

أولاً : الرابطة التساهمية الأحادية

تنشأ عن تشارك ذرتين بزوج واحد من الإلكترونات .

• أمثلة :

(1) جزيء الهيدروجين (H₂) : العدد الذري للهيدروجين = 1



(2) جزيء الماء (H₂O) : العدد الذري للأكسجين = 8



(4) جزيء الفلور (F₂) :

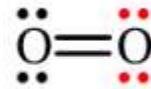
(3) جزيء الميثان (CH₄) :

ثانيًا : الرابطة التساهمية الثنائية

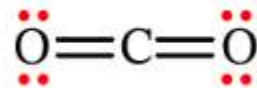
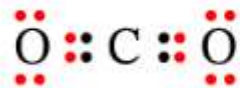
تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان بزوجين من الإلكترونات فيما بينهما

• أمثلة :

(1) جزيء الأكسجين (O₂) .



(2) جزيء ثاني أكسيد الكربون (CO₂) .

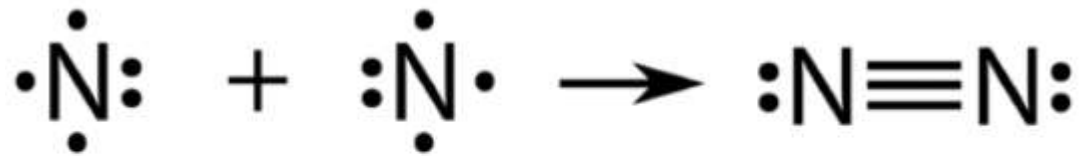


(3) جزيء الايثين (C₂H₄) .

ثالثًا : الرابطة التساهمية الثلاثية

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

(1) جزيء النيتروجين (N₂) .



(3) جزيء الايثاين (C₂H₂) .

(4) جزيء (HCN) .

• الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية والتساهمية

مقارنة بين المركبات الأيونية والمركبات التساهمية.		الجدول (5):
المركبات التساهمية	المركبات الأيونية	الخاصية
منخفضة غالباً.	عالية.	درجات الانصهار والغليان:
متطايرة.	غير متطايرة.	التطاير:
لا تذوب غالباً في الماء.	تذوب في الماء.	الذائبية في الماء:
غير موصلة للكهرباء بوجه عام.	غير موصلة للكهرباء.	توصيل الكهرباء في الحالة الصلبة:
غير موصلة للكهرباء بوجه عام، ولكن بعضها موصل لها.	موصلة للكهرباء.	توصيل الكهرباء في حالة المحلول:

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

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

أكتبُ الصيغةَ الكيميائيةَ لمُرَكَّبِ أكسيدِ الألمنيومِ.

أكتبُ الصيغةَ الكيميائيةَ لمُرَكَّبِ ثاني أكسيدِ الكربونِ.

أكتبُ الصيغةَ الكيميائيةَ لمُرَكَّبِ هيدروكسيدِ الكالسيومِ.

المجموعات الأيونية، وشحنتها، وتكافؤ كل منها.

حفظ

الشحنة	الرمز	اسم المجموعة
1-	OH ⁻	الهيدروكسيد
1-	NO ₃ ⁻	النترات
1-	HCO ₃ ⁻	البيكربونات
1+	NH ₄ ⁺	الأمونيوم
1-	MnO ₄ ⁻	البيرمنجنات
2-	CO ₃ ²⁻	الكربونات
2-	SO ₄ ²⁻	الكبريتات
2-	CrO ₄ ²⁻	الكرومات
2-	Cr ₂ O ₇ ²⁻	الدايكرومات
3-	PO ₄ ³⁻	الفوسفات

شحنة أيونه	العنصر	شحنة أيونه	العنصر
H ¹⁺	الهيدروجين	Ag ¹⁺	الفضة
F ¹⁻	الفلور	I ¹⁻	اليود
Cl ¹⁻	الكلور	Na ¹⁺	الصوديوم
Br ¹⁻	البروم	K ¹⁺	البوتاسيوم
Zn ²⁺	الزئبق	Cu ²⁺	النحاس
Ni ²⁺	النيكل	Ca ²⁺	الكالسيوم
S ²⁻	الكبريت	Fe ²⁺	الحديد
N ³⁻	النيتروجين	Al ³⁺	الألومنيوم
P ³⁻	الفوسفور	Fe ³⁺	الحديد
Si ⁴⁺	السليكون	C ⁴⁺	الكربون

الأرقام اللاتينية :

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

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

تدريبات :

أكمل الجدول التالي

<u>الصيغة الكيميائية</u>	<u>اسم المركب</u>
	نترات البوتاسيوم
	كربونات الكالسيوم
	هيدروكسيد الألمونيوم

السالبية الكهربائية وأنواع الروابط الكيميائية

نوع الرابطة بحسب الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرات.	الجدول (8):
نوع الرابطة المكونة	الفرق في السالبية الكهربائية
تساهمية	من (0) إلى (2):
أيونية	أكبر من (2):

✓ **أنحَقُّ:** إذا كان فرق السالبية الكهربائيّة بين الذرتين المكوّنتين للرابطة C-N يساوي 0.6 فما نوع هذه الرابطة؟

