وزارة التربية والتعليم

مدرسة أشبال القدس الثانوية

أوراق عمل في الكيمياء

للصف

العاشر المتقدم

الفصل الدراسي الأول

إعداد

مدرسة المادة /ايمان نجيب الحطيني

الوحدة الأولى / الالكترونات في الذرة

القسم الأول :الضوء والطاقة الكمية :

بعد اكتشاف ثلاثة جسيمات دون ذرية في بداية القرن العشرين استمر العلماء سعيهم لفهم البنية الذرية وترتيب الالكترونات في الذرات

تجربة رذرفورد وصفيحة الذهب لاكتشاف نواة الذرة :

قام رذرفورد بقذف صفيحة رقيقة من الذهب بجسيمات الفا السريعة الموجبة

اقترح رذرفورد بناء على تجربته :

1) شحنة النواة موجبة .
2) كتلة الذرة تتركز بالنواة .

لم يستطع رذرفورد شرح :

1) طريقة ترتيب الالكترونات حول النواة بالذرة .
2) عدم انجذاب الالكترونات السالبة الى النواة الموجبة في الذرة .
3) أوجه الاختلاف والتشابه للسلوك الكيميائي بين مختلف العناصر .

- **مثال :** (Li ,Na, K عناصر في مجموعة واحدة تتشابه في الخواص الكيميائية فنجد ان جميعها تتفاعل بشدة مع الماء وتطلق غاز الهيدروجين الذي يشتعل بفرقعة)
- في بداية القرن العشرين وجد ان هناك عناصر ينبعث منها ضوء مرئي عند تسخينها وتم ربط هذا السلوك بترتيب الالكترونات في الذرة لذا لا بد من فهم طبيعة الضوء أولا" .

أولا" : الطبيعة الموجية للضوء :

الاشعاع الكهرومغناطيسي : شكل من أشكال الطاقة ينتج عن سلوك شبيه بالموجات عند انتقاله بالفراغ .

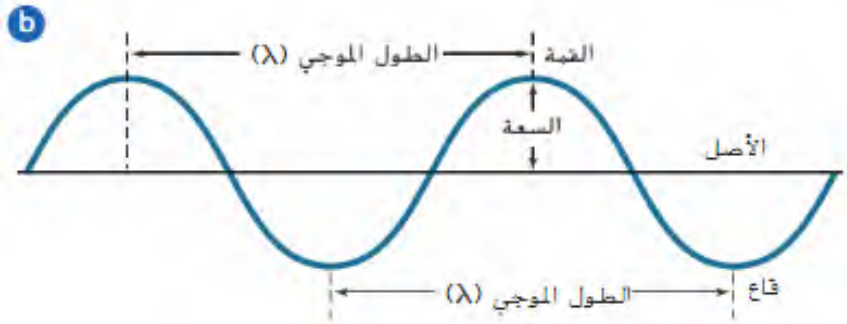
يتمثل الاشعاع الكهرومغناطيسي بالامثلة التالية :

1- الميكروويف
2- الاشعة الراديوية .
3- أشعة الرادار .
4- الأشعة تحت الحمراء .
5- الضوء المرئي .
6- الأشعة الفوق بنفسجية .
7- الأشعة السينية .
8- أشعة جاما .

خصائص الموجات :

1) الطول الموجي (يرمز له بالحرف اليوناني λ ويقرا لامدا) : هو اقصر مسافة بين النقاط المتكافئة على موجة مستمرة (المسافة بين قمة وقمة او قاع وقاع متتاليين)
وحدة قياسها : ----------
2) التردد الموجي ϑ : عدد الموجات في الثانية .
وحدة قياسها : ----------
3) سعة الموجة: ارتفاع الموجة من الأصل الى القمة أو من الأصل الى القاع .
* لا يؤثر طول الموجة او ترددها عل سعتها .
* سرعة الموجات الكهرومغناطيسية في الفراغ يساوي سرعة الضوء ($3.00x10^8 m/s$) يرمزلها بالرمز c

الشكل 2 a. الموجات متحدة المركز في الماء توضح الخصائص الخاصة بكل الموجات. b. السعة وطول الموجة والتردد هي الخصائص الرئيسة للموجات.
حدد قمة وقاع وطول موجة واحدة في الشكل.



لأي موجة :

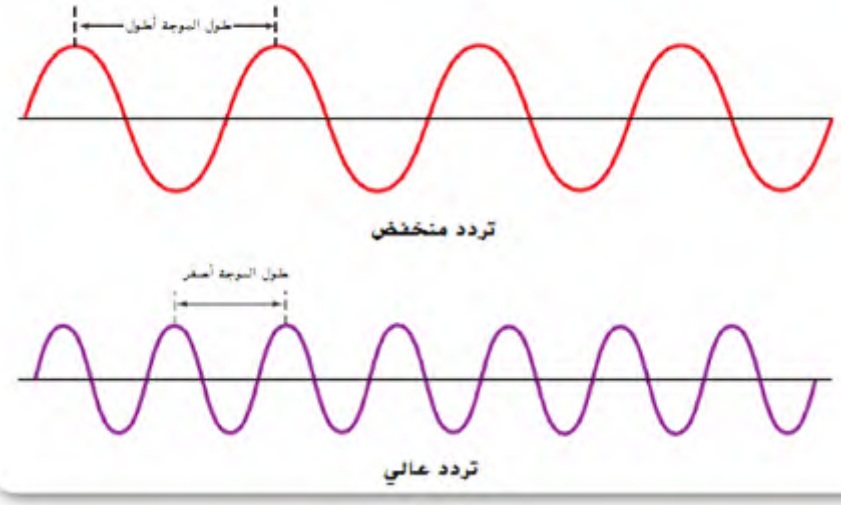
سرعة الموجة الكهرومغناطيسية

c هي سرعة الضوء في الفراغ.
λ هي طول الموجة.
ν هي التردد.

$$c = \lambda\nu$$

سرعة الضوء في الفراغ تساوي حاصل ضرب طول الموجة في التردد

سؤال : اعتماداً على الشكل التالي أكمل الفراغ : تتناسب طول الموجة ---------- مع التردد



الشكل 3 توضح هذه الموجات العلاقة بين طول الموجة والتردد كلما زاد طول الموجة، قل التردد.

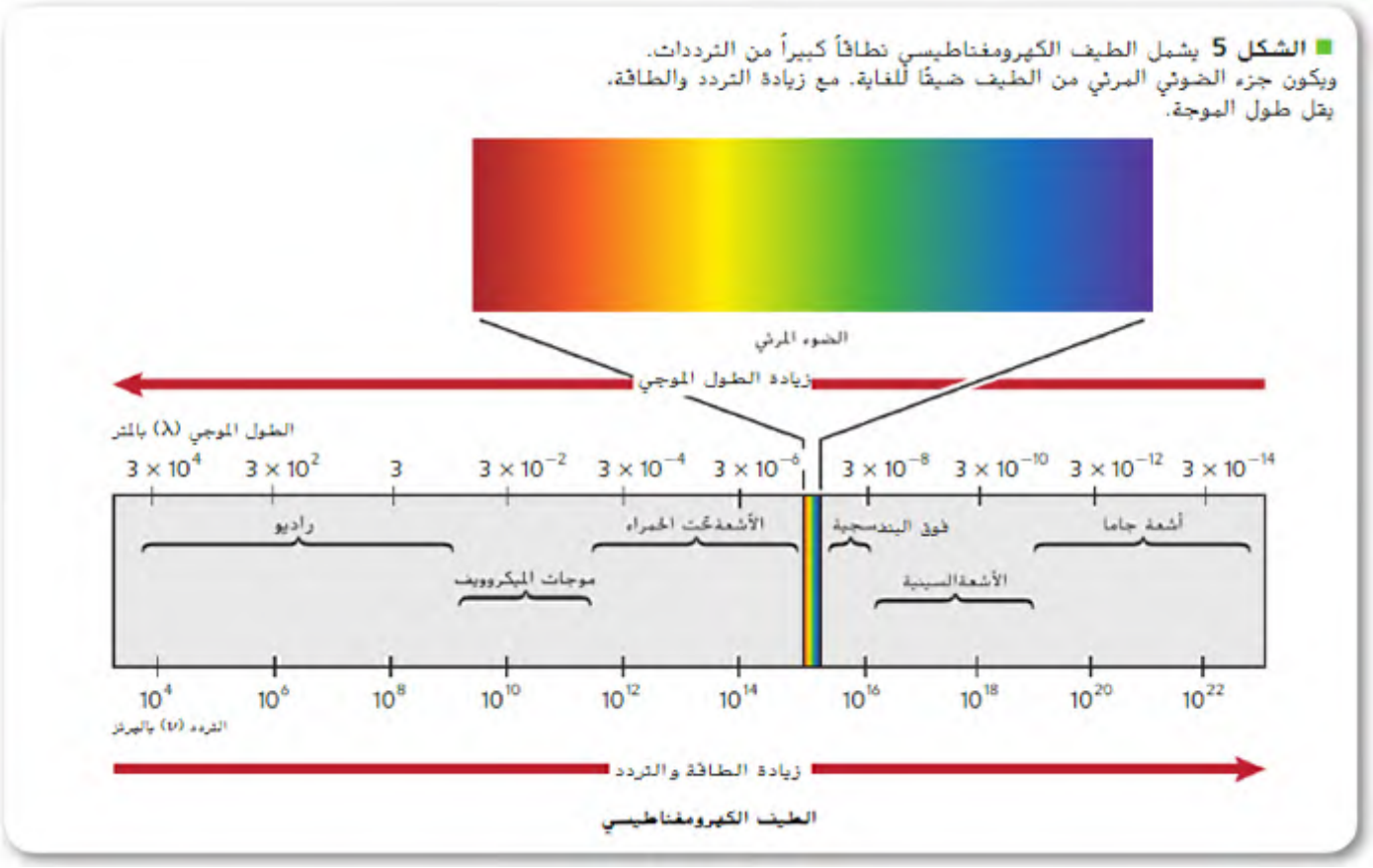
استدل هل يؤثر التردد أو طول الموجة على سعة الموجة؟

الطيف الكهرومغناطيسي:

- يتكون الطيف الكهرومغناطيسي من طيف مرئي وغير مرئي.
- عند مرور ضوء الشمس الابيض في منشور ينفصل الى سبعة ألوان تسمى الطيف المستمر.
- يسمى الطيف مستمراً لأن كل نقطة منه لها طول موجة وتردد معين.
- يمكن لقطرات المطر أن تعمل عمل المنشور وتقوم بتشتت ضوء الشمس الأبيض الى طيف مستمر يسمى قوس قزح

الشكل 4 حين يمر الضوء الأبيض عبر منشور، فهو ينفصل إلى مكوناته المختلفة كطيف مستمر:أحمر، برتقالي، أصفر، أخضر، أزرق، نيلي وبنفسجي.

- يتضمن الطيف الكهرومغناطيسي جميع أشكال الاشعاع الكهرومغناطيسي الأخرى.
- تختلف هذه الاشعاعات عن بعضها في التردد وطول الموجة فقط .
- يعتمد انحراف الضوء في المنشور على طول الموجة .
- كلما زاد التردد زادت طاقة الاشعاع
- لذلك الضوء البنفسجي يمتلك طاقة اكبر من الضوء الحمر لان تردده اكبر

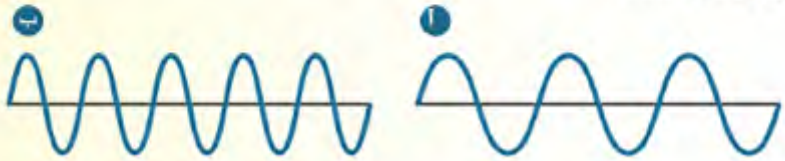


الشكل 5 يشمل الطيف الكهرومغناطيسي نطاقاً كبيراً من الترددات. ويكون جزء الضوئي المرئي من الطيف ضيقًا للغاية. مع زيادة التردد والطاقة، يقل طول الموجة.

الطيف الكهرومغناطيسي

تطبيقات

1. تحصل الأجسام على لونها من انعكاس أطوال موجية محددة فقط حين يصطدم بها اللون الأبيض. وُجد أن طول الموجة للضوء المنعكس من ورقة شجر خضراء هو 4.90×10^{-7} m. فما تردد هذا الضوء؟
2. يمكن للأشعة السينية أن تخترق أنسجة الجسم وهي تستخدم بصورة واسعة النطاق لتشخيص الاضطرابات في بنية الجسم الداخلية. ما تردد الأشعة السينية التي طولها الموجي 1.15×10^{-10} m؟
3. بعد تحليل دقيق، وُجد أن تردد الموجة الكهرومغناطيسية هو 7.8×10^{6} Hz. ما سرعة الموجة؟
4. **تحدي** بينما تقوم محطة راديو FM بالبث على تردد 94.7 MHz، تقوم محطة AM بالبث على تردد 820 KHz. ما الأطوال الموجية لكلا البثين؟ أي من الرسومات التالية يتماشى مع محطة FM؟ ومع محطة AM؟



الحل :

ثانيا" : الطبيعة الجسيمية للضوء :

سبب حاجتنا الى نموذج جديد للضوء غير النموذج الموجي :

1- لم تفسر الطبيعة الموجية للضوء تفاعل الضوء مع المادة بشكل كاف .
2- لم يفسر النموذج الموجي سبب انبعاث ترددات معينة فقط من الضوء من الأجسام الساخنة الى درجة حرارة معينة (قطعة الحديد تبدو بلون رمادي في درجة حرارة الغرفة وعند تسخينها تصبح متوهجة باللون الأحمر ثم البرتقالي ثم الأزرق مع استمرار عملية التسخين)
3- لم يفسر سبب انبعاث الكترونات من بعض المواد حين يتم تسليط الضوء عليها .

مفهوم الكم :

- درجة الحرارة لجسم معين : هي مقياس متوسط الطاقة الحركية لجسيماته.
- كلما زادت سخونة الحديد يحصل على مقدار أكبر من الطاقة وتنبعث منه ألوان مختلفة من الضوء لها ترددات وأطوال موجية مختلفة.
- في عام 1900 بدأ العالم الفيزيائي الألماني بلانك في البحث عن تفسير لهذه الظاهرة أثناء دراسته للضوء المنبعث من الأجسام الساخنة .
- اقترح بلانك أن الأجسام يمكن أن تفقد أو تكتسب طاقة بكميات محددة صغيرة تدعى كوانتا (كمات).
- الكم : الحد الأدنى من الطاقة الذي يمكن أن تفقده أوتكتسبه الذرة .
- اقترح بلانك أن الضوء جسيم .
- قدّم بلانك معادلة تربط بين طاقة الكم وتردد الموجة ، وتفيد هذه النظرية بان المادة تمتص وتبعث الطاقة بمضاعفات العدد الكلي لقيمة hυ (أي 1hυ ، 2 hυ ، 3 hυ)

طاقة الكم

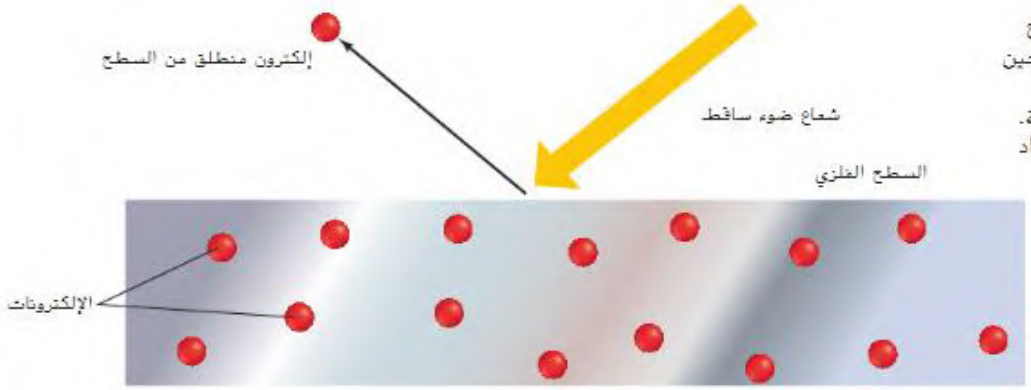
$$E_{\text{الكم}} = h\nu$$

$E_{\text{الكم}}$ تمثل الطاقة.
h هي ثابت بلانك.
ν تمثل التردد.

نحصل على طاقة الكم من طريق ضرب ثابت بلانك في التردد.

ثابت بلانك قيمته ($h = 6.26 \times 10^{-34}$ J.s)

التأثير الكهروضوئي : انبعاث الالكترونات (الالكترونات الضوئية) أو (الفوتو الكترونات) من سطح فلزي عند سقوط ضوء بتردد معين (1.14×10^{15} Hz) أو أعلى من هذا التردد على هذا السطح.



■ **الشكل 7** يحدث التأثير الكهروضوئي حين يتم تسليط ضوء ذو تردد معين على سطح فلزي ويخرج منه إلكترونات. حين تزداد شدة الضوء يزداد عدد الإلكترونات المنبعثة. وعندما يزداد تردد الضوء، يزداد عدد الإلكترونات المنبعثة.

الطبيعة المزدوجة للضوء:

- قدم اينشتين فكرة تقول أن للضوء طبيعة مزدوجة جسيمية وموجية وقد ساعدت في تفسير التأثير الكهروضوئي
- يتكون الشعاع من حزم من الطاقة تسمى الفوتونات.
- الفوتون : جزيء عديم الكتلة يحمل كم من الطاقة .
- اعتبر اينشتين أن طاقة الفوتون تعتمد على تردده .

طاقة الفوتون

$E_{photon} = h\nu$

E_{photon} تمثل الطاقة.
h ثابت بلانك.
ν التردد.

تحصل على طاقة الفوتون عن طريق ضرب ثابت بلانك في التردد.

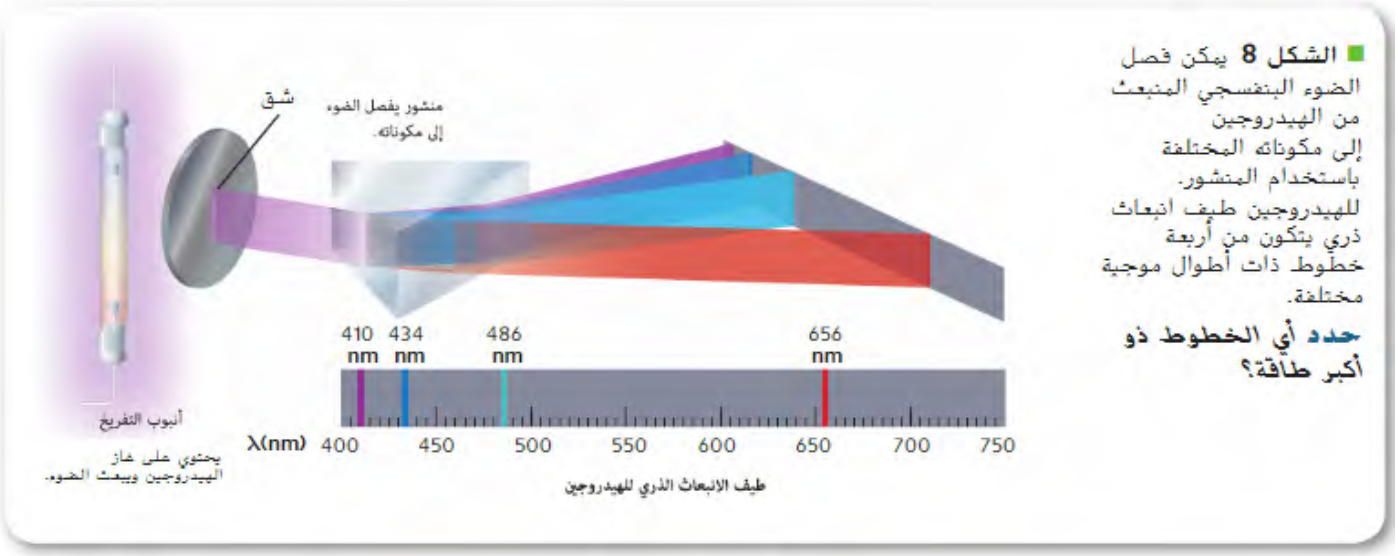
تطبيقات

5. احسب الطاقة التي يحملها فوتون واحد من كل نوع من أنواع الإشعاع الكهرومغناطيسي التالية:
   a. $6.32 \times 10^{20}\ s^{-1}$ b. 9.50×10^{13} Hz c. $1.05 \times 10^{16}\ s^{-1}$
6. ينشأ اللون الأزرق في بعض الألعاب النارية حين يتم تسخين كلوريد النحاس إلى درجة حرارة 1500K فينبعث ضوء أزرق طوله الموجي 4.5×10^{2} nm. ما مقدار الطاقة التي يحملها فوتون واحد من هذا الضوء؟
7. **تحدي** الطول الموجي لجهاز ميكروويف يستخدم لتسخين الطعام هو 0.125 m. ما طاقة فوتون واحد من إشعاع الميكروويف؟

الحل :

طيف الانبعاث الذري:

- النموذج الموجي للضوء لم يفسر أيضاً ظاهرة انتاج الضوء من الانابيب المتوهجة للوحات النيون الاعلانية.
- ينتج ضوء لوحات النيون عن طريق امرار الكهرباء خلال أنبوب مليء بذرات النيون.
- عند امتصاص هذه الذرات الطاقة الكهربائية تصبح مستثارة وعند عودتها لحالتها المستقرة تحرر الطاقة على شكل ضوء.
- **طيف الانبعاث الذري لعنصر ما :** هو مجموعة الترددات للموجات الكهرومغناطيسية المنبعثة من هذا العنصر.
- عند امرار هذا الضوء المنبعث من غاز النيون في منشور ينتج طيف الانبعاث الذري للنيون .
- يتكون طيف الانبعاث الذري لاي عنصر من خطوط منفصلة من الألوان وليس طيف مستمر كما هو الحال في الطيف المرئي للضوء الأبيض.
- كل عنصر له طيف انبعاث ذري خاص به يمكن استخدامه للتعرف على هذا العنصر في مركب غير معروف.
- تسمى هذه الطريقة في التعرف على العنصر **باختبار اللهب.**



الشكل 8 يمكن فصل الضوء البنفسجي المنبعث من الهيدروجين إلى مكوناته المختلفة باستخدام المنشور. للهيدروجين طيف انبعاث ذري يتكون من أربعة خطوط ذات أطوال موجية مختلفة.

حدد أي الخطوط ذو أكبر طاقة؟

القسم الثاني :نظرية الكم والذرة :

نموذج بور للذرة :

سؤال : ما الفرق بين الحالة العادية والحالة المستثارة للذرة ؟

- **الحالة الأرضية للذرة** : هي حالة الطاقة الأدنى للذرة .
- **الحالة المستثارة للذرة** : هي أي حالة ذات طاقة أعلى من المستوى العادي للذرة .
- اقترح بور أن ذرة الهيدروجين لها **حلات طاقة محددة** وقد ربط بورحالات الطاقة لذرة الهيدروجين بالالكترون داخل الذرة .
- وقد اقترح أيضاً أن الالكترون في ذرة الهيدروجين يتحرك حول النواة في مدارات دائرية محددة مسموح بها فقط وكلما صغر المدار قلت مقدار الطاقة ووصف بور ذلك كما في الشكل التالي :

الشكل 10 يوضح الشكل ذرة لها إلكترون واحد لاحظ أن الرسم التوضيحي ليس مطابقًا لمقياس رسم. في حالته الأرضية(المستقرة)، يوجد الإلكترون بأقل مستوى للطاقة. حين تكون الذرة في حالة مستثارة، يوجد الإلكترون بمستوى طاقة أعلى.

نموذج بور لذرة الهيدروجين :

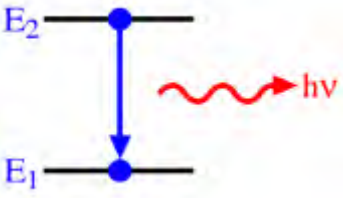
سؤال : ما هو سبب اختيار بور لذرة الهيدروجين ؟ (لأنها ابسط الذرات وتحتوي على الكترون واحد فقط)

- اقترح بور نموذجا كميا لذرة الهيدروجين .
- تنبأ بور بشكل صحيح بترددات الخطوط الموجودة في طيف الانبعاث الذري للهيدروجين .
- الحالة العادية (الأرضية) للهيدروجين : هي حالة الطاقة الأدنى لذرة الهيدروجين .
- الحالة المستثارة للهيدروجين : هي أي حالة ذات طاقة أعلى من المستوى العادي لذرة الهيدروجين .
- حدد بور عددا" n يسمى العدد الكمي وقام بحساب نصف قطر كل مدار كما في الجدول التالي :

الجدول 1 وصف بور لذرَّة الهيدروجين

المدار الذرّي لبور	رقم الكم	نصف قطر المدار (nm)	مستوى الطاقة الذري المقابل	الطاقة النسبية
الأول	$n = 1$	0.0529	1	E_1
الثاني	$n = 2$	0.212	2	$E_2 = 4\,E_1$
الثالث	$n = 3$	0.476	3	$E_3 = 9E_1$
الرابع	$n = 4$	0.846	4	$E_4 = 16E_1$
الخامس	$n = 5$	1.32	5	$E_5 = 25E_1$
السادس	$n = 6$	1.90	6	$E_6 = 36E_1$
السابع	$n = 7$	2.59	7	$E_7 = 49E_1$

الطيف الخطي لذرة الهيدروجين :



- **سؤال :** كيف فسرت نظرية الكم طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين ؟
- عندما تعود ذرة الهيدروجين من حالتها المستثارة الى الحالة العادية
(أي ينتقل الالكترون من مستوى طاقة أعلى الى مستوى طاقة أدنى) تشع طاقة أو طيف او (فوتونات) طاقتها تساوي الفرق بين مستويي الطاقة

$$(E_{photon} = E_2 - E_1 = h\,v)$$.

(حيث h = ثابت بلانك ، v = التردد) .

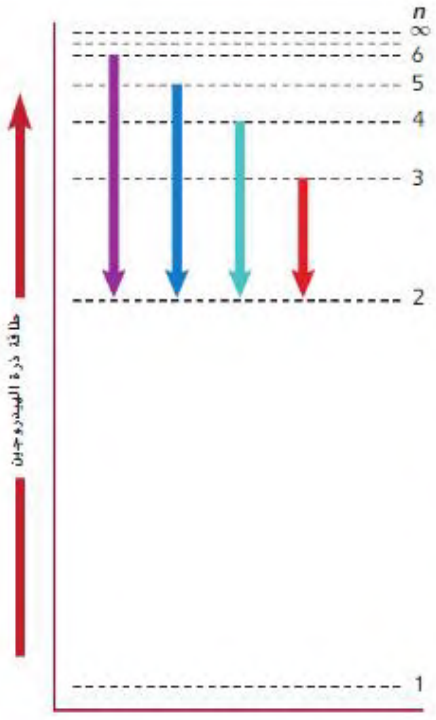
يتكون طيف الهيدروجين الخطي من

- **طيف مرئي** (سلسلة بالمر)
(اربعة خطوط)
- **طيف غير مرئي**
  - تحت الحمراء (سلسلة باشن)
  - فوق البنفسجية (سلسلة ليمان)

■ **الشكل 11** حين يسقط إلكترون من مستوى ذو طاقة أعلى إلى مستوى ذو طاقة أقل، ينبعث فوتون. تتوافق سلاسل الأشعة فوق البنفسجية (ليمان)، والمرئية (بالمر) وتحت الحمراء (باشن) مع سقوط الإلكترونات إلى $n = 1$، $n = 2$، و$n = 3$، على التوالي.

ملاحظات حول نموذج بور لذرة الهيدروجين :

- مستويات طاقة محددة فقط هي المسموح بها .(يدور الالكترون حول النواة في مستويات طاقة محددة)
- تتشابه مستويات الطاقة بدرجات السلم .
- يمكن تسلق درجات السلم من درجة لدرجة فقط .



■ **الشكل 12** مستويات طاقة محددة فقط هي المسموح بها. مستويات الطاقة شبيهة بدرجات السلم. تتطابق الأربعة خطوط المرئية مع سقوط الإلكترونات من مستوى أعلى n إلى المستوى $n = 2$. ومع زيادة n تصبح مستويات الطاقة لذرة الهيدروجين أقرب إلى بعضها البعض.

- تنتقل الالكترونات من مستوى طاقة لآخر فقط .(لا توجد الكترونات بين مستويات الطاقة)
- تطابق الأربعة خطوط المرئية مع سقوط الالكترونات من مستوى أعلى طاقة لآخر أدنى .
- مع زيادة قيمة n تصبح مستويات الطاقة طاقتها أكبر وأقرب لبعضها .

سؤال : اشرح سبب تكون ألوان ضوئية مختلفة من سلوك الالكترون في الذرة .

- (مستوى الطاقة الرئيسي) : هو الذي يوجد فيه الالكترون حول النواة وله كم محدد من الطاقة ويوصف بعدد الكم الرئيسي n) .
- **سؤال :** كيف فسرت نظرية بور الطيف الخطي لذرة الهيدروجين ؟
ينتج طيف الانبعاث الخطي للهيدروجين عندما يهبط الالكترون من مستوى طاقة أعلى الى مستوى طاقة أدنى فينطلق فوتون طاقته تساوي الفرق بين طاقة المستويين .

سؤال :أذكر مأخذين على نموذج بور (القصور في نموذج بور) ؟

- شرح بور الخطوط الطيفية الملحوظة للهيدروجين فقط وفشل في شرح طيف أي عنصر آخر .
- لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات .

النموذج الميكانيكي الكمي للذرة :

- بحث العلماء عن تفسيرات جديدة حول كيفية ترتيب الالكترونات في الذرة .
- اقترح العالم الفرنسي لويس دي بروغلي فكرة استطاعت ان تفسر مستويات الطاقة الثابتة لنموذج بور .

الالكترونات كموجات :

- اقترح دي بروغلي أن للالكترون صفات موجية وجسيمية كما للضوء .
- تتنبأ معادلة دي بروغلي أن جميع الجزيئات المتحركة تتمتع بصفات موجية .
- عرف دي بروغلي أن الالكترونات عبارة عن موجات في فضاء محصور حول النواة لذلك سيكون لها ترددات محددة وطاقات كم محددة .

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

- وضح دي بروغلي علاقة الموجات الكهرومغناطيسية للجزيء بالمعادلة التالية :
- طول موجة جسيم ما هو نسبة ثابت بلانك الى حاصل ضرب كتلة الجزيء وسرعته .

مبدأ الشك لهايزنبرج :

- أوضح هايزنبرج أنه من المستحيل أخذ قياسات جسم دون احداث اضطراب .

- مثلا" : من طرق تحديد موقع بالون مملوء بغاز الهيليوم يتارجح في غرفة مظلمة :

1- اذا لوحت بيدك ولمست البالون تحدد موقعه لكنك حين لمسه نقلت اليه الطاقة وغيرت موضعه .

2- استخدام ضوء فتصل فوتونات الضوء المنعكسة من البالون الى عينيك وتكشف موضع البالون ، البالون ذوحجم كبير فيكون تأثير الفوتونات عليه صغير وغير ملحوظ ، بينما لو أردنا تحديد موقع الكترون ذو الحجم الصغير باستخدام فوتون فان موقع وطول موجة وسرعة الالكترون ستتغير بسبب التاثير الكبير من الفوتون .

- مبدأ الشك لهايزنبرج يفيد انه ملاحظة الالكترون ينتج عنه شك واضح لا يمكن تجنبه في موقع وحركة الالكترون .
- مبدا الشك لهايزنبرج : يوضح انه من المستحيل معرفة سرعة وموقع أي جزيء في نفس الوقت بدقة .
- وكذلك يعني انه من المستحيل تعيين مسارات محددة للالكترونات مثل المدارات الدائرية في نموذج بور .
- الكية الوحيدة التي يمكن معرفتها هي احتمالية ان يشغل احد الالكترونات منطقة محددة حول النواة

معادلة شرودنجر للموجات :

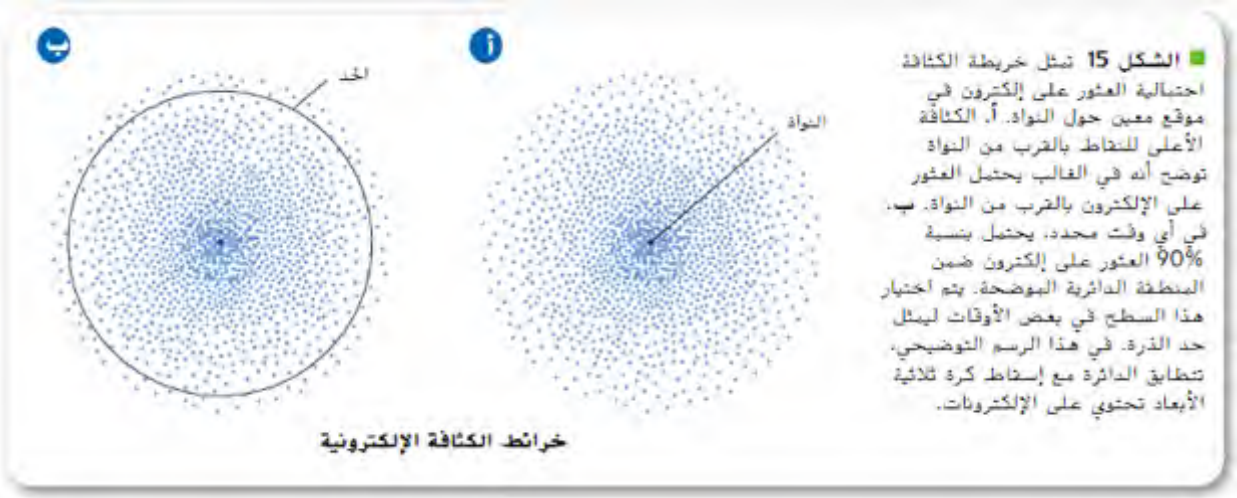
- توسع العالم ايروين شرودنجر في نظرية الموجة – الجسيم التي اقترحها دي بروغلي واشتق معادلة تتعامل مع الكترون ذرة الهيدروجين كموجة .
- بدا نموذج شرودنجر مناسبا" لتطبيقه على ذرات عناصر اخرى غير الهيدروجين وهذا ما فشل فيه بور .
- النموذج الذري الذي يتعامل فيه مع الالكترونات كموجات يسمى **النموذج الميكانيكي الموجي للذرة** .
- **يتوافق** نموذج ميكانيكية الكم مع نموذج بور بوضع حدا" لطاقة الالكترون بقيم محددة **ويختلف** عنه بأنه لا يصف مسار محدد للالكترون حول النواة .

سؤال : قارن وقابل بين نموذج بور ونموذج ميكانيكية الكم .

- كل حل لمعادلة شرودنجر يسمى دالة الموجة .(دالة الموجة يتعلق باحتمال وجود الاكترون ضمن فراغ محدد حول النواة).

الموقع المحتمل للالكترون :

- تتنبأ دالة الموجة بمنطقة ثلاثية الابعاد حول النواة تسمى الفلك (المدار الذري)
- الفلك (المدار الذري): موقع محتمل للالكترون حول النواة ويشبه بالسحابة الضبابية كلما زادت كثافتها زادت نسبة تواجد الالكترون .



المدارات الذرية لذرة الهيدروجين:

- رسم الكيميائيون بصورة افتراضية سطح الفلك بحيث يحتوي على 90% من التوزيع المحتمل الإجمالي للالكترون.
- أي ان الالكترون يوجد في الغالب بالقرب من النواة.
- يعين نموذج ميكانيكية الكم أربعة أعداد كمية للأفلاك الذرية تسمى أرقام الكم .

أرقام الكم : هي أرقام تستعمل لتحديد طاقة الأفلاك الذرية وموقعها وأشكالها واتجاهاتها واتجاه غزل الالكترون في هذه الأفلاك .

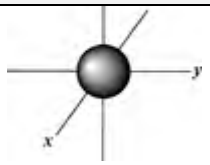
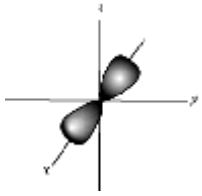
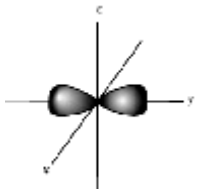
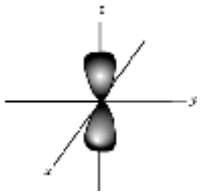
ملاحظات مهمة :

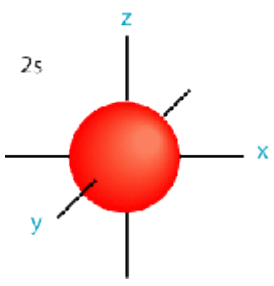
1- توجد الالكترونات حول النواة في مدارات تسمى مستويات طاقة رئيسية يصف طاقتها **عدد الكم الرئيسي** الذي يرمز له بالرمز (n) (n = 1 , 2 , 3 ,.....7) .

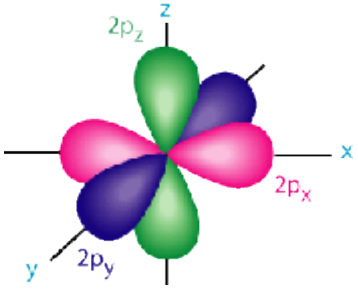
2- كل مستوى طاقة رئيسي ينقسم الى مستويات فرعية (تحت مستويات) عددها = رقم المستوى ويرمز لها بالرموز : s , p , d , f تدل هذه الرموز على أشكال الأفلاك ويصف شكلها وطاقتها عدد الكم الثانوي (ℓ) :

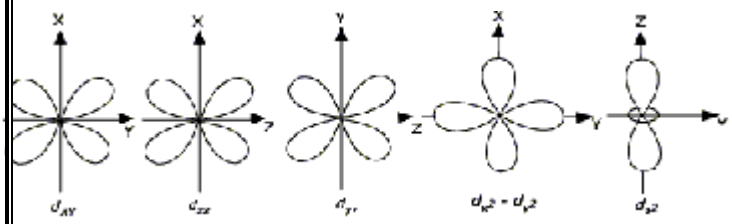
مستوى الطاقة الرئيسي (n)	عدد تحت المستويات(المستويات الفرعية) (عدد أشكال الأفلاك)	رموزها	شكل الفلك
1	1	1s	كروي
2	2	2s	كروي
		2p	دمبل
3	3	3s	كروي
		3p	دمبل
		3d	معقد

3- كل تحت مستوى (مستوى فرعي) يحتوي على أفلاك يحدد اتجاهها حول النواة عدد الكم المغناطيسي (m) :

الفلك	اتجاهه حول النواة	الرسم
S	كروي يتمحور حول النواة	
P (دمبل)	p_x	
	p_y	
	p_z	







(فلك s) (أفلاك p الثلاثة) (أفلاك d الخمسة)

4- كل فلك يتسع لالكترونين يغزلان في اتجاهين متعاكسين فينتج حقلين مغناطيسيين مختلفين مما يؤدي الى تجاذبهما وتقليل التنافر بينهما ، وعدد الكم الذي يصف دوران الالكترون حول محوره يسمى عدد الكم المغزلي .

ملاحظات :

1- تحت المستوى (s) يتسع لالكترونين لأنه يحتوي على فلك واحد . ⇅

2- تحت المستوى (p) يتسع لستة الكترونات لأنه يحتوي على ثلاث أفلاك ...

3- تحت المستوى (d) يتسع لعشرة الالكترونات لأنه يحتوي على خمسة أفلاك .....

4- تحت المستوى (f) يتسع لأربعة عشر الكتروناً لأنه يحتوي على سبعة أفلاك .

قواعد عامة :

1- عدد الأفلاك الكلية في مستوى الطاقة الرئيسي (n) = n^2 .

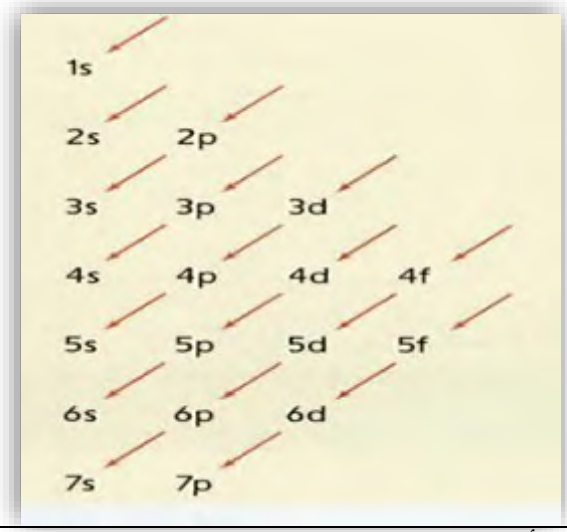
2- عدد الالكترونات الكلية في مستوى الطاقة الرئيسي (n) = $2n^2$.

الجدول 2 أول أربعة مستويات طاقة رئيسة للهيدروجين

رقم الكم الرئيس (n)	المستويات الفرعية (أنواع الأفلاك) الموجودة	عدد الأفلاك المتعلقة بالمستوى الفرعي	إجمالي عدد الأفلاك المتعلقة بالمستوى الرئيس للطاقة (n^2)
1	s	1	1
2	s p	1 3	4
3	s p d	1 3 5	9
4	s p d f	1 3 5 7	16

القسم الثالث : الترتيب الالكتروني : هو ترتيب الالكترونات في الذرة .

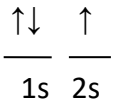
قواعد ترتيب الالكترونات في الذرة :

القاعدة	التعريف
1- مبدأ أوفباو	تحت المستويات الأقل طاقة تملأ بالالكترونات أولا . فيكون ترتيب تحت المستويات حسب طاقتها هو : 1s , 2s , 2p , 3s , 3p , 4s ,3d , 4p ,5s , 4d , 5p , 6s , 4f , 5d , 6p , 7s , 5f , 6d **علل** : يملأ تحت المستوى (4s) قبل (3d) _____ 
2- مبدأ باولي للاستبعاد	لا يوجد الكترونين في الذرة نفسها لهما قيم أعداد الكم الأربعة.
3- قاعدة هوند	لا يحدث تزاوج بين الكترونين في تحت مستوى معين الا بعد ان تملأ أفلاكه فرادى أولا. (والشكل التالي يوضح التسلسل الذي تشغل به ستة الكترونات ثلاث أفلاك p) 1. ↑ □ □ 2. ↑ ↑ □ 3. ↑ ↑ ↑ 4. ↑↓ ↑ ↑ 5. ↑↓ ↑↓ ↑ 6. ↑↓ ↑↓ ↑↓

ملاحظة هامة : هناك ثلاث طرق لترتيب الالكترونات في الذرة وهي :

1- الترتيب الالكتروني (حسب تحت المستويات) .
2- ترميز الفلك .
3- ترميز الغاز النبيل .

سؤال: اكتب الترتيب الالكتروني وترميز الفلك للعناصر التالية :

العنصر	الترتيب الالكتروني	ترميز الفلك
$_{3}Li$	$1s^2\ 2s^1$	
$_{6}C$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	
$_{9}F$		
$_{11}Na$		
$_{17}Cl$		
$_{19}K$		
$_{20}Ca$		
$_{21}Sc$		
$_{26}Fe$		

ملاحظات حول الترتيب الالكتروني لعناصر الجدول الدوري : (الدورات الثانية والثالثة والرابعة)

- **أعلى مستوى طاقة :** هو أبعد مستوى رئيسي يشغله الالكترون .
- **المستويات الداخلية :** جميع الأفلاك في المستويات الرئيسية عدا المستوى الرئيسي الأخير .
- **قاعدة الثمانية** : امتلاء تحت المستويات (S , P) بثمانية الكترونات في المستوى الرئيسي الأخير كما في الغازات النبيلة (ما عدا الهيليوم الذي يمتلىء بالكترونين) .
- **الغازات النبيلة :** هي عناصر المجموعة (18) في الجدول الدوري وهي :
  $_{2}He$, $_{10}Ne$, $_{18}Ar$, $_{36}Kr$, $_{54}Xe$, $_{86}Rn$
- **ترميز الغاز النبيل :** طريقة مختصرة للترتيب الالكتروني وتستخدم لتحديد الكترونات المستوى الخارجي في الذرة .

سؤال : أكتب الترتيب الالكتروني وترميز الغاز النبيل للعناصر التالية :

العنصر	الترتيب الالكتروني	ترميز الغاز النبيل
$_{11}Na$	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^1$ - أعلى مستوى طاقة (المستوى الأخير) : $3s^1$ - المستويات الداخلية : $1s^2 2s^2 2p^6$ - عدد الكترونات المستويات الداخلية = 10 (وهذا يساوي عدد الكترونات غاز النيون)	$[_{10}Ne]\ 3s^1$
$_{13}Al$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$ - أعلى مستوى طاقة : ---------- - المستويات الداخلية : ----------	
$_{15}P$		
$_{17}Cl$		

العنصر	الترتيب الالكتروني	ترميز الغاز النبيل
$_{19}K$		$[_{18}Ar]\ 4s^1$
$_{20}Ca$		
$_{21}Sc$		$[_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^1$
$_{23}V$		
$_{24}Cr$	$\underline{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6}\ 4s^1\ 3d^5$ سبب هذا التوزيع هو ان الذرة تكون أقل طاقة واكثر استقرارا عندما يكون (d) نصف ممتليء أو ممتليء .	
$_{26}Fe$		
$_{28}Ni$		
$_{29}Cu$	$\underline{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6}\ 4s^1\ 3d^{10}$ سبب هذا التوزيع هوان الذرة تكون أقل طاقة واكثر استقرارا عندما يكون (d) نصف ممتليء أو ممتليء .	

استنتاجات :

1- رقم آخر مستوى رئيسي في الترتيب الالكتروني هو رقم الدورة التي يقع فيها العنصر .

2- عناصر المجموعة الواحدة لها نفس العدد من الكترونات مستوى الطاقة الأخير .

تطبيقات

21. اكتب الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة للعناصر التالية:
a. البروم (Br) c. الأنتيمون (Sb) e. التربيوم (Tb)
b. السترونشيوم(Sr) d. الرينيوم (Re) f. التيتانيوم(Ti)
22. تمتلك ذرة الكلور في حالتها المستقرة سبعة إلكترونات في أفلاك ترتبط بمستوى الطاقة الثالث للذرة. كم عدد الإلكترونات التي تشغل أفلاك p من الإلكترونات السبعة؟ كم عدد الإلكترونات التي تشغل أفلاك p في ذرة الكلور من الإلكترونات السبعة عشر؟
23. حين تتفاعل ذرة كبريت مع ذرات أخرى، تشترك إلكترونات في الأفلاك المتعلقة بمستوى الطاقة الثالث للذرة. كم عدد الإلكترونات في ذرة عنصر الكبريت؟
24. الترتيب الإلكتروني لأحد العناصر هو $[Kr]5s^24d^{10}5p^1$. وهو من أشباه الموصلات ويستخدم في عدة سبائك. ما هذا العنصر؟
25. **تحدي** في الحالة المستقرة، تحتوي ذرة عنصر على إلكترونين في مستوى الطاقة الأعلى حيث $n = 6$.
باستخدام ترميز الغاز النبيل، اكتب الترتيب الإلكتروني لهذا العنصر وحدد العنصر.

الكترونات التكافؤ :

الكترونات التكافؤ : هي الالكترونات الموجودة في بالأفلاك الخارجية للذرة.

رقم المجموعة	1	2	13	14	15	16	17	18
عدد الكترونات التكافؤ	1							

الترميز النقطي للالكترون : هو كتابة الرمز لأي عنصر محاطا بالكترونات التكافؤ على شكل نقط . (للعالم لويس)

سؤال (1) : أكتب الرمز النقطي للالكترون للعناصر التي لها الكترونات التكافؤ التالية :

عدد الكترونات التكافؤ	1	2	3	4	5	6	7	8
الترميز النقطي								

تطبيقات

26. ارسم الترميز النقطي للإلكترون لذرات العناصر الآتية:
a. المغنيسيوم Mg b. الثاليوم Tl c. الزينون Xe
27. ذرة أحد العناصر تحتوي على 13 إلكترونًا. ما العنصر وما هو عدد الإلكترونات الموضحة في الترميز النقطي للإلكترون؟
28. **تحدي** عنصر يكون في الحالة الصلبة في درجة حرارة الغرفة وفي الضغط الجوي العادي ويوجد في أحجار الزمرد الكريمة. ويعرف بأنه أحد العناصر الآتية: الكربون، الجرمانيوم، الكبريت، السيزيوم، البريليوم أو الأرجون. حدد العنصر بناء على الترميز النقطي للإلكترون على اليسار.

·X·

الوحدة الثانية / الجدول الدوري والقانون الدوري

القسم الأول :تطور الجدول الدوري:

أنطوان لافوزييه :

- في أواخر القرن الثامن عشر أعدّ العالم الفرنسي **أنطوان لافوزييه** قائمة بجميع العناصر التي كانت معروفة في ذلك الوقت (33 عنصرا).
- بحلول عام 1870 أصبح عدد العناصر المعروفة 60 عنصرا".

الجدول 1 جدول لافوازييه للمواد البسيطة	
الغازات	الضوء والحرارة والهواء الخالي من الفلوجستون والغاز المحتوي على الفلوجستون والهواء القابل للاشتعال
الفلزات	الأنتيمون والفضة والزرنيخ والبزموت والكوبالت والنحاس والقصدير والحديد والمنجنيز والزئبق والموليبدنوم والنيكل والذهب والبلاتين والرصاص والتنجستن و الخارصين
اللافلزات	الكبريت والفُوسفور والفحم الصافي وحمض الهيدروكلوريك وحمض الهيدروفلوريك وحمض البوريك
العناصر الأرضية	الطباشير والمغنيسيا والباريت والطين والتراب السيليسي

جون نيولاندز :

- رتب العناصر تصاعديا" حسب الكتلة الذرية فلاحظ تكرر الخواص كل ثمانية عناصر يطلق على هذا النمط اسم دورية لانه يتكرر بطريقة معينة ، أطلق نيولاندز على هذه العلاقة الدورية اسم قانون الثمانيات (قانون موسيقي تتكرر فيه الدرجات الموسيقية في النغمة الثامنة)

جون نيولاندز (1837-1898)
- رتب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية
- لاحظ تكرار الخواص كل ثمانية عناصر
- وضع قانون الثمانيات.

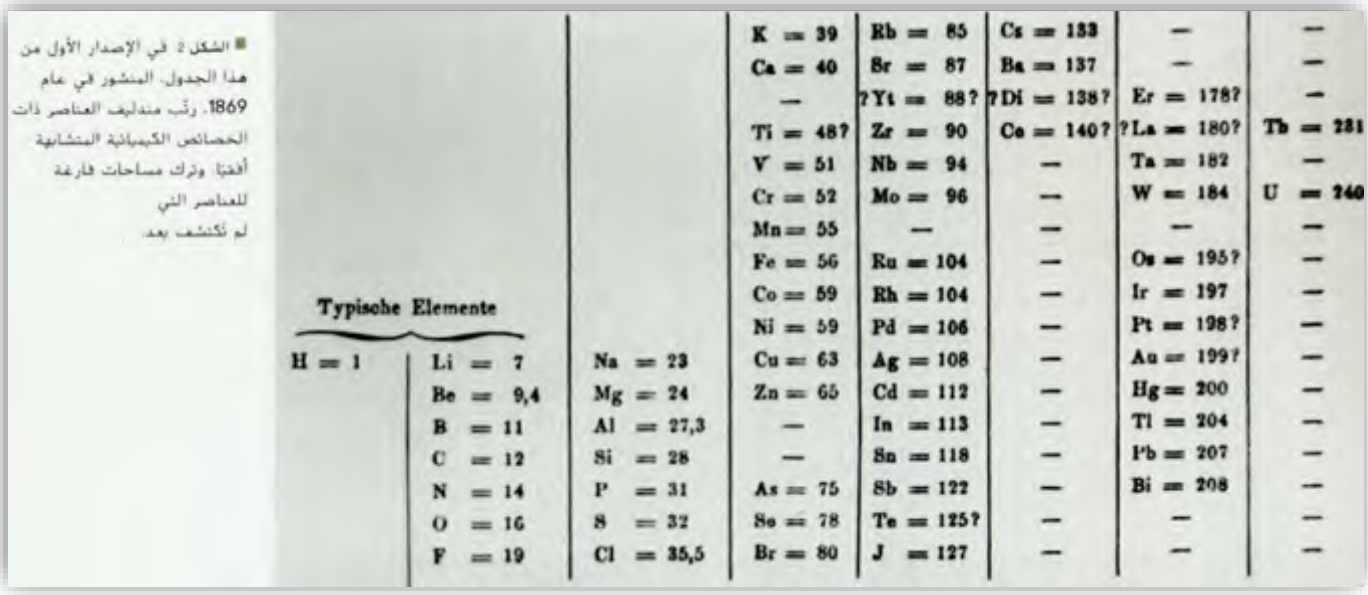
ماير ومنديليف :

- أوضح العالمين وجود علاقة بين الكتلة الذرية وخصائص العناصر، حصل منديليف على تقدير يفوقم اير لانه نشر جدوله التنظيمي أولا".

لوثر ماير (1830-1895)
- وضّح العلاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر
- رتّب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية

ديمتري منديليف (1834-1907)
- وضّح العلاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر
- رتّب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية
- توقع وجود العناصر غير المكتشفة وخواصها

- رتب **منديليف**العناصر تصاعديا حسب كتلها الذرية في أعمدة تتضمن الخصائص المتشابهة ،فلاحظ ظهور تكرار في خواص العناصر سميت بالتكرارية أو الدورية .
- وتنبأ بوجود عناصر ذات خواص محددة لم تكن مكتشفة وترك منديليف مساحات واسعة لها مثل (سكانديوم ، جاليوم ، جرمانيوم) .



■ الشكل 2: في الإصدار الأول من هذا الجدول، المنشور في عام 1869، رتّب مندليف العناصر ذات الخصائص الكيميائية المتشابهة أفقيًا، وترك مساحات فارغة للعناصر التي لم تُكتشف بعد.

Typische Elemente								
H = 1	Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85	Cs = 133	—	—	
	Be = 9,4	Mg = 24	Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	—	—	
	B = 11	Al = 27,3	—	?Yt = 88?	?Di = 138?	Er = 178?	—	
	C = 12	Si = 28	Ti = 48?	Zr = 90	Ce = 140?	?La = 180?	Tb = 231	
	N = 14	P = 31	V = 51	Nb = 94	—	Ta = 182	—	
	O = 16	S = 32	Cr = 52	Mo = 96	—	W = 184	U = 240	
	F = 19	Cl = 35,5	Mn = 55	—	—	—	—	
			Fe = 56	Ru = 104	—	Os = 195?	—	
			Co = 59	Rh = 104	—	Ir = 197	—	
			Ni = 59	Pd = 106	—	Pt = 198?	—	
			Cu = 63	Ag = 108	—	Au = 199?	—	
			Zn = 65	Cd = 112	—	Hg = 200	—	
			—	In = 113	—	Tl = 204	—	
			—	Sn = 118	—	Pb = 207	—	
			As = 75	Sb = 122	—	Bi = 208	—	
			Se = 78	Te = 125?	—	—	—	
			Br = 80	J = 127	—	—	—	

موزلي :

- اكتشف العدد الذري للعناصر ثم رتب **موزلي** العناصر تصاعديا حسب العدد الذري فنتج نمطا" دوريا" واضحا" للخصائص **(القانون الدوري).**
- **القانون الدوري:** وجود تكرار دوري للخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر عند ترتيبها تصاعديا حسب العدد الذري .

هينري موزلي (1887-1915)

- اكتشف أن الذرات تحتوي على عدد فريد من البروتونات يسمى العدد الذري
- رتّب العناصر حسب العدد الذري التصاعدي، والذي نتج عنه نمطًا دوريًا للخصائص

الجدول الدوري الحديث :

- قسمت العناصر الى مجموعات على اساس خواصها الكيميائية في جدول سمي **الجدول الدوري للعناصر** .

يتكون الجدول الدوري من

مجموعات (عائلات)	دورات
تعريفها : ----------	تعريفها : ----------
عددها : ----------	عددها : ----------
(كل مجموعة لها خواص كيميائية متشابهة)	(تتغير الخواص الكيميائية والفيزيائية في الدورة بطريقة منتظمة)

العناصر الرئيسية: ----------

العناصر الانتقالية : ----------

أنواع العناصر :

1- ---------- 2- ---------- 3- ----------

1- **الفلزات :** أجب عن الأسئلة التالية :

- حدد موقعها في الجدول الدوري . ----------
- عرف الفلز ؟ ----------
- أذكر أربعة خواص للفلزات ؟

1- ----------
2- ----------
3- ----------
4- ----------

* تسمى فلزات المجموعة الأولى **عدا الهيدروجين** ب ---------- وهي فلزات نشيطة جدا.

ومن الأمثلة المعروفة عليها

الصوديوم ورمزه (-------)وهو من مكونات ----------

والليثيوم ورمزه (-------) الذي يستخدم في صناعة **البطاريات** .

* تسمى فلزات المجموعة الثانية ب ---------- وهي فلزات نشيطة .

ومن الأمثلة المعروفة الكالسيوم ورمزه (-------) والمغنيسيوم ورمزه (-------) وهما عنصران ضروريان لصحة جسمك

- علل : استخدام المغنيسيوم في تصنيع الأجهزة الالكترونية مثل الكمبيوتر.

الفلزات الانتقالية : تقسم الى قسمين :

1- الفلزات الانتقالية وتتمثل في المجموعات من ---------- الى ---------- .
2- الفلزات الانتقالية الداخلية وتتمثل ---------- و----------
يستخدم التيتانوم في صناعة اطارات الدراجات والنظارات لانه يتميز بالقوة وخفة الوزن .

2- **اللافلزات** : أجب عن الأسئلة التالية :

- حدد موقعها في الجدول الدوري . ----------
- أذكر أربعة خواص للا فلزات ؟

1- ----------
2- ----------
3- ----------
4- ----------

- اللافلز الوحيد السائل هو عنصر ----------

- والعنصر الأكثر تواجدا في جسم الانسان هو عنصر --------- يشكل نسبة 65%من كتلته .
- تسمى عناصر المجموعة 17 ب ---------- وهي أنشط العناصر اللافلزية .
- يستخدم عنصر الفلور في معاجين الأسنان ومياه الشرب لوقاية الأسنان من التسوس .
- تسمى عناصر المجموعة 18 ب ---------- وهي ----------
- من استخداماتها :------- ----------

3- **أشباه الفلزات :** أجب عن الأسئلة التالية :

- حدد موقعها في الجدول الدوري . ----------
- لها نفس الخواص الفيزيائية والكيميائية للفلزات واللافلزات.
- يستخدم السيليكون والجيرمانيوم في رقاقات الكمبيوتر والخلايا الشمسية.
- يستحدم السيليكون في الجراحات التعويضية

الواجب : حل الأسئلة 25 – 40 صفحة 28 .

اجابات مراجعة القسم الأول :

القسم 1 مراجعة

1. رتب لافوازييه قائمة بالعناصر المعروفة في أيامه في أربع فئات. وكان نيولاندز أول من رتب العناصر وأوضح أن الخواص تتكرر بطريقة دورية. قدم مندليف وماير جدولين دوريين يوضحان وجود علاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر. ورتب موزلي العناصر وفقًا للعدد الذري بدلًا من الكتلة الذرية.
2. يجب أن تماثل الجداول المبسطة الشكل 5 مع تسمية المجموعات والدورات.
3. الفلزات: لامعة وقابلة للسحب وقابلة للطرق وموصلات جيدة للحرارة والكهرباء. اللافلزات: باهتة وهشة وردية التوصيل للحرارة والكهرباء. أشباه الفلزات: تجمع بين خواص الفلزات واللافلزات.
4. a. رتيس b. انتقالي c. انتقالي d. رتيس
5. a. أي عنصر آخر من المجموعة 17 b. أي عنصر آخر من المجموعة 2 c. أي عنصر آخر من المجموعة 8
6. الهيدروجين والأكسجين
7. الجرمانيوم (Ge)

القسم الثاني : تصنيف العناصر :

مجمعات الجدول الدوري :

- يمكن تقسيم الجدول الدوري الى مجمعات بالاعتماد على تحت المستويات التي ينتهي بها الترتيب الالكتروني لعناصره ويظهر نتيجة لذلك أربعة مجمعات هي s,p,d,f

الكترونات التكافؤ : ----------

- عدد الكترونات التكافؤ في عناصر المجموعة الولى = ---------- .
- علل : تتشابه عناصر المجموعة الولى في الخواص الكيميائية. ----------

اعتماداً على الجدول المقابل :

- كيف نستدل على رقم الدورة لكل عنصر من عناصر المجموعة الاولى؟

الجدول 3 الترتيب الإلكتروني لعناصر المجموعة 1

الدورة 1	الهيدروجين	$1s^1$	$1s^1$
الدورة 2	الليثيوم	$1s^22s^1$	$[He]2s^1$
الدورة 3	الصوديوم	$1s^22s^22p^63s^1$	$[Ne]3s^1$
الدورة 4	البوتاسيوم	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$	$[Ar]4s^1$

الكترونات التكافؤ للعناصر الرئيسية"

رقم المجموعة	1	2	13	14	15	16	17	18
عدد الكترونات التكافؤ								
الترميز النقطي								

- **عناصر المجمع (s) :**
  - يتكون من المجموعتان (الأولى ، والثانية) وعنصر الهيليوم.
  - تمتلك عناصر المجموعة الأولى الكترون تكافؤ واحدفي أعلى مستوى طاقة (s^1)
  - تمتلك عناصر المجموعة الثانية الكترونين تكافؤ في اغلى مستوى طاقة (s^2)
  - **فسر :** يتكون المجمع s فقط من مجموعتين؟ ----------

اعتماداً عاى الجدول المقابل أجب عن السئلة التالية:

- تمتلك عناصر المجموعة الثانية ------ الكترون في أعلى مستوى طاقة
- علل : تتشابه عناصر المجموعة الثانية بالخواص الكيميائية :

الجدول 4 الترتيب الإلكتروني للغازات النبيلة

الدورة	مستوى الطاقة الرئيس	العنصر	الترتيب الإلكتروني
1	$n=1$	الهيليوم	$1s^2$
2	$n=2$	النيون	$[He]2s^2\ 2p^6$
3	$n=3$	الأرجون	$[Ne]3s^2\ 3p^6$
4	$n=4$	الكريبتون	$[Ar]4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

عناصر المجمع (s) : المجموعتان (الأولى ، والثانية)

رقم المجموعة = مجموع الكترونات المستوى الأخير .

رقم الدورة = رقم أعلى مستوى من الطاقة .

سؤال : أكمل الجدول التالي :

ترميز الغاز النبيل للعنصر	رقم الدورة	رقم المجموعة	المجمع
$[xe]6s^2$			
	الرابعة	الثانية	
$[Kr]5s^1$			

عناصر المجمع pالمجموعات من (13 – 18) :

- يبدأ المجمع p من الدورة الثانية.
- يحتوي هذا المجمع على الغازات النبيلة وهي عناصر ذراتها مستقرة جداً لذلك لا تدخل في اي تفاعل كيميائي.
- علل : الغازات النبيلة ذراتها مستقرة جداً؟ ----------
- العناصر الرئيسية هي :

(عناصر المجمع s و عناصر المجمع p)

الجدول 4 الترتيب الإلكتروني للغازات النبيلة

الدورة	مستوى الطاقة الرئيس	العنصر	الترتيب الإلكتروني
1	$n = 1$	الهيليوم	$1s^2$
2	$n = 2$	النيون	$[He]2s^2\ 2p^6$
3	$n = 3$	الأرجون	$[Ne]3s^2\ 3p^6$
4	$n = 4$	الكريبتون	$[Ar]4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

سؤال : أكمل الجدول التالي :

ترميز الغاز النبيل للعنصر	رقم الدورة	رقم المجموعة	المجمع
$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^3$			
$[He]2s^2 2p^4$			
$[Ne]3s^2 3p^6$			

عناصر المجمع d (المجموعات 3- 12) (العناصر الانتقالية) :

- يحتوي على الغناصر الانتقالية وهو اكبر المجمعات.
- الترتيب الالكتروني للمستوى الأخير : $ns^2\ (n-1)d^{1-10}$.
- تبدأ ظهور العناصر الانتقالية في الدورة ---------- بعنصر ----------

سؤال : أكمل الجدول التالي :

ترميز الغاز النبيل للعنصر	رقم الدورة	رقم المجموعة	المجمع
$[Kr]5s^1 4d^5$			
$[Ar]4s^2 3d^8$			
	الخامسة	12	
	الرابعة	6	

عناصر المجمع f : وتشمل :

اللانثنيدات

1- وتقع في الدورة السادسة وبين المجموعتين الثالثة والرابعة .
2- فلزات ولها لمعان كبير .
3- تشبه في نشاطها عناصر المجموعة الثانية

الأكتينيدات

1- تقع في الدورة السابعة وبين المجموعتين الثالثة والرابع .
2- جميعها عناصر مشعة .
3- أول أربعة عناصر طبيعية أما الباقي فهي صناعية .

تطبيق

8. دون استخدام الجدول الدوري، حدد المجموعة والدورة والمجمع لذرة لها الترتيب الإلكتروني التالي:
   a. $[Ne]3s^2$ b. $[He]2s^2$ c. $[Kr]5s^24d^{10}5p^5$
9. ما رموز العناصر التي لها ترتيبات إلكترونات التكافؤ التالية؟
   a. s^2d^1 b. s^2p^3 c. s^2p^6
10. **تحفيز** اكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية:
    a. عنصر في المجموعة 2 وفي الدورة الرابعة
    b. عنصر في المجموعة 12 وفي الدورة الرابعة
    c. غاز نبيل في الدورة الخامسة
    d. عنصر في المجموعة 16 وفي الدورة الثانية

الواجب : – حل الأسئلة 41 – 57 صفحة 27 .

اجابات القسم الثاني :

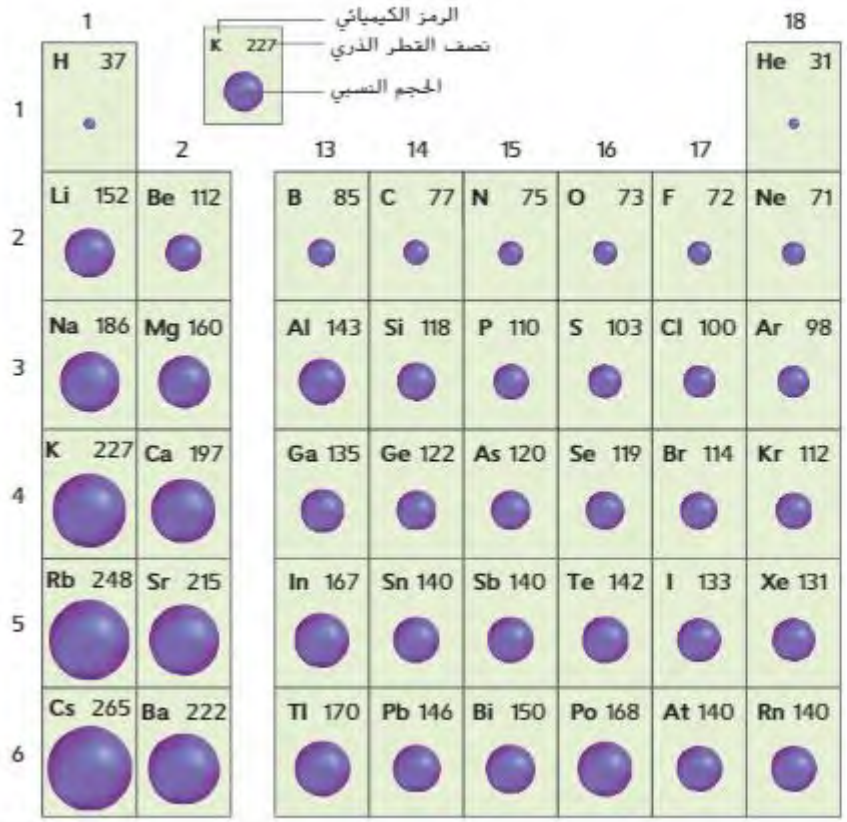
القسم 2 مراجعة

11. يحدد المستوى الفرعي للطاقة الذي يتم ملؤه المجمع في الجدول الدوري.
12. a. المجمع p
    b. المجمع s
    c. المجمع d
    d. المجمع p
13. اللافلزات: الغازات غير النشطة كيميائيًا هي غازات نبيلة في المجموعة 18 على الجانب الأيمن من الجدول الدوري.
14. لأن لديها ترتيب إلكترونات التكافؤ ذاته.
15. يجب أن تبدو الرسومات مثل الشكل 8. .

القسم الثالث : الاتجاهات الدورية :

هناك علاقة بين ترتيب العناصر في الجدول وبين الخصائص الدورية للعناصر :

الخاصية	تعريفها	التدرج عبر الدورة (من اليسار الى اليمين)	التدرج عبر المجموعة (من أعلى الى أسفل)
1-نصف القطر الذري	للفلز: ---------- ---------- ---------- للافلز : ---------- ---------- ----------	التدرج : ---------- السبب : ----------	**التدرج : ---------- السبب : ---------- ----------**
2-نصف القطر الأيوني		التدرج : ---------- السبب : ----------	التدرج : ---------- ----- السبب : ---------- ----
3-طاقة التأين		التدرج : ---------- السبب : ----------	التدرج : ---------- ----- السبب : ---------- ----
4-السالبية الكهربائية		**التدرج : ---------- السبب : ----------**	**التدرج : ---------- ----- السبب : ---------- -----**



الشكل 11 تختلف أنصاف الأقطار الذرية للعناصر الرئيسة، المتوفرة بالبيكو متر $(10^{-12}m)$. عندما تنتقل من اليسار إلى اليمين عبر الدورة وإلى الأسفل عبر المجموعة.

استدل لماذا تزيد أنصاف الأقطار الذرية عند الانتقال إلى الأسفل عبر المجموعة.

تطبيق

أجب عن الأسئلة التالية باستخدام معرفتك باتجاهات المجموعات والدورات في أنصاف الأقطار الذرية. لا تستخدم قيم أنصاف الأقطار الذرية في الشكل 11 للإجابة عن الأسئلة.

16. أي العناصر التالية له أكبر نصف قطر ذري: المغنيسيوم (Mg) أم السيليكون (Si) أم الكبريت (S) أم الصوديوم (Na)؟ وما الأصغر قطرًا؟

17. يُظهر الشكل على اليسار الهيليوم والكربيتون والرادون. أيها يمثل الكربيتون؟ وكيف يمكنك معرفة ذلك؟

18. إذا كان لديك عنصران غير معروفين، فهل يمكنك تحديد أيهما نصف قطره أكبر إذا علمت فقط أنّ العدد الذري لأحد العنصرين أكبر من الآخر بمقدار **20**؟ فسّر إجابتك.

19. **تحدي** حدد أي العنصرين في كل زوج له نصف قطر ذري أكبر:
    a. العنصر في الدورة 2 والمجموعة 1؛ أو العنصر في الدورة 3 والمجموعة 18
    b. العنصر في الدورة 5 والمجموعة 2؛ أو العنصر في الدورة 3 والمجموعة 16
    c. العنصر في الدورة 3 والمجموعة 14؛ أو العنصر في الدورة 6 والمجموعة 15
    d. العنصر في الدورة 4 والمجموعة 18؛ أو العنصر في الدورة 2 والمجموعة 16

ثانيا: أنصاف أقطار الأيونات :

1- عرف الأيون :---------- ----------

2- ما المقصود بالأيون الموجب ؟ ----------

3- ماذا يحدث لنصف القطر الذري عندما يفقد العنصر الكترون واحد أو أكثر ؟ ----------

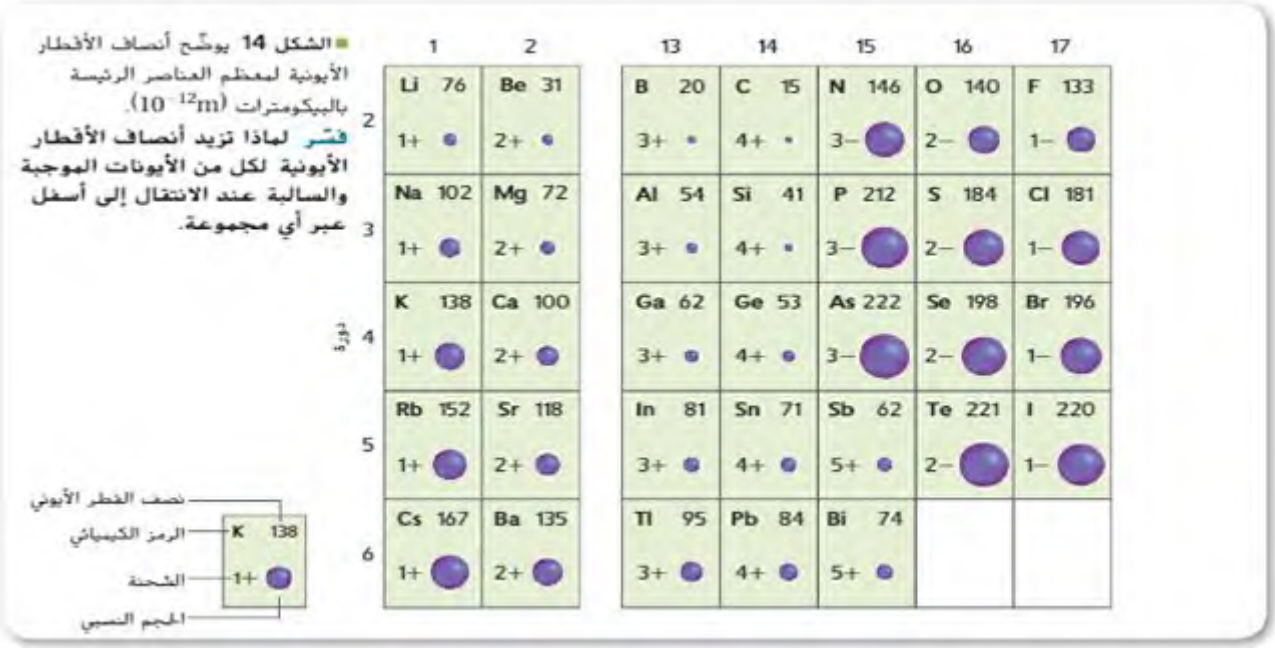
التفسير : ----------

4- ما المقصود بالأيون السالب ؟ ----------

5- ماذا يحدث لنصف القطر الذري عندما يكتسب العنصر الكترون واحد أو أكثر ؟ ----------

التفسير ----------

■ **الشكل 13** يختلف حجم الذرات اختلافًا كبيرًا عندما تكوّن أيونات.
a. الأيونات الموجبة أصغر من الذرات المتعادلة المكوّنة لها.
b. الأيونات السالبة أكبر من الذرات المتعادلة المكوّنة لها.



■ **الشكل 14** يوضّح أنصاف الأقطار الأيونية لمعظم العناصر الرئيسة بالبيكومترات (10^{-12}m).
فسّر لماذا تزيد أنصاف الأقطار الأيونية لكل من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.

ثالثا":طاقة التأين :

- طاقة التاين : الطاقة اللازمة لنزع الكترون من ذرة متعادلة في الحالة الغازية .
- نحتاج طاقة لنزع الكترون من ذرة متعادلة وذلك للتغلب على قوى الجذب بين شحنة النواة الموجبة والشحنة السالبة للالكترون .
- طاقة التأين الأولى : الطاقة اللازمة لنزع الالكترون الأبعد الأول من الذرة المتعادلة .
- بالاعتماد على الشكل أدناه صف الاتجاهات في طاقات التأين الأولى خلال الدورات من 1-5

- ما العلاقة بين طاقة التأين للذرة ومدى ارتباط الذرة بالكترونات التكافؤ؟

- كلما قلت طاقة التأين زادت احتمالية تكوين أيونات ---------- وقلت احتمالية تكوين أيونات ----------
- **علل :** يستخدم الليثيوم في بطاريات الكمبيوتر الاحتياطية .(اعتمد بالاجابة على مقدار طاقة التأين لليثيوم)

الجدول 5 طاقات التأين المتتالية لعناصر الدورة 2

العنصر	إلكترونات التكافؤ	طاقة التأين (kJ/mol)*								
		الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة	السابعة	الثامنة	التاسعة
Li	1	520	7300	11,810						
Be	2	900	1760	14,850	21,010					
B	3	800	2430	3660	25,020	32,820				
C	4	1090	2350	4620	6220	37,830	47,280			
N	5	1400	2860	4580	7480	9440	53,270	64,360		
O	6	1310	3390	5300	7470	10,980	13,330	71,870	84,080	
F	7	1680	3370	6050	8410	11,020	15,160	17,870	92,040	106,430
Ne	8	2080	3950	6120	9370	12,180	15,240	20,000	23,070	115,380

قاعدة الثمانية (Octet rule) :

- **نص قاعدة الثمانية** : عند تكوين المركبات الكيميائية فان الذرات تفقد أو تكسب أوتشارك بعدد من الالكترونات حتى يصبح مستواها الأخير مكتمل (ثمانية الكترونات) .
- عناصر الدورة الولى (الهيدروجين والهيليوم) تحقق هذا الاستقرار عندما تمتلك الكترونين اثنين في مستوى طاقتها الاول والاخير .
- تميل العناصر التي تقع يمين الجدول الدوري الى اكتساب الكترونات لكي تصل الى ترتيب الغاز النبيل وتكون ايونات سالبة
- تميل العناصر التي تقع يسار الجدول الدوري الى فقدان الكترونات وتكوين ايونات موجبة

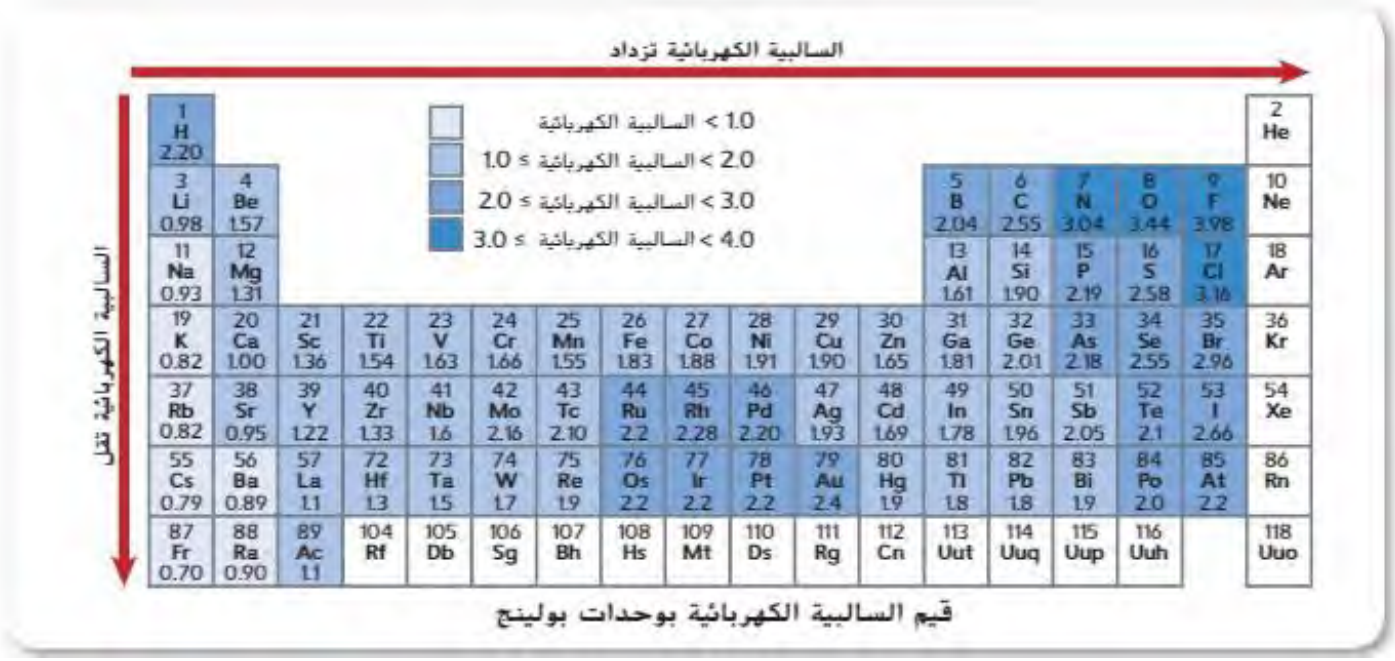
- **عرف طاقة التأين الثانية:** ----------

- **عرف طاقة التاين الثالثة:** ----------

رابعاً: السالبية الكهربائية:

- تعريفها: ----------

- وحدة السالبية الكهربائية هي ---------- نسبة للعالم المريكي الذي قام بقياسها.
- أعلى عنصر في السالبية الكهربائية هو ---------- وأقل العناصر هي ---------- أو ----------
- العناصر التي لاتملك قيم سالبية كهربائية هي ----------



قيم السالبية الكهربائية بوحدات بولينج

الواجب : - حل الأسئلة 58 – 72 صفحة 28 .

اجابات أسئلة مراجعة القسم :

القسم 3 مراجعة

20. يزيد نصف القطر الذري عند الانتقال إلى أسفل عبر المجموعة حيث تُضاف إلكترونات إلى مستويات طاقة أعلى وتحمي الإلكترونات الأساسية الداخلية إلكترونات التكافؤ من شحنة النواة المتزايدة. يقل نصف القطر الذري عبر الدورة حيث تؤدي زيادة شحنة النواة مع عدم تغير مستوى حجب الإلكترونات الأساسية الداخلية إلى سحب إلكترونات التكافؤ (المضافة إلى مستوى الطاقة نفسه) بالقرب من النواة.

21. a. الفلور c. البروم
b. البروم d. الفلور

22. الإلكترون الثاني الذي يزال من الليثيوم هو إلكترون أساسي داخلي وليس إلكترون التكافؤ في حين أن الإلكترون الرابع الذي يُزال من الكربون هو إلكترون تكافؤ.

23. السالبية الكهربائية: السالبية الكهربائية للأكسجين أكبر بمقدار 1.87 باولنج؛ نصف القطر الأيوني: الأكسجين أكبر بمقدار 109 pm؛ نصف القطر الذري: البريليوم أكبر بمقدار 39 pm؛ طاقة التأين الأولى: يتطلب الأكسجين طاقة أكثر بمقدار 410 kJ/mol

24. بشكل عام، يقل نصف القطر الذري عبر الدورة بسبب زيادة شحنة النواة؛ ويزيد عند الانتقال إلى أسفل عبر المجموعة بسبب وضع إلكترونات التكافؤ في أغلاف أكبر تنتمي إلى مستويات طاقة رئيسة أعلى. ونتيجة لذلك، يزيد مستوى حجب الإلكترونات الأساسية الداخلية.

الوحدة الثالثة / المركبات الأيونية والفلزات

القسم الأول : تكوّن الأيون :

الكترونات التكافؤ والروابط الكيميائية :

- من خلال دراستك للصفحة 36من الكتاب المقرر أجب عن الأسئلة التالية :
- **عرف الرابطة الكيميائية** : ----------

- **علل** : تترابط معظم الذرات كيميائيا . ----------

عرف الكترونات التكافؤ : ----------

- أكمل الجدول التالي :

رقم المجموعة	1	2	13	14	15	16	17	18
عدد الكترونات التكافؤ								
الأيون المرجح تكوينه								

- ما العلاقة بين عدد الكترونات التكافؤ ورقم المجموعة في العناصر الرئيسية ؟

رمز لويس النقطي (الترميز النقطي للالكترون):

- الرمز النقطي للويس : هو كتابة الرمز لأي عنصر محاطا بالكترونات التكافؤ على شكل نقط .
- **سؤال** : أكتب الرمز النقطي للالكترون للعناصر التي لها الكترونات التكافؤ التالية :

عدد الكترونات التكافؤ	1	2	3	4	5	6	7	8
الرمز النقطي للويس								

تكوين الأيون الموجب :

- متى يتكون الأيون الموجب (الكاتيون) ؟ ----------

- لتكوين الكاتيون يجب أن يتوفر مقدار كاف من الطاقة (الطاقة ممتصة) .

لفهم تكون الأيون الموجب ، قارن بين التوزيعات الالكترونية لغاز نبيل وفلز الصوديوم القلوي :

ذرة النيون (Ne)	$1s^2 2s^2 2p^6$
ذرة الصوديوم (Na)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

أيونات الفلزات:

الجدول 2 أيونات المجموعات 1 و2 و13

المجموعة	الترتيب	شحنة الأيون المتكون
1	ns^1 [غاز نبيل]	+1 عند فقد الإلكترون s^1
2	ns^2 [غاز نبيل]	+2 عند فقد إلكتروني s^2
13	ns^2np^1 [غاز نبيل]	+3 عند فقد إلكترونات s^2p^1

- علل : ذرات الفلزات نشيطة كيميائياً ؟ ----------
- أي المجموعات الأكثر نشاطاً ؟ ----------

أيونات الفلزات الانتقالية :

- التوزيع الالكتروني للمستوى الأخير في العناصر الانتقالية هو : $ns^2\ (n-1)d^{(1-10)}$ [غاز نبيل]
- علل : معظم العناصر الانتقالية تكون الأيون +2 ؟

- علل : معظم العناصر الانتقالية تكون الأيون +3 أو أكثر ؟

الترتيب الالكتروني للغاز شبه النبيل :

- يحدث لعناصر المجموعات (11 – 14) التي تحتوي الكترونات تكافؤ في المستوى الخارجي الذي يحتوي على مستويات فرعية (s , p , d) .
- تفقد هذه العناصر بعض الكترونات هذه المستويات ليصل الى توزيع الغاز شبه النبيل .
- مثال :ذرة الخارصين : $_{30}Zn : [Ar]4s^2 3d^{10}$

أيون الخارصين : $Zn^{+2} : [Ar]\ 3d^{10}$ (له توزيع الغاز شبه النبيل)

تكوين الأيون السالب :

- متى يتكون الأيون السالب (الأنيون) ؟ ----------

- لتكون الأنيون تنطلق طاقة في معظم الأحيان وأحيانا تمتص الذرة طاقة لاجبارها على اكتساب الكترون .
- لفهم تكون الأيون السالب قارن بين التوزيعات الالكترونية لذرة الكلور وذرة الغاز النبيل :

ذرة Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

ذرة Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

أيون Cl^- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

الجدول 3 أيونات المجموعات من 15 إلى 17

المجموعة	الترتيب	شحنة الأيون المتكون
15	[غاز نبيل] ns^2np^3	3- عند اكتساب ثلاثة إلكترونات
16	[غاز نبيل] ns^2np^4	2- عند اكتساب إلكترونين
17	[غاز نبيل] ns^2np^5	1- عند اكتساب إلكترون

طريقة تسمية الأنيون : اسم جذر العنصر + يد

سؤال : أكمل الجدول التالي :

العنصر	$_3Li$	$_{20}Ca$	$_{17}Cl$	$_8O$	$_6C$	$_{16}S$
تركيب الغاز النبيل						
عدد الكترونات التكافؤ						
الرمز النقطي للويس للذرة						
الأيون المرجح حدوثه						
رمز لويس النقطي للأيون						

الواجب : حل أسئلة الوحدة صفحة 62 (سؤال 46 – 59) .

اجابات مراجعة القسم :

القسم 1 مراجعة

1. يكون الأيون Li^+ أكثر استقرارًا لأن المستوى الخارجي مكتمل.
2. السببان هما التجاذب بين النواة الموجبة لذرة واحدة والإلكترونات السالبة للذرة الأخرى، والتجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة.
3. تحتوي عناصر المجموعة 18، المعروفة باسم الغازات النبيلة، على مستويات طاقة خارجية مكتملة ولا تكوّن أيونات بسهولة. وتكون عناصر المجموعة 17 نشطة بشكل كبير لأنها تحتاج إلى اكتساب إلكترون واحد فقط لتصل إلى حالة الثمانية.
4. يعني الأيون اكتساب إلكترون، بينما يعني الكاتيون فقد إلكترون.
5. a. $[He]2s^22p^3$؛ يكتسب ثلاثة إلكترونات (أيون -3) أو يفقد 5 إلكترونات (أيون +5)
   b. $[Ne]3s^23p^4$؛ يكتسب إلكترونين (أيون -2)
   c. $[Xe]6s^2$؛ يفقد إلكترونين (أيون +2)
   d. $[He]2s^1$؛ يفقد إلكترونًا واحدًا (أيون +1)
6. ينبغي أن توضح النماذج أن ذرة الكالسيوم تفقد إلكترونين مكوّنة Ca^{2+}، وأن البروم يكتسب إلكترونًا واحدًا، مكوّنًا Br^-. كما يجب أن توضح النماذج الطاقة الإضافية لتكوين أيون الكالسيوم، وفقد الطاقة لتكوين أيون البروميد.

القسم الثاني :الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

من خلال دراستك للصفحات 40–42 أجب عن الأسئلة التالية :

- عرف الرابطة الأيونية ؟ ----------

- عرف المركب الأيوني ؟ ----------
- مم يتكون المركب الأيوني الثنائي ؟ ----------
- أذكر أمثلة على مركبات أيونية ثنائية ؟ ----------

الشحنات وتكون المركبات الأيونية :

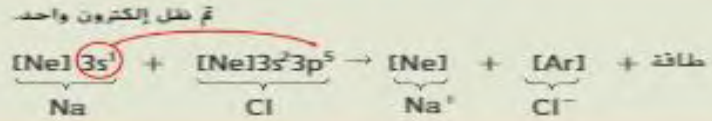
الجدول التالي يوضح عدة طرق للتعبير عن تكون الرابطة الأيونية في مركب كلوريد الصوديوم :

الجدول 4 تكوين كلوريد الصوديوم

المعادلة الكيميائية

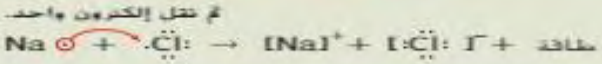
$Na + Cl \rightarrow Na^+ + Cl^- +$ طاقة

الترتيبات الإلكترونية

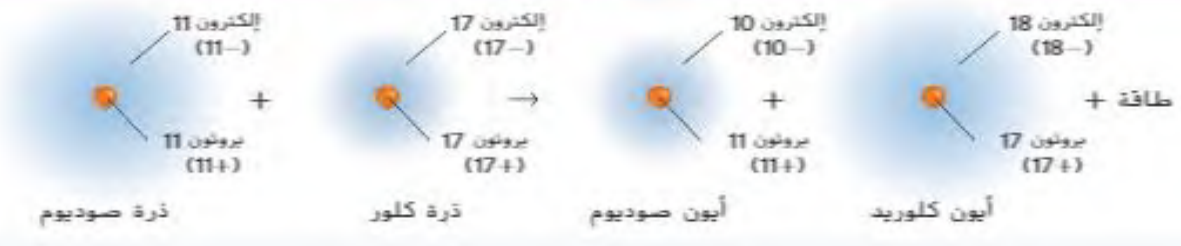


الترميز الخلكي

الترميز النقطي للإلكترونات



النماذج الذرية

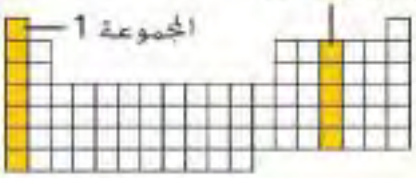


تدريبات :

تطبيق

اشرح كيفية تكوين المركب الأيوني من هذه العناصر.

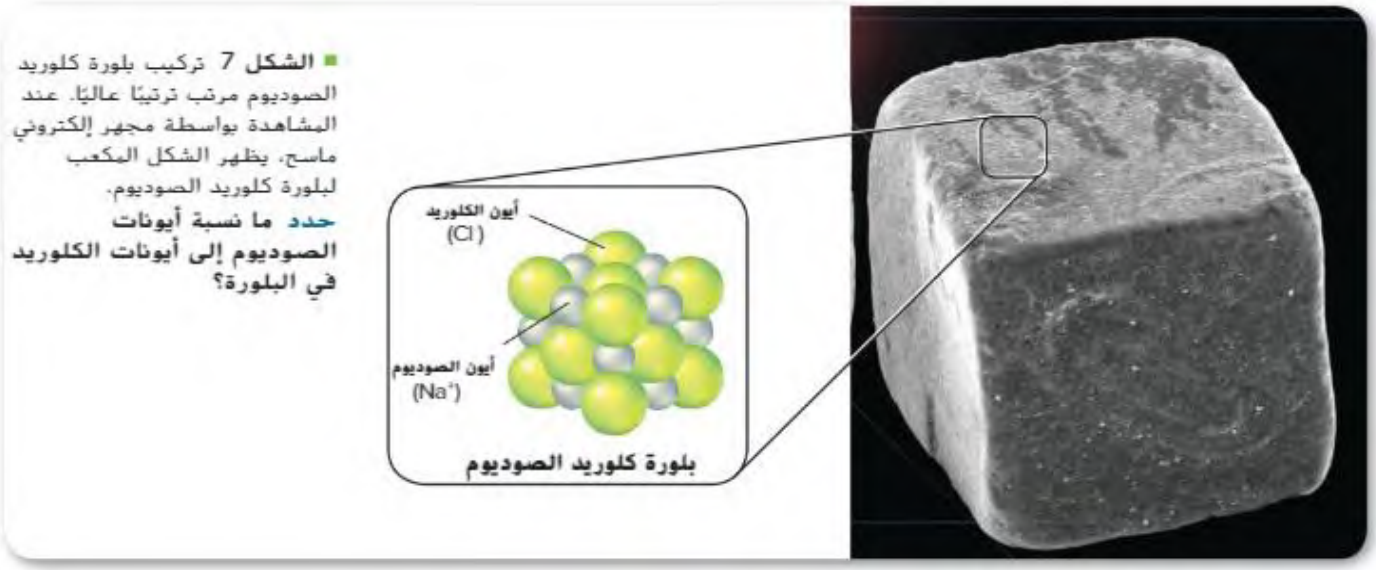
7. الصوديوم والنيتروجين
8. الليثيوم والأكسجين
9. السترونشيوم والفلور
10. الألمنيوم والكبريت
11. **تحدي** اشرح كيف تتحد العناصر في المجموعتين الموضّحتين في الجدول الدوري المبين على اليسار لتكوين مركّب أيوني.



خصائص المركبات الأيونية :

البنية التركيبية :

- نسبة الأيونات الموجبة الى الأيونات السالبة يحدده عدد الالكترونات المنتقلة من ذرة الفلز الى ذرة اللافلز
- تترتب الأيونات في البلورة في نمط متكرر ومنتظم لموازنة قوى التجاذب والتنافر بين الايونات .
- مثال : **بلورة كلوريد الصوديوم**



الشكل 7 تركيب بلورة كلوريد الصوديوم مرتب ترتيبًا عاليًا. عند المشاهدة بواسطة مجهر إلكتروني ماسح، يظهر الشكل المكعب لبلورة كلوريد الصوديوم.
حدد ما نسبة أيونات الصوديوم إلى أيونات الكلوريد في البلورة؟

- كل أيون صوديوم في البلورة محاط بستة أيونات كلور ، وكل أيون كلور محاط بستة أيونات صوديوم .
- أي ان نسبة أيونات الصوديوم الى أيونات الكلور هو 1 : 1 .
- شكل البلورة مكعب .
- عرف الشبكة البلورية ؟ ----------

- ما هو سبب تنوع البلورات الأيونية في الأشكال ؟ ----------

- أمثلة على الشبكات البلورية :

الشكل 8 الأرجونيت ($CaCO_3$) والباريت ($BaSO_4$) والبريل ($Be_3Al_2Si_6O_{18}$) هي أمثلة على المعادن التي تمثل المركّبات الأيونية. تترابط الأيونات التي تكوّن تلك المعادن بعضها مع بعض في شبكة بلورية. ينتج عن الاختلافات في شحنة وحجم الأيون أشكال بلورية أيونية.

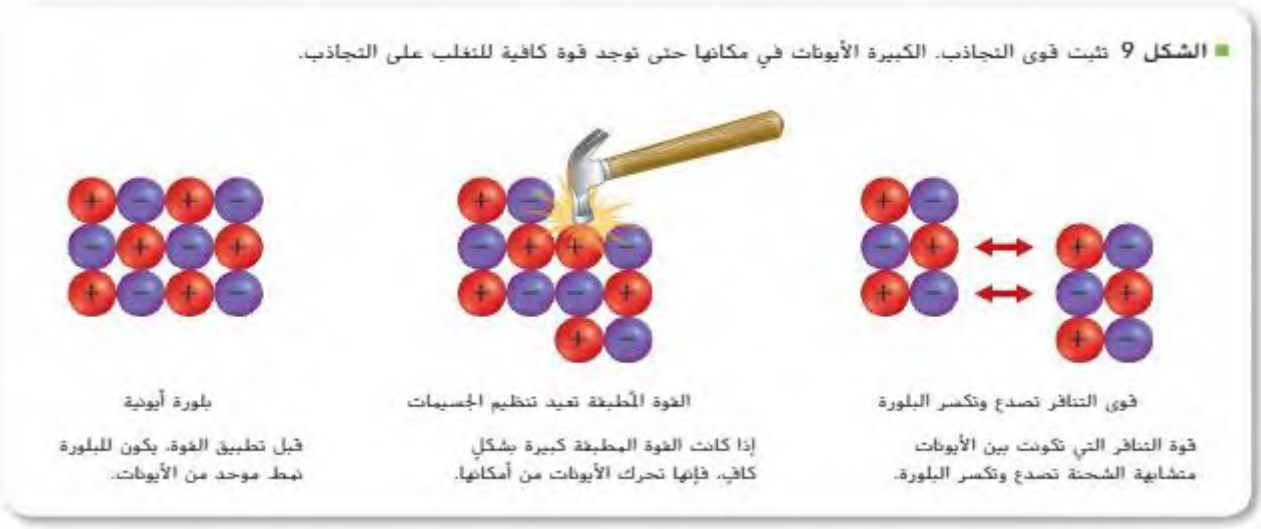
الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية :

1) لا توصل المركبات اليونية في الحالة الصلبة للتيار الكهربائي. (علل) ----------
---
2) مصاهير ومحاليل المركبات الايونية توصل التيار الكهربائي . (علل) : ----------
---
عرف الالكتروليت :----------
3) ارتفاع درجات الانصهار والغليان للمركبات الأيونية.(علل) : ----------
---

4) علل : للكثير من البلورات الأيونية الوانا" زاهية بما في ذلك الأحجار الكريمة : ----------

---

5) قد تكوّن البلورات الأيونية أجساما" هشة أو قوية أو صلبة بسبب قوة الجذب الكبيرة التي تثبت الأيونات في مكانها وعند تطبيق قوة شديدة على البلورة (قوة تتغلب على قوى الجذب بين الأيونات) تتهشم البلورة أو تتكسر الى أجزاء ذلك لأن القوة المطبقة تعيد تغيير أماكن الأيونات المتشابهة الشحنة الموجودة بجانب بعضها .



الطاقة والرابطة الأيونية :

- خلال التفاعلات الكيميائية قد تطلق الطاقة وقد تمتص .
- التفاعل الذي يصاحبه اطلاق طاقة يسمى ---------- والتفاعل الذي يصاحبه امتصاص طاقة يسمى ---------- ---------
- دائماعملية تكون مركب أيوني من أيونات موجبة وايونات سالبة تكون ---------- للطاقة .
- الأيونات المتجاذبة أكثر استقرار لأن طاقتها أقل من طاقة الايونات المنفردة.

طاقة الشبكة :

- عرف طاقة الشبكة : ----------
- وكلما زادت طاقة الشبكة ---------- قوى التجاذب بين الأيونات .
- ترتبط طاقة الشبكة بحجم الأيونات المترابطة : كلما كانت الأيونات أصغر كلما زادت قوى التجاذب بينها.
- علل : طاقة الشبكة لبلورة كلوريد الليثيوم أكبر من كلوريد البوتاسيوم.

العوامل التي تعتمد عليها طاقة الشبكة :

العامل	التأثير
حجم الأيونات المترابطة	كلما قل حجم الأيون **تقل** المسافة بين الأيونات المترابطة **تزداد** قوى الجذب **تزداد**طاقة الشبكة
شحنة الأيون	كلما زادت شحنة الأيونات في المركب الأيوني زادت طاقة الشبكة .

الجدول 6 طاقات الشبكة البلورية لبعض المركّبات الأيونية

المركّب	طاقة الشبكة البلورية (kJ/mol)	المركّب	طاقة الشبكة البلورية ((kJ/mol))
KI	632	KF	808
KBr	671	AgCl	910
RbF	774	NaF	910
NaI	682	LiF	1030
NaBr	732	$SrCl_2$	2142
NaCl	769	MgO	3795

الواجب : حل الأسئلة 60 -74 صفحة 61

القسم 2 مراجعة

12. يتساوى إجمالي الشحنة الموجبة للكاتيونات مع إجمالي الشحنة السالبة للأنيونات في المركب.
13. إن تكون الروابط الأيونية تفاعل طارد للحرارة؛ والناتج الأقل طاقة أكثر استقرارًا من المواد المتفاعلة الأصلية.
14. الخواص هي: توجد على شكل بلورات؛ درجات انصهار وغليان عالية؛ أجسام صلبة وهشة. ترجع هذه الخواص إلى قوة الجذب الإلكتروستاتيكي للأيونات متضادة الشحنة المتجاورة.
15. تنتقل الإلكترونات بين الذرات مكونة أيونات. ترتبط الأيونات بفعل القوى الإلكتروستاتيكية في المركب الأيوني. وتترتب الأيونات في نمط متكرر ومنتظم في بلورة أيونية.
16. كلما كانت طاقة الشبكة البلورية أكبر، كانت قوة التجاذب بين الأيونات أقوى، ومن ثم كانت الروابط الأيونية أقوى.
17. يجب أن تشمل الرسوم ذرة Sr واحدة تفقد إلكترونين لتكوّن أيونا Sr^{2+}، وذرتي Cl تكتسب كل واحدة منهما إلكترونًا لتكوّنا أيونين Cl. وتتجاذب هذه الأيونات مكونة $SrCl_2$.
18. ستختلف خرائط المفاهيم، لكن ينبغي أن تربط زيادة قوة الروابط بزيادة الاستقرار وزيادة طاقة الشبكة البلورية، وينبغي أن توضح أن الخواص الفيزيائية، مثل درجات الانصهار والغليان العالية والهشاشة والتوصيل، ترجع إلى قوة الروابط الأيونية.

القسم الثالث : صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها:

صيغ المركبات الايونية :

- تسمى الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني **وحدة الصيغة.**
- عرف **وحدة الصيغة** .
- ----------
- الشحنة الكلية في وحدة الصيغة =- صفر (أي أن البلورة تكون متعادلة كهربائياً) .

الأيونات أحادية الذرة :

هي الأيونات التي تتكون من ذرة واحدة ، اذا كانت موجبة تسمى كاتيونات واذا كانت سالبة تسمى أنيونات .

1- الكاتيونات : (تسمى باسم العنصر)
2- الأنيونات : (تسمى باسم العنصر + يد)

أمثلة على أيونات أحادية الذرة :

الجدول 7 أيونات أحادية الذرة

المجموعة	الذرات التي تكوّن الأيونات	شحنة الأيون
1	Cs و Rb و K و Na و Li و H	1+
2	Ba و Sr و Ca و Mg و Be	2+
15	As و P و N	3-
16	Te و Se و S و O	2-
17	I و Br و Cl و F	1-

- أما بالنسبة للعناصر الانتقالية معظمها له أكثر من شحنة.

أعداد التأكسد:

- عدد التأكسد : هو شحنة الأيون أحادي الذرة ويساوي عدد الالكترونات المكتسبة أو المفقودة من قبل الذرة لتكوين الأيون.

صيغ المركبات الأيونية الثنائية :

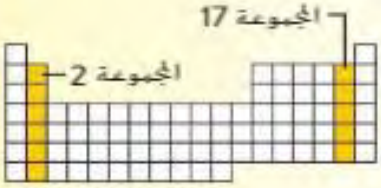
- هي المركبات التي تتكون من عنصرين مختلفين .
- مثال : أكتب صيغة المركب المتكون من الألمنيوم والأكسجين :

1- كتابة رموز الأيونات جنبا الى جنب مع كتابة الكاتيون أولا من اليسار : $Al^{+3}\ O^{-2}$
2- بادل الشحنات بين الأيونات بدون اشارة : Al_2O_3
3- يجب التاكد من ان مجموع الشحنات الموجبة والسالبة = صفر : $2 \times (+3) + 3 \times (-2) = 0$

تطبيق

اكتب الصيغ للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات التالية:

19. اليوديد والبوتاسيوم
20. الكلوريد والمغنيسيوم
21. البروميد والألمنيوم
22. النيتريد والسيزيوم
23. **تحدي** اكتب الصيغة العامة للمركب الأيوني الذي يتكون من عناصر المجموعتين الموضحتين في الجدول الدوري المجاور.



صيغ المركبات الأيونية المتعددة الذرات :

- **الأيونات متعددة الذرات** : هي الأيونات التي تتكون من اكثر من ذرة . (كما يظهر في الجدول التالي)
- يعمل الأيون متعدد الذرات كوحدة واحدة وشحنته تنطبق على كل الذرات .
- لذلك فان قواعد كتابة المركب متعدد الذرات نفس قواعد كتابة المركب الثنائي .
- مثال : عند اتحاد ايون الكسجين O^{-2} مع أيون الأمونيوم NH_4^+ فإن صيغة المركب الناتج تكون $(NH_4)_2O$

الجدول 9 الأيونات متعدد الذرات الشائعة			
الأيون	الاسم	الأيون	الاسم
NH_4^+	الأمونيوم	IO_4^-	البيريودات
NO_2^-	النيتريت	$C_2H_3O_2^-$	الأسيتات
NO_3^-	النيترات	$H_2PO_4^-$	فوسفات ثنائي الهيدروجين
OH^-	الهيدروكسيد	CO_3^{2-}	الكربونات
CN^-	السيانيد	SO_3^{2-}	الكبريتيت
MnO_4^-	البيرمنجنات	SO_4^{2-}	الكبريتات
HCO_3^-	كربونات هيدروجينية	$S_2O_3^{2-}$	الثيوكبريتات
ClO^-	الهيبوكلوريت	O_2^{2-}	البيروكسيد
ClO_2^-	الكلوريت	CrO_4^{2-}	الكرومات
ClO_3^-	الكلورات	$Cr_2O_7^{2-}$	ثنائي الكرومات
ClO_4^-	بير كلورات	HPO_4^{2-}	فوسفات هيدروجينية
BrO_3^-	البرومات	PO_4^{3-}	الفوسفات
IO_3^-	اليودات	AsO_4^{3-}	الزرنيخات

الأيونات متعددة الذرات : 1- الأنيونات :

1-							
الذرة المركزية (كلور)		الذرة المركزية (بروم)		كبريت أو نيتروجين		أيونات أخرى	
هيبوكلوريت	ClO^-	هيبوبروميت	BrO^-	**نيتريت**	**NO_2^-**	أسيتات	CH_3COO^-
كلوريت	**ClO_2^-**	**بروميت**	**BrO_2^-**	**نيترات**	**NO_3^-**	سيانيد	CN^-
كلورات	**ClO_3^-**	**برومات**	**BrO_3^-**	كبيريتيت هيدروجينية	HSO_3^-	هيدروكسيد	OH^-
بيركلورات	ClO_4^-	بيربرومات	BrO_4^-	كبريتات هيدروجينية	HSO_4^-	بيرمنجنات	MnO_4^-
						كربونات هيدروجينية	HCO_3^-
						فوسفات ثنائية الهيدروجين	$H_2PO_4^-$

2-				3-	
كبريتيت	SO_3^{-2}	كربونات	CO_3^{-2}	فوسفات	PO_4^{-3}
كبريتات	SO_4^{-2}	اكسلات	$C_2O_4^{-2}$	زرنيخات (أرسينات)	AsO_4^{-3}
كرومات	CrO_4^{-2}	فوسفات هيدروجينية	HPO_4^{-2}		
ثنائي الكرومات	$Cr_2O_7^{-2}$	فوق أكسيد	O_2^{-2}		

2- الكاتيونات : الأمونيوم : NH_4^+ ، ثنائي الزئبق : Hg_2^{+2}

تطبيق

اكتب صيغ المركبات الأيونية المكوّنة من الأيونات التالية:

24. الصوديوم والنيترات
25. الكالسيوم والكلورات
26. الألمنيوم والكربونات
27. **تحدي** اكتب صيغة المركب الأيوني المكوّن من أيونات عنصر من عناصر المجموعة 2 مع الأيونات متعددة الذرات المكوّنة من الكربون والأكسجين فقط.

أسماء الأيونات والمركبات الأيونية:

- **تسمية الأنيونات الأكسجينية:**

- **الأنيون الأكسجيني :** أيون متعدد الذرات يتكون من عنصر لافلزي يرتبط مع ذرة أو أكثر من الأكسجين.
- بعض اللافلزات لها أكثر من انيون أكسجيني مثل النيتروجين والكبريت .
- تسمى هذه النيونات حسب القواعد التالية:

الجدول 10 قواعد تسمية الأنيونات الأكسجينية للكبريت والنيتروجين

- حدد الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين. ويُسمى هذا الأيون باستخدام اسم اللافلز وإضافة المقطع (ات) إلى آخره.

- حدد الأيون الذي يحتوي على أقل عدد من ذرات الأكسجين. ويُسمى هذا الأيون باستخدام اسم اللافلز وإضافة المقطع (يت) إلى آخره.

أمثلة:

NO_3^-	NO_2^-	SO_4^{2-}	SO_3^{2-}
نيترات	نيتريت	كبريتات	كبريتيت

- أما الكلور يكون أربع أنيونات أكسجينية وتسمى حسب عدد ذرات الكسجين ، وتستخدم نفس القواعد لجميع ذرات الهالوجينات :

الجدول 11 قواعد تسمية الأيونات الأكسجينية للكلور

- يشتق اسم الأنيون الأكسجيني الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين بإضافة مقطع (بير) في بداية الاسم وإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.

- يشتق اسم الأنيون الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرة واحدة بإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.

- يشتق اسم الأنيون الأكسجيني الذي يحتوي على عدد ذرات أكسجين أقل بذرتين بإضافة مقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.

- يشتق اسم الأنيون الأكسجين الذي يحتوي على عدد ذرات أكسجين أقل بثلاث ذرات بإضافة مقطع (هيبو). ثم المقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.

أمثلة:

ClO_4^-	ClO_3^-	ClO_2^-	ClO^-
بيركلورات	كلورات	الكلوريت	هيبوكلوريت

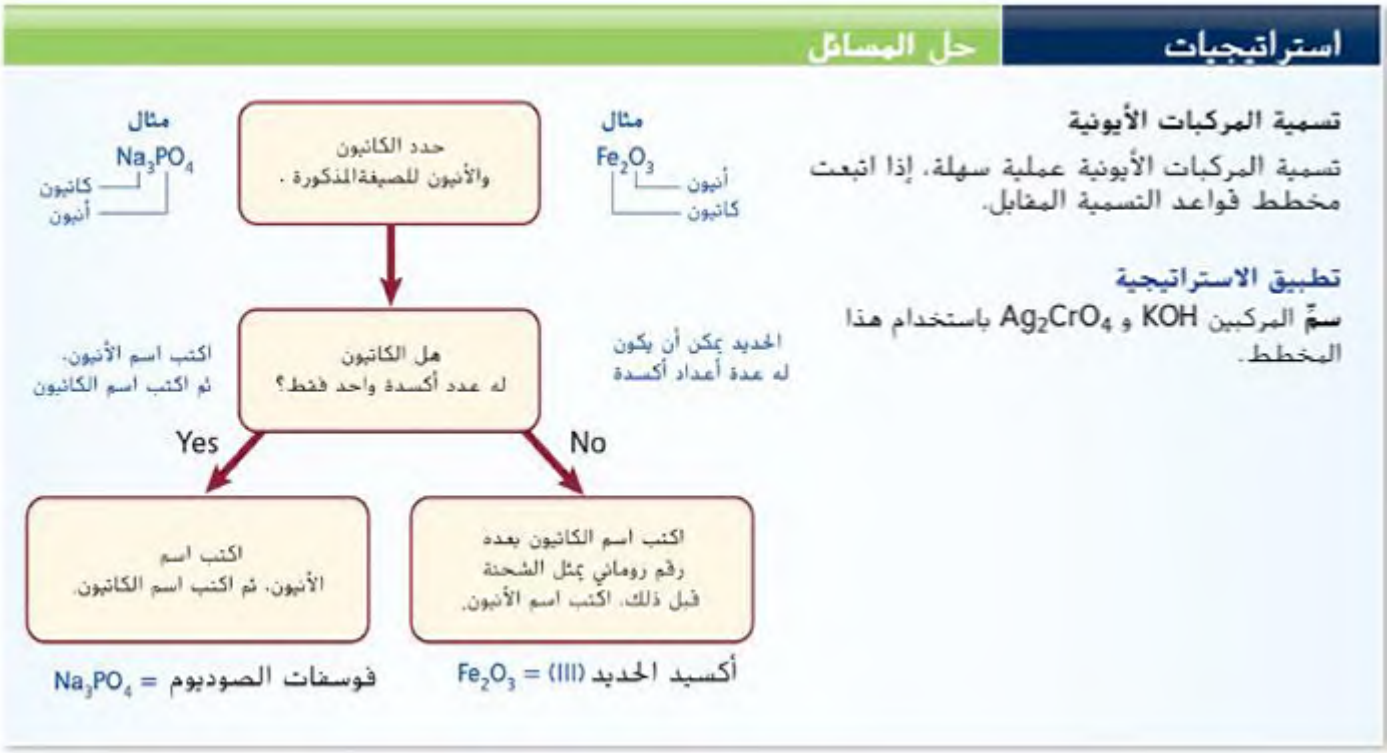
- **تسمية المركبات الأيونية :**

- كتابة اسم الأنيون أولاً متبوعاً باسم الكاتيون.
- يسمى الكاتيون باسم العنصر نفسه (الكاتيونات احادية الذرة)
- أما الأنيونات احادية الذرة : اسم العنصر + يد
- إذا كان للكاتيون أكثر من عدد تاكسد : يجب ان تحتوي الصيغة على عدد تاكسد الكاتيون ويكتب بأرقام رومانية في قوسين أو بدون قوسين بعد اسم الكاتيون. (ينطبق على الفلزات الإنتقالية)
- عندما يحتوي المركب على أيون متعدد الذرات يستخدم اسم الأيون متعدد الذرات بدلا من اسم الكاتيون أو الأنيون.

تطبيق

سمّ المركبات الآتية:

28. $NaBr$
29. $CaCl_2$
30. KOH
31. $Cu(NO_3)_2$
32. Ag_2CrO_4
33. **تحدي** المركب الأيوني NH_4ClO_4 من أهم المواد المتفاعلة في وقود إطلاق الصواريخ، ومنها تلك التي تحمل المحطات الفضائية إلى مداراتها. سمّ هذا المركب.



الواجب : . حل الأسئلة 76 – 86 .

اجابات مراجعة القسم الثالث

القسم 3 مراجعة

34. عند كتابة الصيغة يُكتب الكاتيون أولًا ثم يليه الأنيون وعند كتابة الاسم، يُكتب الأنيون (بروميد) أولًا ثم يليه الكاتيون (البوتاسيوم).

35. الأيونات أحادية الذرة هي أيونات بها ذرة واحدة، Cl^- : والأيونات متعددة الذرات تتكون من ذرتين أو أكثر متحدة معًا ذات شحنة كلية، ClO_3

36. XY_2

37. كلوريد المغنسيوم، $MgCl_2$

38. نيتريت الصوديوم، $NaNO_2$

39. 1.1 .a
2.1 .b
1.2 .c
1.1 .d

القسم الرابع : الروابط الفلزية وخواص الفلزات :

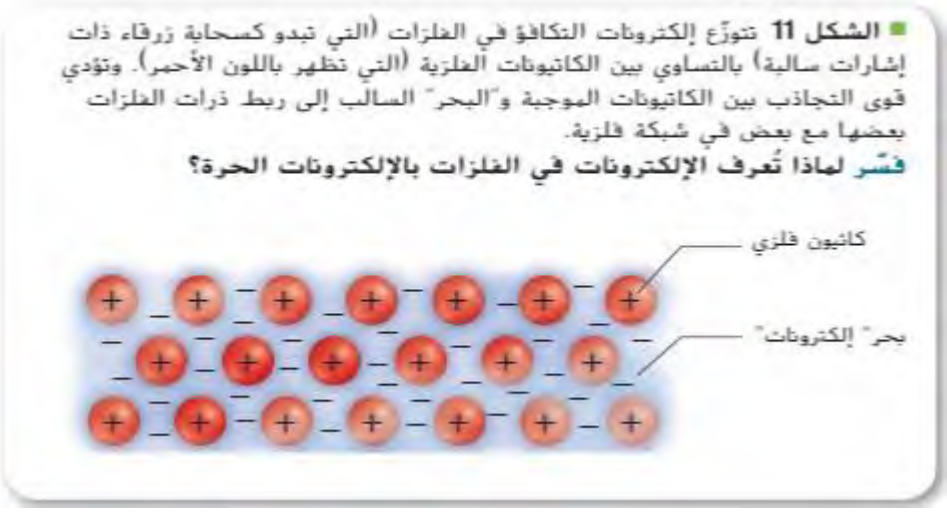
- عرف الفلز : ----------
- اذكر وجهي شبه بين الفلزات والمركبات الأيونية :

1- ----------

2- ----------

بحر الالكترونات :

- تحتوي الفزات على الكترونات تكافؤ
- لا تشترك هذه الذرات في الكترونات التكافؤ مع ذرات أخرى ولا تفقدها.
- بدلاً من ذلك تتداخل مستويات الطاقة الخارجية لذرات الفلزات داخل الشبكة البلورية المزدحمة
- **نموذج بحر الالكترونات :** يفترض ان ذرات الفلزات جميعها في الحالة الصلبة تساهم بالكترونات التكافؤ لتكوين بحر الالكترونات الذي يحيط بالكاتيونات في الشبكة البلورية.
- تنتقل هذه الالكترونات بسهولة من ذرة الى اخرى لذلك تسمى **الالكترونات الحرة** (غير المتموضعة).
- وعندما تتحرك هذه الالكترونات الخارجية بحرية في الجسم الصلب يتكون كاتيون فلزي .
- يرتبط كل كاتيون بجميع الكاتيونات الفلزية المجاورة من خلال بحر الكترونات التكافؤ .
- **الرابطة الفلزية :** ----------



الشكل 11 تتوزّع إلكترونات التكافؤ في الفلزات (التي تبدو كسحابة زرقاء ذات إشارات سالبة) بالتساوي بين الكاتيونات الفلزية (التي تظهر باللون الأحمر). وتؤدي قوى التجاذب بين الكاتيونات الموجبة و"البحر" السالب إلى ربط ذرات الفلزات بعضها مع بعض في شبكة فلزية.

فسّر لماذا تُعرف الإلكترونات في الفلزات بالإلكترونات الحرة؟

خصائص الفزات :

1- درجتا الغليان والانصهار :

- تتنوع نقاط الانصهار والغليان للفلزات نجد ان الزئبق سائل في درجة حرارة الغرفة .
- **علل** : استخدام الزئبق في الثيرموميترات والباروميترات . ----------
- للتنجستن درجة انصهار هي الأعلى بين جميع الفلزات (3422 درجة سيلسزية) .
- علل : استخدام التنجستن في لصنع أسلاك المصابيح الكهربائية . ----------

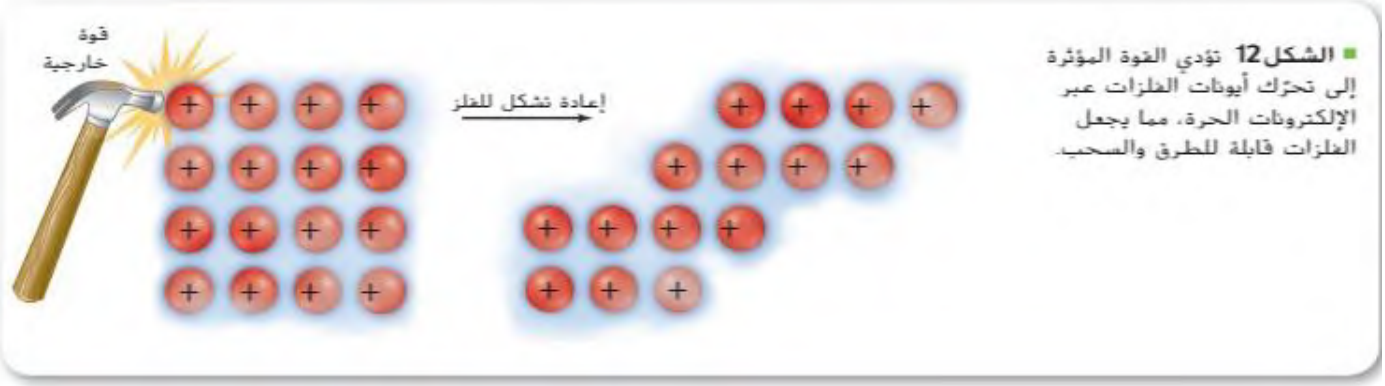
- درجات انصهار وغليان الفلزات بشكل عام مرتفعة كما يظهر في الجدول المقابل .
- لكن درجات الغليان مرتفعة جداً بالنسبة لدرجات الانصهار (**علل**) لأن الكاتيونات والالكترونات تتحرك بحرية في الفلز لذلك لا تحتاج الى طاقة كبيرة لكي تنصهر ، بينما يلزم طاقة كبير لفصل الذرات عن مجموعة الكاتيونات والالكترونات لجعلها تغلي.

الجدول 12 درجات الغليان والانصهار

العنصر	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
الليثيوم	180	1342
القصدير	232	2602
الألمنيوم	660	2519
الباريوم	727	1897
الفضة	962	2162
النحاس	1085	2562

2- قابلية الطرق والسحب والمتانة:

- قابيلة الطرق هي تحويل الفلز الى ----------
- وقابلية السحب هي تحويل الفلز الى ----------
- **علل** : تتمتع الفلزات بالمتانة .



■ **الشكل 12** تؤدي القوة المؤثرة إلى تحرك أيونات الفلزات عبر الإلكترونات الحرة، مما يجعل الفلزات قابلة للطرق والسحب.

3- توصيل الحرارة والكهرباء :

- **علل** : الفلزات توصل التيار الكهربائي ----------

4- اللمعان الفلزي :

- تتفاعل الالكترونات الحرة مع الضوء وتمتص الفوتونات وتطلقها مما ينتج عنه خاصية البريق واللمعان في الفلزات .

5- الصلابة والقوة :

- للفلزات الانتقالية عدد من الالكترونات حرة الحركة يشمل الكترونات (s , d) .
- فكلما زاد عدد هذه الالكترونات الحرة زادت خواص الصلابة والقوة .
- توجد الروابط الفلزية القوية في الفلزات الانتقالية مثل الكروم والحديد والنيكل
- بينما نجد أن فلزات المجموعة الاولى مثل الصوديوم لينة بسبب وجود الكترون حر واحد في المستوى ns^1 .

السبائك الفلزية :

- السبيكة هي : خليط من عناصر لها خصائص فلزية مما يكسبها خصائص فريدة .
- وبسبب هذه الخواص الفريدة للسبائك تدخل في العديد من الاستخدامات التجارية.
- أمثلة على السبائك : الفولاذ ، النحاس ، وحديد الزهر .
- وتختلف خصائص السبيكة عن الفلزات المكونة : مثلا الفولاذ هو حديد مخلوط مع عنصر آخر على الاقل ونجد ان الفولاذ له خصائص اضافية مثل القوة الزائدة .
- تعتمد خواص بعض السبائك على طريقة تصنيعها ، وفي بعض الفلزات تنتج خواص مختلفة اعتماداً على طريقة تسخينها أو تبريدها.

الجدول 13 السبائك التجارية

الاسم الشائع	التركيب	الاستخدامات
ألنيكو	Co 10% .Ni 20% .Al 20% .Fe 50%	المغانط
النحاس الأصفر	Zn 10–33% .Cu 67–90%	الأنابيب و الإضاءة
البرونز	Sn 1–18% .Zn 1–25% .Cu 70–95%	الأجراس والميداليات
حديد الزهر	C 3–4% .Fe 96–97%	القوالب
ذهب عيار 10 قيراط	Cu 37.46% .Ag 12–20% .Au 42%	المجوهرات
حبيبات الرصاص	As 0.2% .Pb 99.8%	حبيبات الطلقات النارية
البيوتر	Pb 0–15% .Sb 5–15% .Sn 70–95%	أدوات المائدة
الفولاذ المقاوم للصدأ	Ni 7–9% .Cr 14–18% .Fe 73–79%	الأدوات والأحواض
فضة إسترلينية (النقود)	Cu 7.5% .Ag 92.5%	أدوات المائدة، الحلي

- تستخدم سبيكة التيتانيوم والفناديوم في تصنيع اجزاء الدراجات .
- يوجد نوعين أساسيين من السبائك : **استبدالية وفراغية .**
- **السبائك الاستبدالية :** تستبدل بعض الذرات في الجسم الصلب للفلز الأصلي بفلزات اخرى ذات حجم ذري مشابه مثل : الفضة الاسترلينية حيث تحل فيها ذرات النحاس محل ذرات الفضة في البلورة الفلزية وتكتسب خواص الفضة والنحاس .
- **السبائك الفراغية :** تتكون عندما تملأ الفراغات البينية في البلورة الفلزية بذرات صغيرة ، مثل الفولاذ الكربوني حيث تملا الفراغات البينية في بلورة الحديد بذرات الكربون فيصبح الجديد اكثر صلابة وقوة .

الواجب : حل الأسئلة 87 – 98 صفحة 63

اجابات مراجعة القسم الرابع :

القسم 4 مراجعة

40. تترتب الأيونات في المركبات الأيونية في نمط متكرر من الشحنات المتبادلة، في حين تتكوّن الفلزا ت من عدد محدد من الكاتيونات المحاطة ببحر من الإلكترونات المتحركة أو الحرة.
41. يمكن للإلكترونات الحرة التحرك عبر المادة الصلبة لتوصيل تيار كهربائي. يحدد كل من عدد الإلكترونات الحرة وقوة الرابطة الفلزية درجة الانصهار.
42. تتحد الروابط الأيونية بعضها مع بعض بفعل قوى الجذب الإلكتروستاتيكية بين الأيونات، في حين تتكون الرابطة الفلزية نتيجة لجذب الكاتيونات الفلزية للإلكترونات الحرة.
43. استبدالية، يحل محل، فراغية، يمتلئ
44. يمكن أن تتضمن التجربة التي يقوم بها الطلاب استخدام أداة قياس الموصلية لاختبار المواد الصلبة والمحاليل، إضافة إلى استخدام مطرقة لفحص قابلية الطرق والهشاشة.
45. يجب أن توضع الرسوم التخطيطية حركة أيونات الفلزات في نموذج أطول، وأرفع خلا ل بحر من الإلكترونات.

الوحدة الرابعة / الترابط التساهمي

القسم الأول : الرابطة التساهمية :

من خلال دراستك للقسم الأول صفحة 70، أجب عن الأسئلة الآتية:

- لماذا ترتبط الذرات ؟ ----------
- وضح المقصود بكل مما يلي :

- الرابطة التساهمية : ----------

- الجزيء : ----------

تكون الرابطة التساهمية :

- تتكون الرابطة التساهمية بين ذرات معظم اللافلزات مثل الجزيئات ثنائية الذرة :

I_2 , Br_2 , Cl_2 , F_2 , N_2 , O_2 , H_2

قاعدة الثمانية (Octet rule) :

نص قاعدة الثمانية : عند تكوين المركبات الكيميائية فان الذرات تفقد أو تكسب أوتشارك بعدد من الالكترونات حتى يصبح مستواها الأخير مكتمل (ثمانية الكترونات) .

بعض الذرات كالهيدروجين تحقق هذا الاستقرار عندما تمتلك الكترونين اثنين في مستوى طاقتها الاول والاخير .

الكترونات التكافؤ : هي الالكترونات التي تفقد أو تكتسب أو تشارك في تكوين المركبات الكيميائية (الكترونات مستويات الطاقة الخارجية).

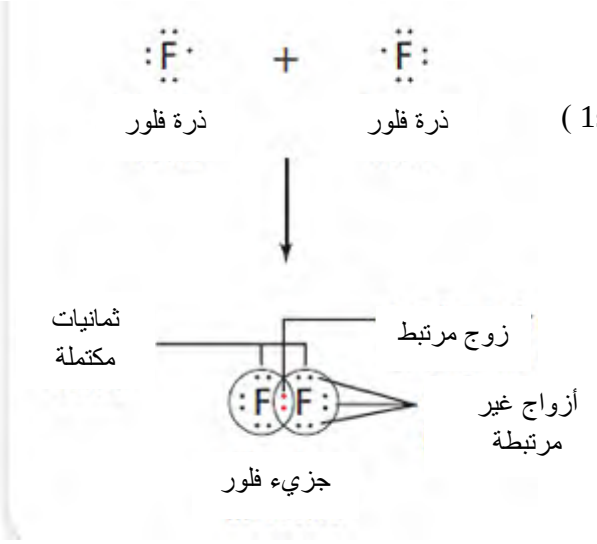
رقم المجموعة	1	2	13	14	15	16	17
عدد الكترونات التكافؤ							

رمز لويس النقطي (الترميز النقطي للالكترون):

- الرمز النقطي للويس : هو كتابة الرمز لأي عنصر محاطا بالكترونات التكافؤ على شكل نقط .
- **سؤال** (1) : أكتب الرمز النقطي للالكترون للعناصر التي لها الكترونات التكافؤ التالية :

عدد الكترونات التكافؤ	1	2	3	4	5	6	7	8
الرمز النقطي للويس								

مثال : تكون الرابطة التساهمية بين ذرتي فلور :

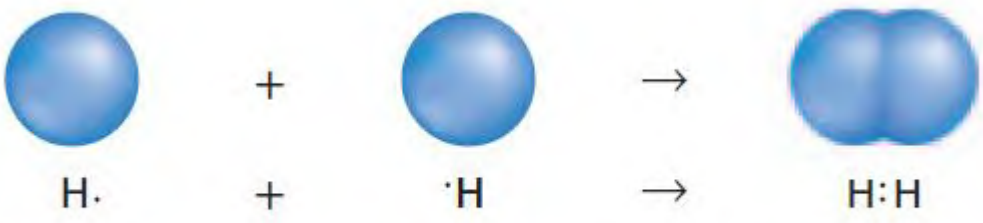


- يوجد الفلور في المجموعة 17
- يحتوي على سبعة الكترونات تكافؤ في مستواه الأخير ($1s^2\ 2s^2\ 2p^5$)
- كل ذرة فلور تحتاج الى الكترون واحد ليصبح مستواها الأخير مكتمل (ثمانية الكترونات) .
- تشارك كل ذرة بالكترون لتكوين رابطة تساهمية أحادية
- تصبح كل ذرة محاطة بثمانية الكترونات
- منها زوج واحد مرتبط بين الذرتين
- وثلاث أزواج على كل ذرة غير مرتبط

مراحل تكون الرابطة التساهمية بين ذرتي الفلور :

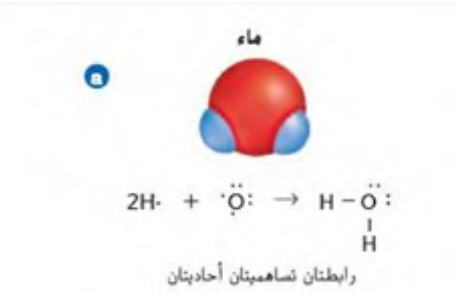
روابط تساهمية أحادية :

- عرف الرابطة التساهمية الأحادية : ----------
- مثال : جزيء الهيدروجين :



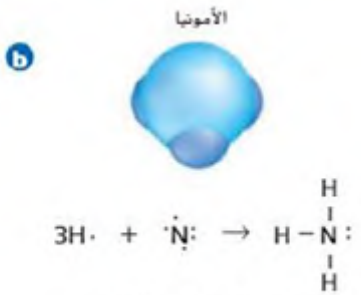
أمثلة أخرى على الروابط التساهمية الاحادية :

- **الهالوجينات (ذرات عناصر المجموعة 17) : تكون روابط تساهمية أحادية مع بعضها البعض أو مع عناصر لافلزية أخرى مثل الكربون .**
- **عناصر المجموعة 16 : تحتوي على 6 الكترونات تكافؤ لذلك تحتاج الى الكترونين لتصبح مكتملة ، فتكون رابطتين تساهميتين مثل اتحاد ذرة أكسجين مع ذرتين هيدروجين لتكوين الماء H_2O .**



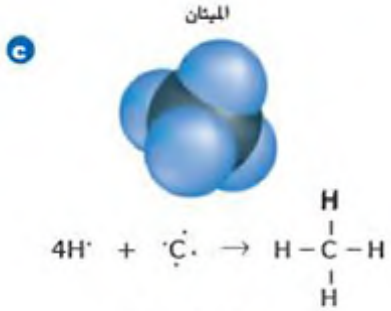
رابطتان تساهميتان أحاديتان

- **عناصر المجموعة 15 تكون ثلاث روابط تساهمية مع اللافلزات الأخرى مثل :**
  NH_3 , NF_3 , NCl_3 , NBr_3



ثلاث روابط تساهمية أحادية

- **عناصر المجموعة 14 تكون أربع روابط تساهمية مع اللافلزات ا لأخرى مثل الكربون مع الهيدروجين CH_4 .**



أربع روابط تساهمية أحادية

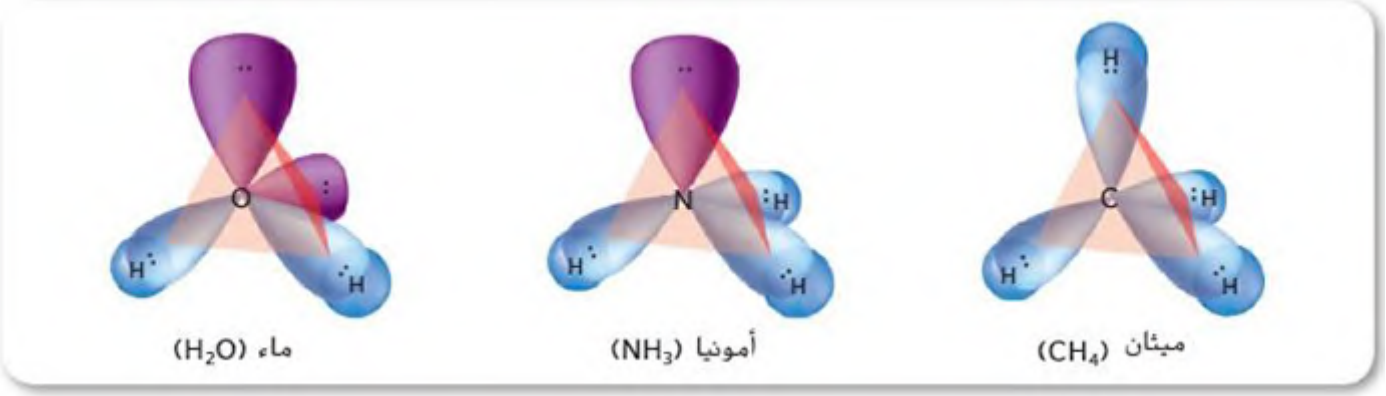
■ **الشكل 6** تم نقش هذا الشكل على الزجاج كيميائيا باستخدام فلوريد الهيدروجين (HF) وهو حمض ضعيف. يتفاعل فلوريد الهيدروجين مع السيليكا، وهو المكوّن الرئيس للزجاج، ويكوّن رابع فلوريد السيليكون الغازي (SiF_4) والماء.

سؤال : أرسم بنية لويس لكل مما يلي :

- HCl : ----------
- H_2S : ----------
- PH_3 : ----------
- CCl_4 : ----------
- SiH_4 : ----------

رابطة سجما : (σ) هي رابطة تساهمية أحادية تنتج من اشتراك ذرتين بزوج من الالكترونات .

- تتركز الالكترونات في المنطقة المتوسطة بين الذرتين ، حيث تتداخل الافلاك الذرية للذرات المرتبطة مع بعضها البعض .
- يمكن أن تنتج رابطة سيجما من تداخل رأسي بين افلاك S مع أفلاك S ، أو أفلاك S مع أفلاك P ، أو أفلاك P مع أفلاك P .



الروابط التساهمية المتعددة : هي الروابط التساهمية التي تنتج من اشتراك ذرتين بأكثر من زوج من الالكترونات .

عدد الروابط التساهمية = عدد الالكترونات اللازمة للوصول الى الاستقرار الثماني

- **الرابطة الثنائية : هي الرابطة التي تنتج من اشتراك ذرتين بزوجين من الالكترونات .**

مثال : جزيء الأكسجين O_2 :

a $:\ddot{O}\cdot + \cdot\ddot{O}: \rightarrow :O=O:$

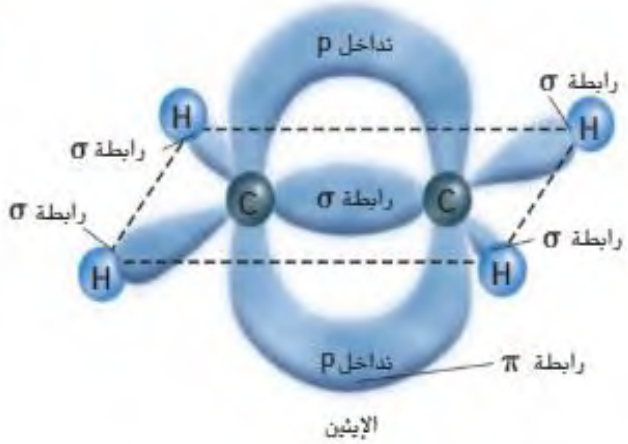
- **الرابطة الثلاثية : هي التي تنتج من اشتراك ذرتين بثلاث أزواج من الالكترونات .**

مثال : جزيء النيتروجين N_2 :

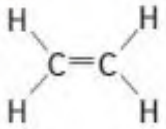
b $:\dot{N}\cdot + \cdot\dot{N}: \rightarrow :N\equiv N:$

رابطة باي : (π) **هي الرابطة التي تتكون من تداخل الأفلاك المتوازية وتشغل المنطقة الواقعة أعلى وأسفل رابطة سيجما .**

أي رابطة متعددة تتكون من رابطة سيجما واحدة ورابطة باي أو أكثر .



الشكل 9 لاحظ كيف تتكون الرابطة المتعددة بين ذرتي الكربون في الإيثين (C_2H_4) من رابطة سيجما ورابطة باي. تتكون رابطة سيجما عن طريق تداخل الأفلاك الرأسي الرأسي مباشرة بين ذرتي الكربون. وتكون ذرات الكربون قريبة جدًا بحيث تتداخل (جنبًا إلى جنب) أفلاك p المتجاورة مكونة رابطة باي. وهذا ينتج سحابة على شكل حلقة حول الرابطة سيجما.



قوة الروابط التساهمية : العوامل المؤثرة في قوة الروابط التساهمية :

1- **طول الرابطة :** هي المسافة بين نواتي ذرتين مرتبطتين تساهمياً .

الجزيء	نوع الرابطة	طول الرابطة
F_2	تساهمية أحادية	1.43×10^{-10}m
O_2	تساهمية ثنائية	1.21×10^{-10} m
N_2	تساهمية ثلاثية	1.1×10^{-10} m

- ما العلاقة بين عدد أزواج الالكترونات المشاركة بتكوين الرابط وطول الرابطة ؟

- ما العلاقة بين طول الرابطة وقوتها ؟ ----------

2- **طاقة الرابطة :** هي الطاقة اللازمة لكسر الرابطة التساهمية (طاقة تفكك الرابطة) وتكون دائماً موجبة (ممتصة) .

الجزيء	طاقة تفكك الرابطة
F_2	159 kj / mol
O_2	498 kj / mol
N_2	945 kj / mol

- ما العلاقة بين طول الرابطة وطاقتها ؟ ----------

- ما العلاقة بين طاقة الرابطة وقوتها ؟ ----------

ملاحظات :

- تكوين الروابط الكيميائية يطلق طاقة (طارد للطاقة) .
- تكسير الروابط يحتاج الى طاقة (ماص للطاقة) .
- **التفاعل الماص للحرارة** : هو التفاعل الذي تكون فيه الطاقة اللازمة لتكسير الروابط في المواد المتفاعلة اكبر من الطاقة المنطلقة عند تكوين الروابط الجديدة في النواتج .
- **التفاعل الطارد للحرارة :** ----------

واجب : وحل أسئلة مراجعة الفصل (القسم الأول) .

القسم 1 مراجعة

7. تتكون معظم الروابط التساهمية بين العناصر اللافلزية.
8. تشارك الذرات إلكترونات التكافؤ؛ وتوصل الإلكترونات المشتركة كل ذرة حالة الثمانية.
9. يجب أن توضح بنية لويس للطلا ب مشاركة زوج واحد من الإلكترونات وزوجين من الإلكترونات وثلاثة أزواج من الإلكترونات على التوالي للروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية.
10. تستخدم إلكترونات التكافؤ في نوعي الروابط. في الروابط التساهمية، تشارك الذرات بالإلكترونات بينما في الروابط الأيونية، تنتقل الإلكترونات بين الذرات.
11. الرابطة سيجما رابطة تساهمية مكونة من التداخل المباشر للأفلاك. وتتكوّن الرابطة باي من تداخل أفلاك p بشكل متوازٍ.
12. يجب أن توضح رسومات الطلا ب أنه كلما قلّ طول الرابطة، ازدادت طاقة تفكيكها.
13. a. C–H: أقل طاقة من C≡C
    b. C–H: أقل طاقة من C=C

القسم الثاني : تسمية الجزيئات :

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية : خطوات تسمية الجزيئات الثنائية حسب نظام البادئات :

- تسمية العنصر الأكثر سالبية (العنصر الثاني في الصيغة) ، يستخدم جذر العنصر مثل : الأكسجين جذره أكسيد في البداية مسبوقاً بالبادئة المناسبة .
- تسمية العنصر الأقل سلبية (العنصر الأول في الصيغة) مسبوقاً بالبادئة المناسبة اذا كان عدد ذراته أكثر من ذرة .
- تشير البادئات الى عدد الذرات المكونة لكل عنصر في المركب :

عدد الذرات	البادئة	عدد الذرات	البادئة
1	أحادي	6	سداسي
2	ثنائي	7	سباعي
3	ثلاثي	8	ثماني
4	رباعي	9	تساعي
5	خماسي	10	عشاري

سؤال : سم الجزيئات الثنائية التالية :

- P_2O_5 خماسي أكسيد ثنائي الفسفور (أو خامس أكسيد ثنائي الفسفور)
- CO_2 ----------
- SO_2 ----------
- NF_3 ----------
- CCl_4 ----------
- As_2O_3 ----------

تسمية الأحماض :1- الأحماض الثنائية (HX) : تتكون من : (عنصر الهيدروجين + عنصر لا فلز أكثر سالبية) .

تسميتها : **هيدرو + اسم العنصر الثاني + يك**
(البادئة : هيدرو ، واللاحقة : يك)

الحمض لثنائي	اسم الحمض الثنائي	الأنيون	اسم الأنيون (اسم العنصر + يد)
HF			
HCl			
HBr			
HI			
H_2S			
H_2Se			
HCN (ليس ثنائي)			

- **الأحماض الأكسجينية (H – O - X) :** تتكون من : (الهيدروجين + الأكسجين + عنصر لا فلز) .

تسميتها : يعتمد على اسم الذرة المركزية وعلى عدد ذرات الأكسجين .

صيغة الحمض	اسم الحمض	القاعدة المتبعة في التسمية	الأنيون	اسم الأنيون : يك ← آت وز ← يت
CH_3COOH	حمض الأسيتيك	حمض عضوي يسمى حسب مصدره(الخل)	CH_3COO^-	أسيتات
$(COOH)_2$ أو $H_2C_2O_4$	حمض الأكساليك	حمض عضوي	$C_2O_4^{-2}$	أكسالات
H_2CO_3	حمض الكربونيك	(الذرة المركزية تكون حمضا واحدا)	CO_3^{-2}	كربونات
H_3BO_3	حمض البوريك	**تسميتها** : اسم الذرة المركزية + يك	BO_3^{-3}	
HNO_2	حمض النيتروز	(الذرة المركزية تكون حمضين فقط)	NO_2^-	نيتريت
HNO_3	حمض النيتريك	مثل : النيتروجين ، الكبريت ، الفوسفور ،	NO_3^-	
H_2SO_3	حمض الكبريتوز	السيلينيوم . **وتسمى** :	SO_3^{-2}	
H_2SO_4	حمض الكبريتيك	اسم الذرة المركزية + وز (أكسجين أقل)	SO_4^{-2}	
H_3PO_3	حمض الفوسفوروز	اسم الذرة المركزية + يك (أكسجين أكثر)	PO_3^{-3}	
H_3PO_4	حمض الفوسفوريك		PO_4^{-3}	
$HClO$	حمض الهيبوكلوروز	(الذرة المركزية تكون أكثر من حمضين)	ClO^-	
$HClO_2$	حمض الكلوروز	مثل : الكلور ، البروم ، اليود :	ClO_2^-	
$HClO_3$	حمض الكلوريك	- الحمضين الثاني والثالث يسميان حسب	ClO_3^-	
$HClO_4$	حمض البيركلوريك	القاعدة السابقة .	ClO_4^-	
		- يضاف للحمض الأول مقطع (هبو)		
		- يضاف للحمض الرابع مقطع (بير)		

سؤال (1): أكتب الصيغة الكيميائية والاسم للحمض الأكسجيني المتكون عندما تكون الذرة المركزية :

1- السيلينيوم Se : ----------

2- البروم Br : ----------

3- اليود I : ----------

سؤال (1) : أكمل الجدول التالي :

المركب	H_2O	NO	N_2O	NH_3	N_2H_4	HCl	$C_9H_8O_4$
الاسم العلمي						حمض الهيدروكلوريك	حمض الأسيتيل سالساليك
الاسم الشائع	الماء	أكسيد النيتريك	أكسيد النيتروز	الأمونيا	الهيدرازين	حمض المورياتيك	الأسبرين

سؤال (2) : أكمل الجدول التالي :

اسم المركب	كلوريد الفضة	أول أكسيد ثنائي الهيدروجين	ثالث فلوريد الكلور	ثالث أكسيد الفسفور	عاشر فلوريد الكبريت	حمض الكربونيك
الصيغة						

مخطط خطوات تسمية المركبات التساهمية :

الشكل 12 استخدم المخطط لتسمية المركبات الجزيئية عندما تكون صيغها معروفة.
تطبيق أي مركب من المركبات المذكورة أعلاه حمض أكسجيني؟ وأيها حمض ثنائي؟

واجب : حل الأسئلة التالية :

حل أسئلة مراجعة الفصل (القسم الثاني) .

القسم 2 مراجعة

31. سمّ أولًا العنصر الثاني باستخدام اسم العنصر مع إضافة اللاحقة «يد». ثم سمّ العنصر الأول في الصيغة الجزيئية، ثم أضف البادئات للإشارة إلى عدد ذرات كل عنصر.
32. جزيء مكون من عنصرين لافلزين فقط.
33. يحتوي الحمض الثنائي على الهيدروجين وعنصر واحد آخر. يحتوي الحمض الأكسجيني على الهيدروجين وعنصر آخر والأكسجين.
34. توجد ذرتا نيتروجين لذا استخدم البادئة «ثنائي» مع اسم النيتروجين. وتوجد أربع ذرات أكسجين، لذا استخدم البادئة «رابع» مع جذر الأكسجين إلى جانب النهاية «يد». ومن ثم يكون اسم المركب رابع أكسيد ثنائي النيتروجين.

35. HIO_3, S_2O_3, N_2O, HF
36. a. N_2O_3
b. NO
c. HCl
d. $HClO_3$
e. H_2SO_4
f. H_2SO_3

القسم الثالث : التركيب البنائي للجزيئات Molecular Structures

من خلال دراستك للقسم الثاني ، أجب عما يلي :

- عرف الصيغة الجزيئية : ----------

- الصيغة البنائية : ---------- ----------

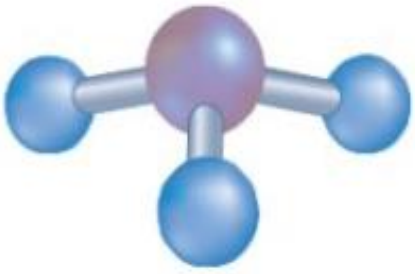
■ **الشكل 13** يمكن استخدام جميع هذه النماذج لإظهار المواقع النسبية للذرات والإلكترونات الموجودة في جزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور (الفوسفين).

قارن وبيّن الفرق بين أنواع المعلومات الموجودة في كل نموذج.

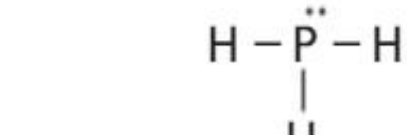
PH_3

صيغة جزيئية

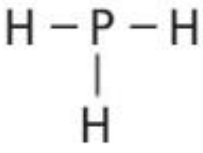
النموذج الجزيئي
لملئ الفراغ



نموذج الكرة
والعصا الجزيئي



بنية لويس



صيغة بنائية

بنية لويس :

على الرغم من سهولة رسم بنية لويس لمعظم المركبات التساهمية الا أنه من الأفضل اتباع نمط معين في الرسم :

استراتيجيات حل المسائل

رسم هيكل لويس

1. تنبأ بموقع ذرات محددة.

ستكون الذرة التي لها أقل قوة جذب تجاه الإلكترونات المشتركة هي الذرة المركزية في الجزيء. هذا العنصر هو غالبًا العنصر الأقرب للجانب الأيسر من الجدول الدوري. تقع الذرة المركزية في وسط الجزيء، وتصبح جميع الذرات الأخرى ذرات طرفية.

الهيدروجين هو دومًا ذرة طرفية أو نهائية. ونظرًا لأنها يمكن أن تشارك زوج واحد فقط من الإلكترونات، يمكن ربط الهيدروجين بذرة واحدة أخرى فقط.

2. حدد عدد الإلكترونات المتوفرة للربط.

هذا العدد يساوي إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ الموجود في الذرات التي تكوّن الجزيء.

3. حدد إجمالي عدد أزواج الربط.

لإجراء ذلك قسم عدد الإلكترونات المتوفر للربط على اثنين.

4. ضع أزواج الربط.

ضع زوج ربط واحد (رابطة أحادية) بين الذرة المركزية وجميع الذرات الطرفية.

5. حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقية.

لإجراء ذلك، اطرح عدد الأزواج المستخدمة في الخطوة 4 من إجمالي عدد أزواج الربط المحددة في الخطوة 3. تشمل هذه الأزواج المتبقية أزواجًا غير رابطة وأيضًا أزواجًا مستخدمة في الروابط الثنائية والثلاثية. ضع الأزواج غير الرابطة حول كل ذرة طرفية (عدا ذرات H) مرتبطة بالذرة المركزية لتلبية قاعدة الثمانيات. سيتم تخصيص أي أزواج متبقية إلى الذرة المركزية.

6. حدد إذا ما كانت الذرة المركزية تلبي قاعدة الثمانيات.

هل تحاط الذرة المركزية بأربعة أزواج من الإلكترونات؟ إذا لم يكن الأمر كذلك، فلن تلبي قاعدة الثمانيات. لتلبية قاعدة الثمانيات، حوّل زوج أو اثنين من الأزواج غير الرابطة في الذرات الطرفية إلى رابطة ثلاثية أو مزدوجة بين الذرة الطرفية والذرة المركزية. وتظل هذه الأزواج مرتبطة بالذرة الطرفية وأيضًا بالذرة المركزية. تذكر أن ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت تكون غالبًا روابط ثنائية وثلاثية.

أمثلة :

هيكل لويس لمركب تساهمي مرتبط أحادية الأمونيا هو مادة خام تستخدم في تصنيع الكثير من المنتجات، بما في ذلك الأسمدة ومنتجات التنظيف والمتفجرات. ارسم هيكل لويس للأمونيا (NH_3).

1 حلل المسألة

تتكون جزيئات الأمونيا من ذرة نيتروجين وثلاث ذرات هيدروجين. ونظرًا لأن الهيدروجين ينبغي أن يكون ذرة طرفية، فسيكون النيتروجين هو ذرة المتصف.

2 ابحث عن تفسيرات للنقاط المجهولة

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

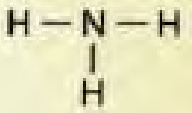
$$1\,\text{N atom} \times \frac{5\ \text{valence electrons}}{1\,\text{N atom}} + \text{H atoms} \times \frac{1\ \text{valence electron}}{1\,\text{H atom}}$$

تتوفر 8 إلكترونات تكافؤ للربط.

$$\frac{8\ \text{ele ctrons}}{2\ \text{electrons/pair}} = 4\ \text{pairs}$$

عدد إجمالي عدد أزواج الترابط. لإضافة ذلك، قسم العدد المتوفر من الإلكترونات على اثنين

يتوفر أربع أزواج من الإلكترونات للترابط.



يضع زوج الترابط (رابطة أحادية) بين ذرة النيتروجين في المتصف وكل ذرة هيدروجين طرفية.

حدد عدد أزواج الترابط المتبقية.

4 pairs total − 3 pairs used = 1 pair available

اطرح عدد الأزواج المستخدمة في هذه الروابط من إجمالي عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة.

ينبغي أن يُضاف الزوج المتبقي—زوج مفرد—إلى الذرات الطرفية أو الذرة في المتصف. ونظرًا لأن ذرة الهيدروجين يمكن لها رابطة واحدة فقط، فليس لديها أزواج غير رابطة.

يضع الزوج غير الرابط المتبقي على ذرة النيتروجين في المتصف.

3 قيّم الإجابة

تشارك كل ذرة هيدروجين زوج واحد من الإلكترونات، كما هو مطلوب. وتشارك ذرة النيتروجين في المتصف ثلاثة أزواج من الإلكترونات ولها زوج غير رابط واحد بحيث توفر ثمانيات مستقرة.

سؤال : أرسم بنية لويس للمركبات التالية : (اذا علمت أن الأعداد الذرية للعناصر هي : B=5, N=7, F=9, H=1)

الخطوات	NF_3	BH_3
مجموع الكترونات التكافؤ		
عدد أزواج الكترونات التكافؤ		
عدد الأزواج المرتبطة		
عدد الأزواج غير المرتبطة		
بنية لويس للجزيء		

سؤال : أرسم بنية لويس للمركبات التالية: (اذا علمت أن الأعداد الذرية للعناصر هي :S=16 , C=6 , O = 8)

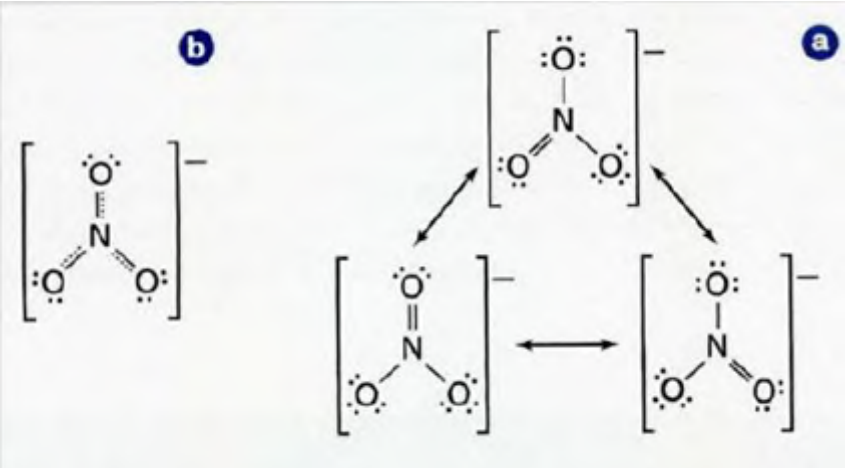
الخطوات	CO_2	C_2H_4	CS_2
مجموع الكترونات التكافؤ			
عدد أزواج الكترونات التكافؤ			
عدد الأزواج المرتبطة			
عدد الأزواج غير المرتبطة			
بنية لويس للجزيء			

بنية لويس للأيونات متعددة الذرات : (بالاضافة للخطوات السابقة)

- نضيف الكترونات بعدد الشحنات السالبة (اذا كان الأيون سالب) .
- نطرح الكترونات بعدد الشحنات الموجبة (اذا كان الأيون موجب) .

الخطوات	PO_4^{-3}	NH_4^+	ClO_4^-
مجموع الكترونات التكافؤ			
مجموع الكترونات التكافؤ مع الشحنة			
عدد أزواج الكترونات التكافؤ			
عدد الأزواج المرتبطة			
عدد الأزواج غير المرتبطة			
بنية لويس للجزيء			

تراكيب الرنين :

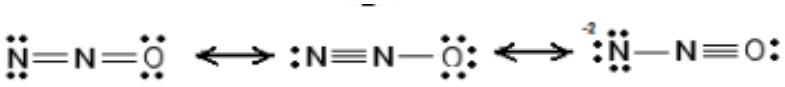


الشكل 14 أيون النترات (NO_3^-) يظهر خصائص رنين.
a. تختلف هياكل الرنين عنه فقط في موقع الرابطة المزدوجة. مواقع ذرات النيتروجين والأكسجين تبقى كما هي **b.** يشبه أيون النيتروجين الفعلي متوسطًا من ثلاثة هياكل تردد في **c.** تشير الخطوط المنقطة إلى المواقع الفعلية للرابطة الثنائية.

الرنين : هي الحالة التي تحدث عند رسم أكثر من بنية لويس لنفس الجزيء أو الأيون .(كما في الشكل السابق)

- تختلف تراكيب الرنين عن بعضها البعض في مواقع أزواج الالكترونات وليس في مواقع الذرات .
- كذلك تختلف تراكيب الرنين عن بعضها البعض في مواقع أزواج الالكترونات المرتبطة وغير المرتبطة .
- أظهرت التجارب أن أطوال الروابط في الأيون السابق متساوية (أقصر من الرابطة الأحادية وأطول من الرابطة الثنائية) .
- أمثلة أخرى : O_3 ، NO_3^- ، NO_2^- ، SO_3^{-2} ، CO_3^{-2}

سؤال : أرسم تراكيب الرنين للجزيئات والأيونات التالية :

الجزيء أو الأيون	تراكيب الرنين
O_3	
SO_2	
NO_2^-	
SO_3^{-2}	
N_2O	

استثناءات قاعدة الثمانية :

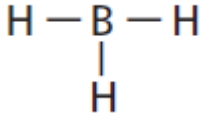
- هناك بعض الجزيئات والأيونات لا تحقق قاعدة الثمانية للأسباب التالية :

1- وجود عدد فردي من الكترونات التكافؤ :

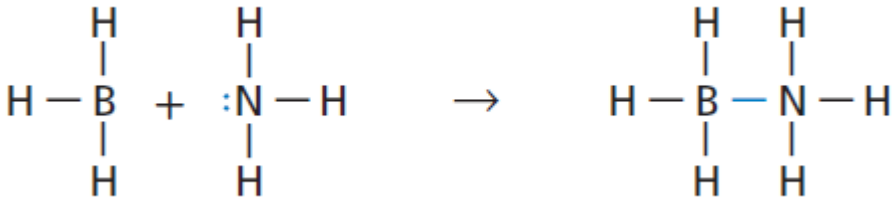
مثال : NO_2 الذي يحتوي على 17 الكترون تكافؤ (5 الكترونات من ذرة النيتروجين و12 الكترون من ذرتي الأكسيجن)

2- الثمانيات الفرعية والروابط التساهمية التناسقية :

- مثال : BH_3 حيث يوجد عنصر البورون في المجموعة 13 وهو شبه فلز ، يكون ثلاث روابط تساهمية مع لا فلز آخر مثل الهيدروجين :



- تشارك ذرة البورون بستة الكترونات فقط .
- لذلك تكون نشيطة كيميائياً حيث تشارك ذرة أخرى في جزيء آخر بزوج الكترونات تتبرع فيها الذرة الأخرى **ويتكون رابطة تناسقية** .
- **الرابطة التناسقية :** هي الرابطة التي تتكون عندما تمنح ذرة واحدة الالكترونين لتصبح مشتركة مع أي ذرة أو أيون يحتاج الى الكترونين لتكوين تركيب الكتروني مستقر :

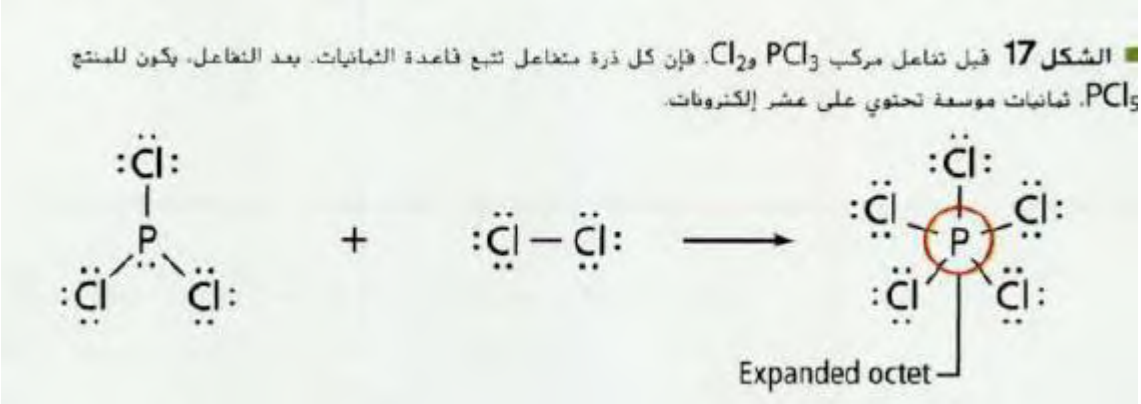


ثالث هيدريد البورون الأمونيا

3- الثمانيات الموسعة :

- النوع الثالث من المركبات التي لا تتبع قاعدة الثمانية هي التي تحتوي على ذرة مركزية تحمل أكثر من ثمانية الكترونات تكافؤ .
- يحدث ذلك لعناصر الدورة الثالثة أو أكثر حيث تحتوي هذه العناصر على تحت المستوى d .

- مثال : PCl_5 حيث تكون ذرة الفسفور خمسة روابط تساهمية تحتوي على عشر الكترونات تكافؤ موجودة في ($s^2 p^6 d^2$) :



سؤال : أرسم بنية لويس للمركبات التالية وفقاً لقاعدة الثمانيات الموسعة :

المركب	بنية لويس
SF_6	
XeF_4	
ClF_3	

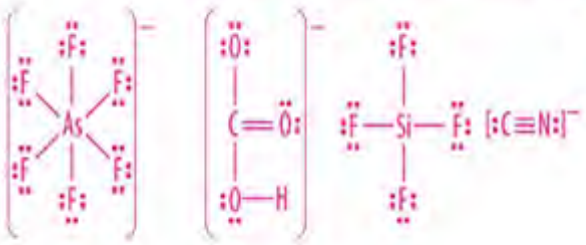
واجب : - حل أسئلة مراجعة الفصل .

اجابات مراجعة القسم الثالث:

50. أنواع الذرات وعددها: شكل تقريبي للجزيء
51. تحديد الذرة المركزية والذرات الطرفية؛ تحديد عدد إلكترونات التكافؤ. تحديد عدد أزواج الترابط. ربط الذرات الطرفية بالذرة المركزية برابطة أحادية؛ تحديد العدد المتبقي من أزواج الإلكترونات غير المرتبطة. تطبيق قاعدة الثمانية وتشكيل روابط ثنائية أو ثلاثية إذا لزم الأمر
52. الثمانية الموسعة، PCl_5؛ عدد فردي لإلكترونات التكافؤ، ClO_2؛ أقل من ثمانية، BH_3
53. لا ، يجب أن يحتوي الجزيء أو الأيون متعدد الذرات على رابطة أحادية ورابطة ثنائية ليظهر خاصية الرنين.

54. $:\ddot{N}-N\equiv O:$ أو $:\ddot{N}=N=\ddot{O}:$ أو $:N\equiv N-\ddot{O}:$

55.

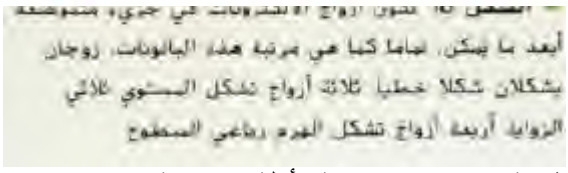


القسم الرابع : الشكل الهندسي للجزيء:

نموذج التنافر بين ازواج الكترونات التكافؤ

Valence Shell Electron Pair Repulsion : VSEPR

- شكل الجزيء يحدد خصائصه الفيزيائية والكيميائية .
- أشكال الجزيئات المتفاعلة يحدد فيما اذا كان بامكانها الاقتراب من بعضها لكي تتفاعل .
- الكثافة الالكترونية الناتجة من تداخل أفلاك الالكترونات هي التي تحدد أشكال الجزيئات .
- تم تطوير عدة نظريات لشرح تداخل الأفلاك المترابطة وتم استعمالها في توقع شكل الجزيء .
- يمكن تحديد شكل الجزيء برسم بنية لويس .
- كذلك يمكن تحديد شكل الجزيء بوسطة نموذج VSEPR .
- يعتمد هذا النموذج على ترتيب يقلل من تنافر أزواج الالكترونات المشتركة وغير المشتركة حول الذرة المركزية .
- **زاوية الرابطة :** تتنافر أزواج الالكترونات مع بعضها البعض بحيث تجعل الذرات في الجزيء تتموضع في زوايا ثابتة ومتناسبة مع بعضها ، والزاوية المتكونة من طرفي الذرتين والذرة المركزية هي زاوية الربط .

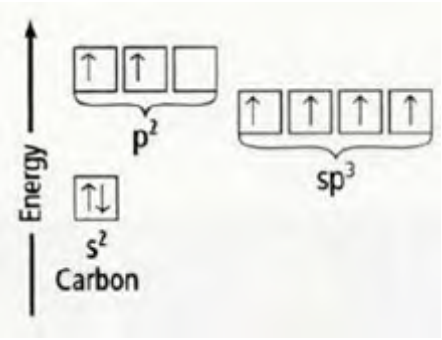


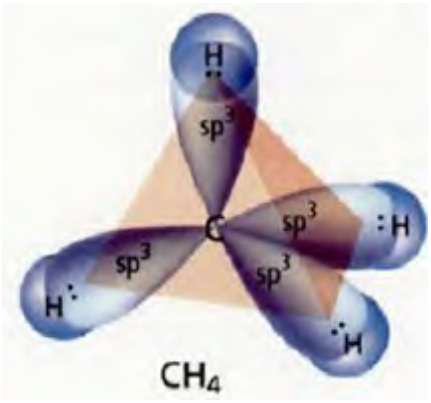
- وزوايا الرابطة المتوقعة من نظرية VSEPR مدعمة بأدلة تجريبية .
- أزواج الالكترونات غير المشتركة هي أيضاً مهمة في تحديد شكل الجزيء ، حيث تشغل هذه الالكترونات أفلاك أكبر قليلاً من الالكترونات المشتركة ، مما يؤدي الى دفع أفلاك الالكترونات المشتركة بواسطة أزواج الالكترونات غير المشتركة .

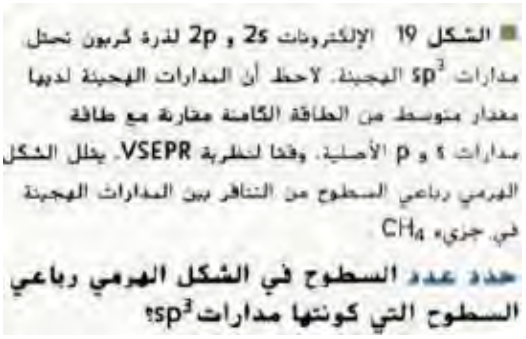
التهجين :

- هي عملية امتزاج الأفلاك الذرية (مثل أفلاك s و p) لتكوين أفلاك جديدة هجينة ومتطابقة (متشابهة) .
- أكثر العناصر خضوعاً للتهجين هو الكربون .
- **مثال** : في جزيء الميثان CH_4 ، يكون التوزيع الالكتروني لذرة الكربون هو : $_6C : 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
- تحتوي ذرة الكربون على أربع الكترونات تكافؤ .

- يحدث عملية تهجين بين فلك من s وثلاث أفلاك من p وينتج أربعة أفلاك مهجنة كل منها يسمى sp^3 تحتوي على أربعة الكترونات مفردة .






الشكل 19 الإلكترونات 2s و 2p لذرة كربون تحتل مدارات sp^3 المجينة. لاحظ أن المدارات المجينة لديها مقدار متوسط من الطاقة الكامنة مقارنة مع طاقة مدارات s و p الأصلية. وفقا لنظرية VSEPR، يظل الشكل الهرمي رباعي السطوح من التنافر بين المدارات المجينة في جزيء CH_4

حدد عدد السطوح في الشكل الهرمي رباعي السطوح التي كونتها مدارات sp^3؟

- عدد الأفلاك الذرية التي تمتزج وتكون الأفلاك المهجنة = عدد أزواج الالكترونات المشتركة والمنعزلة .
- عدد الأفلاك الهجينة المتكونة = عدد الأفلاك التي امتزجت .
- **مثال :** يحتوي $AlCl_3$ على ثلاث أزواج الكترونات مشتركة في تكوين الروابط ، يتوقع نموذج VSEPR أن يكون الشكل مثلث مستوي (أو مستوي ثلاثي الزوايا) وينتج هذا الشكل من امتزاج فلك من s وفلكين من p فينتج ثلاث أفلاك متطابقة كل منها يسمى sp^2 .
- والجدول التالي يوضح أشكال بعض الجزيئات وتهجينها .
- تذكر : أن الروابط التساهمية المتعددة تتكون من رابطة سيجما واحدة مهجنة ورابطة باي واحدة أو أكثر غير مهجنة تنتج من تداخل أفلاك p مع بعضها .

سؤال : حدد شكل الجزيئات التالية ، وزاوية الربط ، ونوع التهجين :

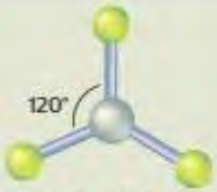
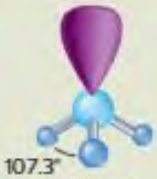
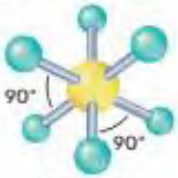
الجزيء	الشكل	زاوية الربط	التهجين
PH_3			
BF_3			
OCl_2			
BeF_2			
CF_4			
CS_2			
CH_2O			
NH_4^+			

الواجب : - حل أسئلة مراجعة الفصل

القســـم 4 مراجعة

61. تحدد نظرية VSEPR الشكل الهندسي للجزيء بناء على طبيعة التنافر بين أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية.
62. زاوية الربط هي الزاوية المتكونة بين أي ذرتين طرفيتين والذرة المركزية.
63. يحتل الزوج غير المرتبط مساحة أكبر من زوج الإلكترونات المرتبطة لذا يؤدي وجود زوج غير مرتبط إلى دفع أزواج الربط لتقترب من بعضها.
64. يحتل الفلك الذي يحوي زوج الإلكترونات غير المرتبط مساحة أكبر من زوج الإلكترونات المرتبط.
65. sp^3 و 109°
66. PF_5 هرم ثلاثي وأفلاك التهجين هي sp^3.
PF_5 هرم ثلاثي مزدوج وأفلاك التهجين هي sp^3d. يحدد الشكل عن طريق نوع التهجين.
67. .
CS_2: خطي؛ sp : 180°
CH_2O: مثلث مسطح؛ sp^2 : 120°
H_2Se: منحن؛ sp^3 : 104.5°
CCl_2F_2: رباعي الأوجه؛ sp^3 : 109°
NCl_3: هرم ثلاثي؛ sp^3 : 107°

الجدول 6 أشكال الجزيئات

الجزيء	مجموع الأزواج	الأزواج المشتركة	الأزواج غير المشتركة	أطلاك التهجين	شكل الجزيء*
$BeCl_2$	2	2	0	sp	خطي
$AlCl_3$	3	3	0	sp^2	 مثلث مسطح
CH_4	4	4	0	sp^3	رباعي الأوجه
NH_3	4	3	1	sp^3	 هرم ثلاثي
H_2O	4	2	2	sp^3	منحني
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	هرم مزدوج ثلاثي
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	 ثماني الأوجه

يحتوي جزيء $BeCl_2$ على زوجين فقط من الإلكترونات المشتركة مع ذرة Be المركزية. هذه الإلكترونات المرتبطة تتباعد بزاوية رابطة مقدارها "180 . وشكل الجزيء خطي.

لأزواج الإلكترونات الثلاثة المرتبطة في $AlCl_3$ أقصى تباعد في شكل مثلث مسطح ويكون مقدار زوايا الربط "120.

عندما يكون للذرة المركزية في جزيء أربعة أزواج من الإلكترونات المرتبطة. كما في الميثان CH_4يكون الشكل رباعي الأوجه منتظم. ومقدار زوايا الربط "109.5.

يحتوي NH_3 على ثلاثة روابط تساهمية أحادية و زوج غير مرتبط واحد. الزوج غير المرتبط يحتل مساحة أكبر من الأزواج المشتركة. هناك تنافر أقوى بين الزوج غير المرتبط و الأزواج المرتبطة أكثر مما هو موجود بين زوجين مرتبطين. الشكل الهندسي الناتج هو شكل هرم ثلاثي. بزوايا رابطة مقدارها "107.3.

يحتوي الماء على رابطين تساهميين وزوجين من الإلكترونات غير المرتبطة. التنافر بين الأزواج غير المرتبطة يجعل الزاوية "104.5. أقل من الشكل رباعي الأوجه و الشكل الهرمي الثلاثي. نتيجة لذلك. يكون لجزيئات الماء شكل منحني.

يحتوي جزيء $NbBr_5$ على خمسة أزواج من الإلكترونات المرتبطة. الشكل الهرمي المزدوج الثلاثي يقلل من تنافر أزواج الإلكترونات المشتركة هذه.

كما هو الشأن مع $NbBr_5$. ليس لـ SF_6 أزواج إلكترونات غير مشتركة على الذرة المركزية. غير أن ترتيب ستة أزواج مشتركة حول الذرة المركزية يؤدي إلى إنتاج شكل ثماني الأوجه.

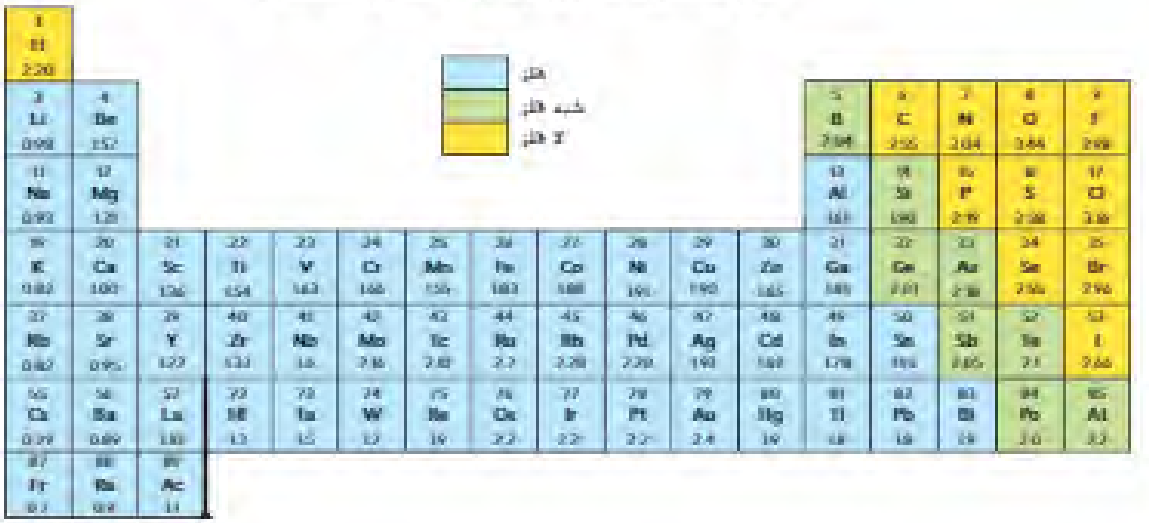
الكرات تمثل الذرات. الأعمدة تمثل الروابط. و الفصوص تمثل أزواج الإلكترونات غير المرتبطة.

القسم الخامس : السالبية الكهربائية والقطبية :

السالبية الكهربائية وخواص الروابط:

- الميل الالكتروني : هو مقياس لقابلية الذرة على استقبال الالكترون (يزداد من اليسار الى اليمين خلال الدورة في الجدول الدوري ويقل من أعلى الى أسفل خلال المجموعة ما عدا الغازات النبيلة) .
- السالبية الكهربائية : هي المقدرة النسبية للذرة على جذب الكترونات الرابطة الكيميائية .
- تساعد قيم السالبية الكهربائية الموضحة في الجدول التالي على حساب الميل الالكتروني لبعض الذرات في المركبات الكيميائية .
- يتم تعيين قيم السالبية الكهربائية ، بينما يتم قياس قيم الميل الالكتروني .

قيم السالبية الكهربائية لمجموعة من العناصر



الشكل 20 تحسب قيم السالبية الكهربائية بمقارنة قوة جذب الذرة للإلكترونات المشتركة إلى قوة جذب ذرة الفلور لهذه الإلكترونات. لاحظ أن قيم السالبية الكهربائية لسلسلتي اللانثنيدات والأكتنيدات، غير الموضحة في الجدول، تتراوح من 1.12 إلى 1.7.

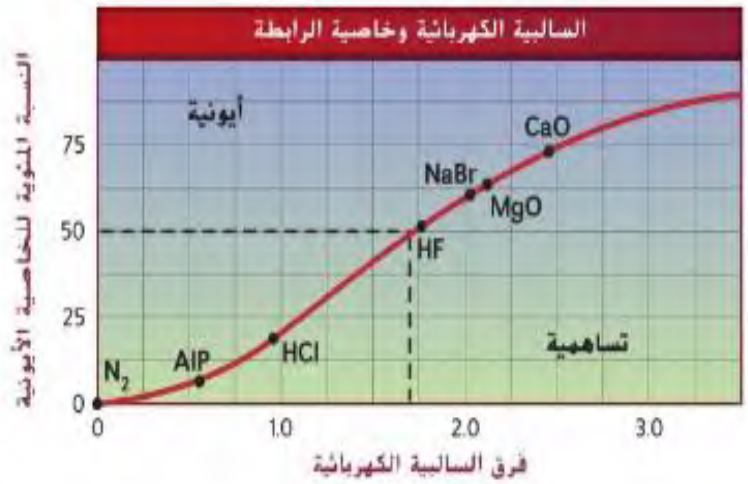
- العنصر الذي له أكبر قيمة للسالبية الكهربائية هو ----------
- العنصر الذي له أقل قيمة للسالبية الكهربائية هو ----------
- الغازات النبيلة ليس لها قيم سالبية كهربائية لذلك لا تكون مركبات وخاصة الهيليوم والنيون والأرجون .
- أما الزينون يتحد أحياناً مع الذرات التي لها قيم سالبية كهربائية عالية مثل الفلور .

خاصية الرابطة :

الجدول 7 فروق الكهروسالبية وخواص الروابط

فروق الكهروسالبية	خاصية الرابطة
> 1.7	أيونية غالبًا
0.4 - 1.7	تساهمية قطبية
<0.4	تساهمية غالبًا
0	تساهمية غير قطبية

- لا يمكن أن تكون الرابطة الكيميائية بين ذرات العناصر المختلفة رابطة تساهمية أو أيونية بالكامل .
- تعتمد خاصية الرابطة على مقدار قوة جذب كل ذرة من الذرات المترابطة للالكترونات .
- عندما تكون الذرتين متماثلتين يكون الفرق في السالبية الكهربائية = صفر ، وهذا يعني أن الالكترونات موزعة بين الذرتين بالتساوي وتكون الرابطة تساهمية غير قطبية أو تساهمية نقية .
- **الرابطة التساهمية القطبية :** هي الرابطة التي تنتج عن عدم توزيع زوج الاكترونات بالتساوي بين الذرتين .
- عندما يكون الفرق في السالبية الكهربائية 1.7 تكون الربطة 50% تساهمية و 50% أيونية .
- كلما زاد الفرق في السالبية زادت الخاصية الأيونية للرابطة .



الشكل 21 يوضح هذا الرسم البياني أن الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرات المترابطة يحدد نسبة الخاصية الأيونية في الرابطة. تكون الرابطة أيونية إذا كانت نسبة الأيونية فيها أكثر من 50%.

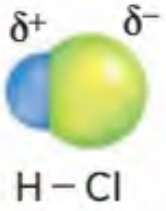
اختبار الرسم البياني

حدّد نسبة الأيونية لأكسيد الكالسيوم.

الرابطة التساهمية القطبية :

- هي الرابطة التي تتكون نتيجة عدم جذب الذرات لالكترونات الرابطة المشتركة بالقوة نفسها .
- تشبه الرابطة التساهمية القطبية رياضة شد الحبل بين فريقين غير متساويي القوى ، فعلى الرغم امساك كل منهما بالحبل الا أن الفريق الأقوى يسحب الحبل الى جهته .
- عندما تتكون الرابط التساهمية القطبية تسحب الالكترونات المشتركة الى احدى الذرتين ، لذلك يكون الوقت الذي تمضيه الالكترونات حول هذه الذرة أكثر من الذرة الأخرى وينتج عن ذلك شحنة جزئية عند نهايتي الرابطة .
- يستخدم الحرف اللاتيني (δ) ليمثل الشحنة الجزئية .
- تحمل الذرة ذات السالبية الكهربائية الأكبر الشحنة الجزئية السالبة ، والذرة ذات السالبية الكهربائية الأقل الشحنة الجزئية الموجبة .
- تسمى الرابطة القطبية الناتجة ثنائية الاقطاب .

3.16 = Cl	السالبية الكهربائية
2.20 = H	السالبية الكهربائية
0.96 =	الفرق



■ **الشكل 22** قيمة السالبية الكهربائية للكلور أعلى منها للهيدروجين. ولذلك يقضي زوج الإلكترونات المشترك في الجزيء المحتوي على الهيدروجين والكلور فترة من الزمن مع ذرة الكلور غالبًا ما تكون أكبر منها مع ذرة الهيدروجين. وتُستخدم الرموز لإ براز الشحنة الجزئية عند كل طرف من الجزيء لبيان عدم تساوي المشاركة في زوج من الإلكترونات.

القطبية الجزيئية :

- الجزيئات غير القطبية لا تنجذب للمجال الكهربائي .
- الجزيئات القطبية تنجذب للمجال الكهربائي .

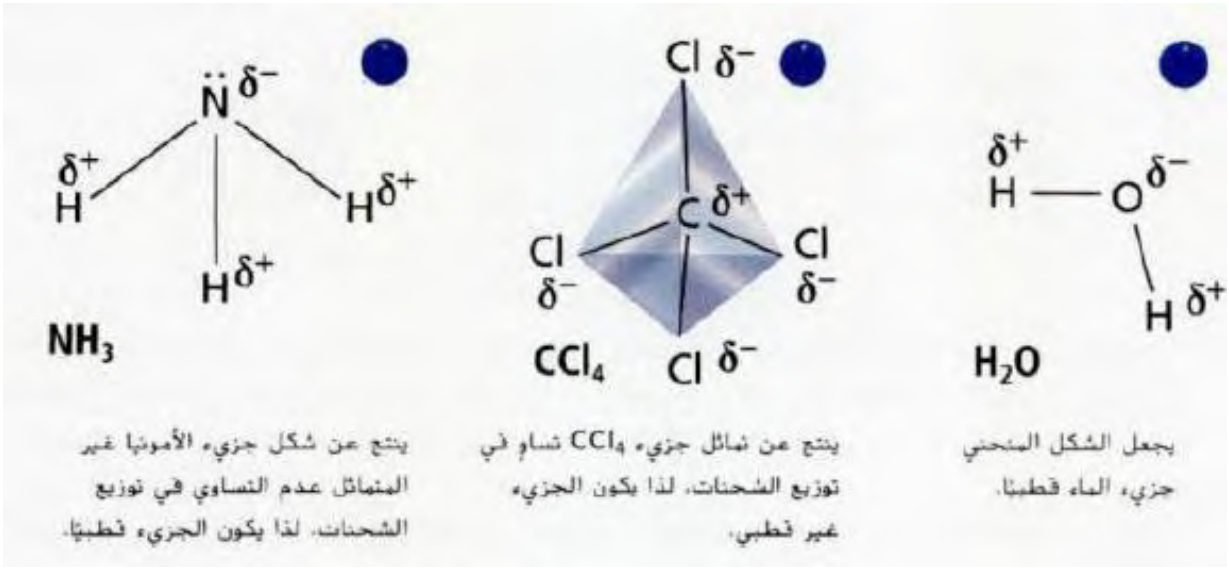
القطبية وشكل الجزيء :

$\overset{\delta+}{H}—\overset{\delta-}{O}$

- الماء H_2O يحتوي على روابط تساهمية قطبية (H—O) ، وهو جزيء قطبي .

$\overset{\delta+}{C}—\overset{\delta-}{Cl}$

- رابع كلوريد الكربون CCl_4 يحتوي على روابط تساهمية قطبية (C—Cl) ، وهو جزيء غير قطبي
- ما السبب في ذلك ؟
- **أشكال الجزيئات هو السبب في ذلك** ، حيث يحدد شكل الجزيء قطبيته .
- شكل جزيئالماء منحني حسب نموذج VSEPR ، والروابط في جزيء الماء غير متماثلة لذلك هو مركب قطبي
- أما شكل جزيء CCl_4 رباعي الأوجه لذلك فهو متماثل (مقدار الشحنة الكهربائية من أي مسافة عن المركز مساوي لمقدار الشحنة عند المسافة نفسها من الجهة المقابلة) .



قابلية ذوبان الجزيئات القطبية :

- قابلية الذوبان : هي قدرة المادة على الذوبان في مادة أخرى .
- تعتمد قابلية الذوبان على نوع الرابطة وشكل الجزيء .
- الجزيئات القطبية والمركبات الأيونية تذوب في المواد القطبية .
- والجزيئات غير القطبية تذوب في المواد غير القطبية .
- الجزيئات المتماثلة مثل الزيت والمنتجات النفطية غير قطبية .
- أما الجزيئات غير المتماثلة مثل الماء تكون قطبية .
- لذلك لا تختلط المواد القطبية وغير القطبية (مثل الماء والزيت) .
- لذلك لا يكفي الماء وحده لتنظيف قطعة قماش من الزيت .

القوى بين الجزيئية : (الروابط بين الجزيئات)

- تختلف خصائص المركبات التساهمية باختلاف الروابط بينها .
- قوى التجاذب بين الجزيئات أضعف من قوى التجاذب بين الذرات في الجزيء أو بين الايونات في المركب الأيوني .
- تسمى قوى التجاذب الضعيفة بين الجزيئات (القوى بين الجزيئية) أو قوى فاندرفال .

أنواع القوى بين الجزيئية:

1- منها الضعيفة وتكون بين الجزيئات غير القطبية وتسمى قوى التشتت أو ثنائية القطب المستحثة .
2- ثنائية القطب : وهي القوة التي تكون بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئات القطبية ، كلما زادت قطبية الجزيء زادت القوى ثنائية القطب .
3- الروابط الهيدروجينية (وهي أقواها) : وتتكون بين ذرة هيدروجين تقع في نهاية أحد القطبين وذرة N O F على القطب الأخر.

القوى والخواص :

تعزى خواص المركبات الجزيئية التساهمية الى القوى بين الجزيئية الضعيفة التي تربط بين الجزيئات ومن هذه الخواص :

1- درجة انصهار وغليان المركبات التساهمية منخفضة نسبياً مقارنة بالمركبات الأيونية .
(مثال : ينصهر السكر بالتسخين المعتدل في حين لا ينصهر الملح)
2- يوجد معظمها في الحالة الغازية (مثل O_2 ، CO_2 ، H_2S) أو سائلة تتبخر عند درجة حرارة الغرفة ، أو صلبة لينة مثل البرافين المستعمل في صناعة الشمع ، وأحياناً تترتب الجزيئات في الحالة الصلبة لتكون شبكة بلورية تشبه الشبكة الأيونية الصلبة الا أن التجاذب بين جزيئاتها أضعف .

المواد الصلبة التساهمية الشبكية :

مثل الماس والكوارتز ، ومن خواصها :

1- غير موصلة للحرارة والكهرباء
2- شديدة الصلابة .
3- كل ذرة كربون في الماس مرتبطة بأربع ذرات كربون أخرى في ترتيب رباعي الأوجه منتظم .
4- لها درجة انصهار عالية جداً .

الواجب : حل أسئلة مراجعة الفصل (القسم الخامس)

القسم 5 مراجعة

68. كلما كان الفرق في السالبية الكهربائية أكبر، كانت الطبيعة الأيونية للرابطة أكبر.
69. تتميز الرابطة التساهمية القطبية بالمشاركة غير المتساوية للإلكترونات. تنجذب الإ لكترونات نحو إحدى الذرات، مولدة شحنات جزئية عند الأطراف.
70. يتميز بوجود كثافة إلكترونية أكبر في جانب واحد من الجزيء.
71. الحالة الصلبة للجزيء بلورية. والمادة الصلبة للجزيء غير موصلة للحرارة والكهرباء ولينة ولها درجة انصهار منخفضة.
72. إذ كان الفرق صفرا، فتعتبر الرابطة تساهمية غير قطبية وإذا كان الفرق بين 0.4 و1.7، فتكون تساهمية قطبية؛ أما إذا كان الفرق أعلى من 1.7 فإنها أيونية.
73. هشة وغير موصلة للحرارة والكهرباء وقاسية جدا.
74. a. تساهمية على الأغلب b. تساهمية على الأغلب c. أيونية
75. SCl_2، قطبي؛ CS_2، غير قطبي؛ CF_4، غير قطبي
76. قطبي؛ لأنه غير متماثل
77.

غير قطبي قطبي

تم بحمد الله