المعيار	المؤشرات
المعيار، 3. 7. 5، يبين المعلم ماهية المادة ومكوناتها والجدول الدوري للعناصر.	1. يشرح ماهية المادة ومكوناتها وخواصها وحالاتها، ويصف التغيرات التي تطرأ على المواد ويقارن بينها. 2. يبيّن تطور مفهوم الذرة التاريخي. 3. يشرح بنية تركيب الذرة ويحدد مفهوم الجزَيْء . 4. يوضح مع ذكر الأمثلة الفرق بين الأنواع المختلفة من الإشعاعات وخواصها. 5. يذكر الأساس الذي تم عليه تصنيف العناصر في الجدول الدوري، ويعدد المناطق الرئيسة في الجدول الدوري وخواصها بشكل عام. 6. يوضح خواص المجموعات في الجدول الدوري وطرق تحضير وتفاعلات أهم عناصرها 7. يعرف التوزيع الإلكتروني للذرات والأيونات، وعلاقة ذلك بالتكافؤ والدورة والمجموعة. 8. يوضح معنى وأنواع أعداد الكم وكيف يمكن تحديدها للإلكترونات المختلفة في الذرة. 9. يشرح كيفية الربط الكيمياني والفيزياني وأنواعها، وخواص كل رابطة.

١. المادة هي كل شيء له كتلة وحجم وتصنف وتتكون من دقائق صغيرة تسمى ذرات

٢. الذرة أصغر جزء في المادة وتتحكم بطبيعتها الفيزيائية والكيميائية

أنواع المواد : ١- مواد نقية _ ٢- مخاليط

أ- المواد النقية (مواد كيميائية) : ثابتة التركيب الكيميائي . تنقسم إلى عناصر وجزيئات

١- العنصر مادة نقية لا يمكن تجزئتها إلى أجزاء أصغر منها لا بالطرق الكيميائية ولا الفيزيائية (تم تصنيفها في الجدول الدوري)

توجد 92 عنصرا في الطبيعة ، وهناك عناصر صناعية لا توجد في الطبيعة إنما حضرها الإنسان بقذف بعض العناصر بنيوترونات لذا كتلها الذرية كبيرة عددها 26 تتركز أسفل الجدول الدوري

٢- الجزيء : اتحاد ذرتين أو أكثر بروابط كيميائية ، غالبا ما تكون **من نفس النوع** ، أما إذا كانت الذرات من أنواع مختلفة فيطلق على الجزيء مسمى **المركب**

الجزيئات Cl_2 , N_2 , F_2 , O_2 , H_2 **ليست مركبات**

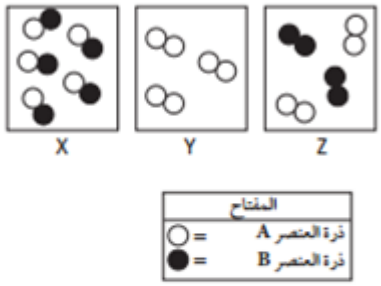
الجزيئات CH_3COOH , CH_4 , NH_3 , H_2O **مركبات**

➢➢ كل المركبات جزيئات وليس كل الجزيئات مركبات ➢➢

٣- يتم فصل المركبات إلى مكوناته بطرق كيميائية كالتحليل الكهربائي أو التسخين

مثل فصل مكونات الماء بالتحليل الكهربي $2H_2O \rightarrow O_2 + 2H_2$

4. استعن بالشكل أدناه للإجابة عن السؤال التالي :

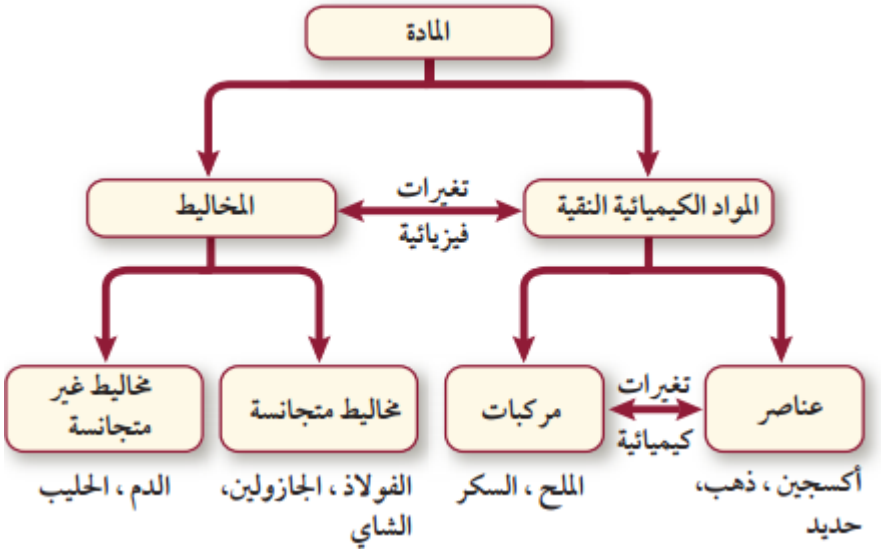


أي شكل يبين مركبًا؟

a. X b. Y

c. Z d. كلّ من X، Z

ب- المخاليط : مزيج من مادتين نقيتين أو أكثر مع احتفاظ كل مادة بخواصها ويمكن تكوينها أو فصلها بطرق فيزيائية



80. حدد ما إذا كان كل مما يلي مخلوطًا متجانسًا أم مخلوطًا غير متجانس، أم مركبًا، أم عنصرًا:

a. ماء الشرب النقي. مادة نقية (مركب)

b. الماء المالح. مخلوط متجانس

c. الهيليوم. مادة نقية (عنصر)

d. ماء البحر. مخلوط غير متجانس ماء البحر يحتوي على عوالق ، وكائنات حيّة مجهرية بالإضافة للأملاح والغازات الذائبة فيه

e. الهواء. مخلوط متجانس

f. الماء الموحل مخلوط غير متجانس

g. الترسبات مخلوط غير متجانس

h. التراب مخلوط غير متجانس

i. الدخان مخلوط غير متجانس

خواص المادة

خواص فيزيائية :

- يمكن ملاحظتها أو قياسها دون المساس بتركيب العينة
- تصف العينة النقية ؛ ذات تركيب منظم ومنتظم (الكثافة ، اللون ، الرائحة ، درجات الانصهار والغليان ، الشكل ، ، الحالة الفيزيائية (غاز ، سائل ، صلب ، بلازما)
- قد تكون مميّزة وقد لا تكون .

- **الخواص الفيزيائية المميزة :** لا تعتمد على كمية المادة الموجودة (الكثافة ، درجة الانصهار والغليان ، الضغط ، الرائحة .

يمكن معرفة مادة ما بخاصية مميزة أو أكثر دون الحاجة لإجراء اختبارات تحليل نوعي

- **الخواص الفيزيائية غير المميزة** : **تعتمد على كمية المادة** (الكتلة، الحجم ، الطول)

التغير الفيزيائي : تغير يطرأ على شكل المادة ظاهريا دون المساس بتركيبها

مثل : التغير في طور(حالة) المادة : تغير المادة من حالة لأخرى
التكسير والتكتل ، التمدد والتقلص

الخواص الكيميائية :

- قدرة مادة ما على الاتحاد مع غيرها أو التحول إلى مادة أخرى .
- تظهر الخواص الكيميائية لمادة ما عندما يتغير تركيب هذه المادة ، باتحادها مع مادة أخرى أو بتعرضها لمؤثر ما كالطاقة الحرارية أو الكهربائية

مثل : القطبية ، الميل الإلكتروني ، النشاط الكهروكيميائي ، النشاط والخمول الكيميائي ، الخواص الحمضية والقاعدية

جميع خواص المادة بنوعيها تتغير بتغير الظروف لذلك كان لابد من وضع ظروف معيارية لتكون ضابطا لدراسة خواص المادة (S.T.P)

25°C , 1 atm

34. أي الخواص التالية مميزة للمادة؟ وأيها غ

a. درجة الانصهار مميزة

b. الـ

c. الكثافة مميزة

d. الـ

117. أيٌّ مما يأتي تغيّر فيزيائي، وأيها تغيّر كيميائي؟

a. ماء يغلي. تغير فيزيائي

b. عود ثقاب مشتعل. تغير كيميائي

c. سكر ذائب في الماء. تغير فيزيائي

d. صوديوم يتفاعل مع الماء. تغير كيميائي

e. آيس كريم ينصهر. تغير فيزيائي

3. أي خواص السكر التالية ليست فيزيائية؟

a. يوجد على شكل بلورات صلبة في درجات الحرا العادية

b. يظهر بلون أبيض.

c. يتحلل إلى كربون وبخار ماء عند تسخينه.

d. طعمه حلو.

4. أي العبارات التالية تصف مادة في الحالة الصلبة؟

a. تنساب جسيماتها بعضها فوق بعض.

b. يمكن ضغطها إلى حجم أصغر.

c. تأخذ شكل الوعاء الذي توجد فيه.

d. جسيماتها متلاصقة بقوة.

3. يستخدم حمض الهيدروفلوريك HF في صناعة الأدوات الإلكترونية، وهو يتفاعل مع سليكات الكالسيوم $CaSiO_3$، الذي يعدّ أحد مكونات الزجاج. ما الخاصية التي تحول دون نقل حمض الهيدروفلوريك أو تخزينه في أوعية زجاجية؟

a. خاصية كيميائية

b. خاصية فيزيائية كمية

c. خاصية فيزيائية نوعية

d. خاصية كمية

38. صنف الخواص التالية إلى فيزيائية او كيميائية.

a. للألومنيوم لون فضي. فيزيائية

b. كثافة الذهب $19\ g/cm^3$. فيزيائية

c. يشتعل الصوديوم عند وضعه في الماء. كيميائية

d. يغلي الماء عند $100^{\circ}C$. فيزيائية

e. تتكون طبقة سوداء على الفضة. كيميائية

f. الزئبق سائل في درجات الحرارة العادية. فيزيائية

42. صنف كلًا من التغيرات التالية إلى كيميائي أو فيزيائي:

a. كسر قلم جزأين. فيزيائي

b. تجمد الماء وتكوين الجليد. فيزيائي

c. قلي البيض. كيميائي **d.** حرق الخشب. كيميائي

e. تغير لون ورق الشجر في فصل الخريف. كيميائي

43. هل يعد تخمر الموز عملية فيزيائية أم كيميائية؟ عملية كيمائية

40. درجة الغليان عند أي درجة حرارة يغلي 250 ml من الماء، و1000 ml من الماء؟ هل درجة غليان الماء خاصية مميزة أم غير مميزة؟ $100^{\circ}C$ خاصية مميزة

حالات المادة الفيزيائية .

البلازما : أيونات (شحنات + ، -) حرة بمقادير متساوية كما في البرق والشمس والنجوم ومصابيح النيون

المواد الصلبة **المادة الصلبة** حالة من حالات المادة، لها شكل وحجم محددان. فالخشب والحديد والورق والسكر جميعها أمثلة على المواد الصلبة. وجسيمات المادة الصلبة متراصة بإحكام، وعند تسخينها تتمدد قليلاً. ولأن شكلها ثابت فإنها لا تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه، فإذا وضعت حجرًا في وعاء فإنه لن يأخذ شكل الوعاء،

إن التراصّ المحكم لجسيمات المواد الصلبة يجعلها غير قابلة للانضغاط، بمعنى أنه لا يمكن ضغطها إلى حجم أصغر. ومن الجدير بالذكر أن المادة الصلبة لا تُحدَّد بمدى تماسكها أو قساوتها، فالأسمنت قاسٍ والشمع لين، وكلاهما مادة صلبة.

السوائل **السائل** حالة من المادة، له صفة الجريان، حجمه ثابت، ولكنه يأخذ شكل الوعاء الذي يوضع فيه. ومن السوائل: الماء والدم والزئبق. الجسيمات في السائل ليست ثابتة في مكانها، وهي أقل تراصًّا من جسيمات المادة الصلبة، مما يجعلها قادرة على الحركة وتجاوز بعضها بعضًا. هذه الخاصية تسمح للسائل بالجريان ليأخذ شكل الوعاء الذي يوضع فيه، رغم أنه قد لا يملأ الوعاء كله.

حجم السائل ثابت بغض النظر عن حجم الوعاء الذي يحتويه. ونتيجة للطريقة التي ترتبط بها جسيمات السائل فإنه غير قابل للانضغاط، ولكنه كالمواد الصلبة قابل للتمدد بالتسخين.

الغـازات الغـاز حالة مـن حالات المادة، يأخذ شـكل الإنـاء الذي يملؤه جسـيمات الغـاز متباعدة جدًا بعضهـا عن بعض بالمقارنة بجسـيمات المواد الصلبة والسائلة. لذا فإن الغازات تنضغط بسهولة.

الفرق بين البخار والغاز البخار والغاز -رغم التشـابه بينهما- لا يعنيان الشيء نفسـه. فكلمة غاز تشـير إلى مادة توجد في الحالة الغازية في درجات الحرارة العادية. أما كلمة **بخار** فتشير إلى الحالة الغازية لمادة توجد بشكل صلب أو سائل في درجات الحرارة العادية. فبخار الماء يسمى بخارًا لأن الماء يوجد بشكل سائل في درجات الحرارة العادية.

تحولات المادة فيزيائيا

تغـير الحالـة تعتمد حالة المادة - كغيرها من الخواص الفيزيائية - على درجة حرارة الوسـط المحيـط وضغطـه. فعندما تتغير درجـة الحـرارة تتحول معظم المواد مـن حـالـة إلى أخرى. **تغير الحالة** هو تحول المادة من حالة إلى أخرى.

درجة الحرارة والضغط اللذان يحدث عندهما تغير في حالة مادةٍ ما هما خاصيتان فيزيائيتان مهمتـان، وتسـميان «درجة انصهار» و «درجة غليان» المـادة.

هاتان الخاصيتان من الخواص الفيزيائية النوعية كالكثافة، ولهذا يمكن استعمالهما في تعيين المواد المجهولة.

تغيرات الحالة الفيزيائية

توجد معظم المواد في ثلاث حالات؛ اعتمادًا على درجة الحرارة والضغط. وتوجد بعض المواد، ومنها الماء، في الحالات الثلاث تحت الظروف الطبيعية. وعند وجود حالتين للمادة ممزوجتين معًا بصورة غير متجانسة يقال إن هناك طورين للمادة. فالماء الثلج عبارة عن خليط غير متجانس من طورين، الماء السائل والثلج الصلب.

وعند إضافة أو انتزاع الطاقة من نظام معين تتغير حالة المادة الفيزيائية إلى حالة أخرى

الانصهار :

- تحول حالة المادة من الصلب للسائل
- الطاقة اللازمة لصهر مول واحد من المادة الصلبة **تعتمد على** قوة التجاذب بين جسيمات المادة

الطاقة اللازمة لصهر الثلج عالية نسبيا بسبب الروابط الهيدروجينية الموجودة بين جزيئات الماء لكنها أقل بكثير من الطاقة اللازمة لصهر مول من كلوريد الصوديوم لأن قوة التجاذب بين الأيونات أكبر بكثير من الروابط الهيدروجينية

- درجة انصهار المادة المتبلورة : هي درجة الحرارة التي عندها تتكسر القوى بين جسيمات الشبكة البلورية فتتحول المادة إلى الحالة السائلة
- المواد الغير متبلورة : يصعب تحديد درجة انصهارها بشكل دقيق ، لأنها تنصهر عند درجات حرارة أعلى من درجات انصهارها .

التبخر

- تحول حالة المادة من السائل لحالة غازية (بخار)

عندما تترك الجسيماتُ السائلَ فإنها تدخل في الحالة الغازية. وتسمى الحالة الغازية للمواد التي تكون في الحالة السائلة عند درجة حرارة الغرفة البخار.

- التبخر السطحي : عملية التبخر التي تحدث على سطح السائل

التبخر لجزيئات الماء على السطح حتى في درجات الحرارة المنخفضة؛ لأن بعض الجزيئات تكون لها طاقة كافية للتحول إلى بخار، ومع زيادة درجة الحرارة يزداد عدد الجسيمات التي تتحول إلى الحالة الغازية.

كما يحدث عند سطح للمسطحات المائية (بحار ، أنهار ، بحيرات ..) عند درجات حرارة منخفضة للتبخر السطحي ، لأن بعض جزيئات الماء لديها طاقة كافية للتحول إلى بخار

- ضغط البخار : عند غلي سائل في إناء مغلق فإن الضغط الذي يولده بخار السائل على سطحه يسمى الضغط البخاري
- درجة الغليان : درجة الحرارة التي يتساوى عندها الضغط البخاري بالضغط الجوي

التسامي

التسامي هو تحول المـادة مباشرة من الحالة الصلبة إلى الحالة الغازية دون المرور بالحالة السـائلة.

فمثلًا، يتسـامى كلًّا من اليود الصلب وثاني أكسـيد الكربون الصلب (الجليد الجـاف) عنـد درجة حرارة الغرفة.

وتتسـامى كـرات العث التي تحتـوي على مـادة النفثالين أو بيتـا ثنائي كلـورو البنزين، وكذلك معطرات الجو الصلبة.

التجمد

- تحول حالة المادة السائلة إلى الصلبة
- تفقد المادة السائلة طاقة حركية كافية لتبقي الروابط بين الجزيئية ثابتة في مواقعها
- **درجة التجمد :** درجة الحرارة التي يتحول عندها السائل إلى صلب بلوري

التكاثف

- تحول حالة المادة الغازية إلى سائل
- عملية التكاثف تتضمن انتقال الطاقة الحرارية ، مثال تكون قطرات ماء على سطح كأس عصير بارد ، تكون قطرات الندى على زجاج السيارات وأوراق النباتات أو أي سطح بارد

الترسب

الترسب عندما يلامس بخار الماء سـطح نافذة باردة في الشـتاء تتكون قطرات صلبة على النافذة تسـمى الصقيع. فالترسـب هو عملية تحول المادة من الحالة الغازية إلى الحالة الصلبة دون المرور بالحالة السـائلة، وهي عكس التسامي، فتتكون رقائق الثلج عندما يتحول بخار الماء الموجود في طبقات الجو العليا إلى بلورات من الثلج الصلب، وتنبعث الطاقة خلال تكونها.

تغيرات الحالة الفيزيائية الماصة للطاقة

الانصهار صلب s ← *سائل l*

التبخر *سائل l* ← *غاز g*

التسامي صلب s ← غاز g

تغيرات الحالة الفيزيائية الطاردة للطاقة

التجمد سائل l ← *صلب* s

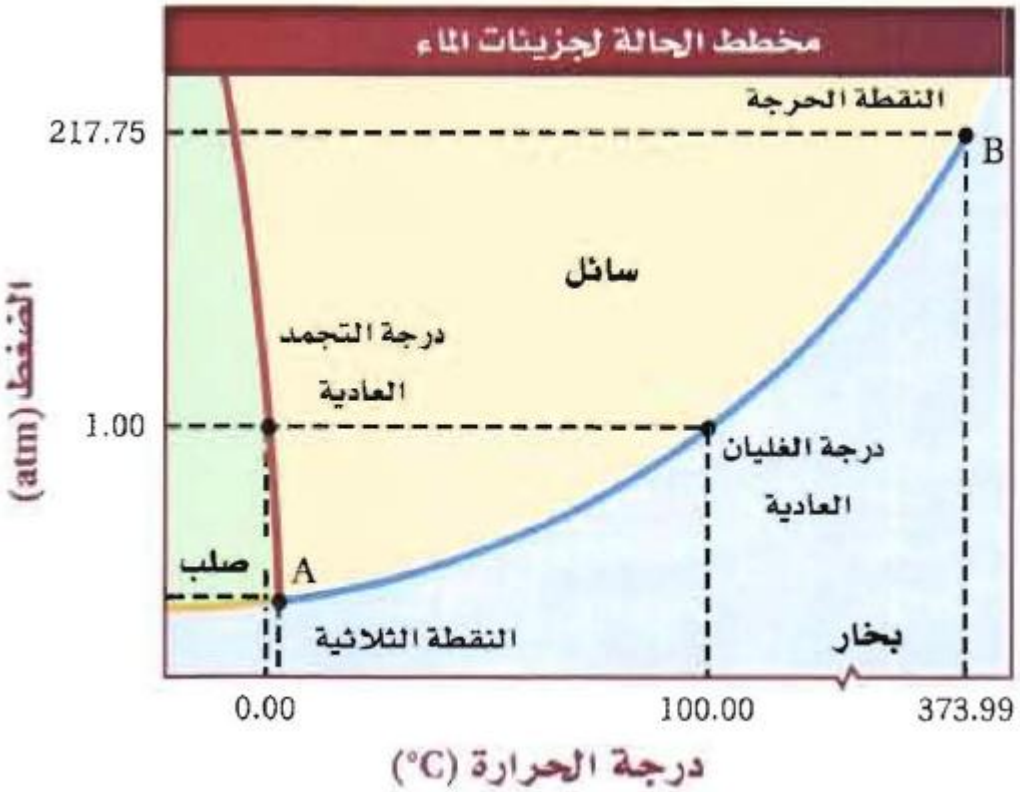
التكاثف *غاز g* ← *سائل l*

الترسب غاز g ← صلب s

مخطط الحالة الفيزيائية

يتحكم متغيران معًا في حالة المادة، هما: الضغط ودرجة الحرارة. ولهذين المتغيرين تأثيرات عكسية على المادة. حيث تعمل زيادة درجة الحرارة مثلًا على رفع معدل تبخر الماء، بينما تعمل زيادة الضغط على رفع معدل تكاثف البخار. **ومخطط الحالة الفيزيائية** رسم بياني للضغط مقابل درجة الحرارة يوضح حالة المادة تحت ظروف مختلفة من درجة الحرارة والضغط.

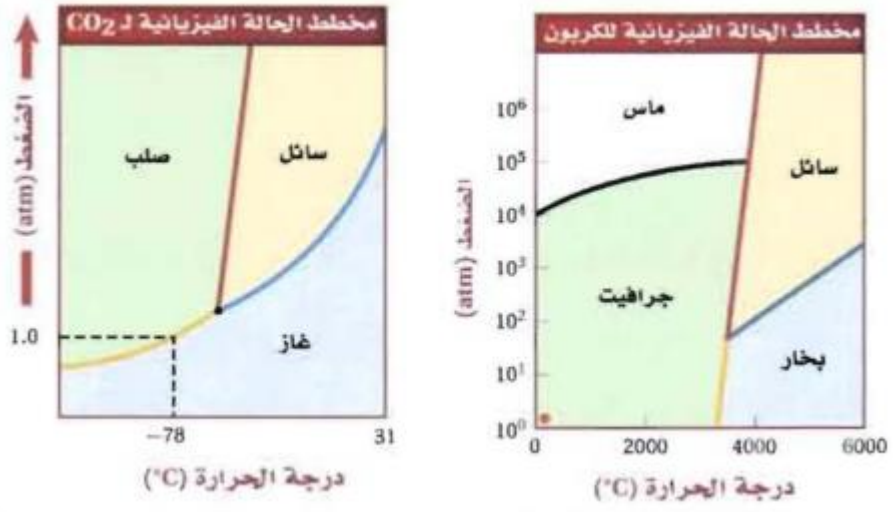
- يختلف مخطط الحالة الفيزيائية للمواد وذلك بسبب اختلاف درجات تجمدها وغليانها
- **النقطة الثلاثية :** النقطة التي يتواجد المادة عندها بالحالات الثلاث (صلب ، سائل ، غاز) بالتالي يحدث عندها كل التغيرات الفيزيائية الستة الماصة والطاردة
- **النقطة الحرجة :** النقطة التي لا يمكن للمادة بعدها أن تكون في الحالة السائلة (تحولت المادة كليا إلى بخار) ، مهما تم زيادة الضغط



يظهر الشكل أعلاه مخطط الحالة الفيزيائية للماء، حيث يمكن استخدامه لتخمين حالة الماء عند أي درجة حرارة وضغط. لاحظ وجود ثلاث مناطق تمثل الحالة الفيزيائية: صلب وسائل وغاز، إضافة إلى وجود ثلاثة منحنيات تفصل هذه المناطق بعضها عن بعض. يوجد عند أي نقطة على امتداد خط المنحنى حالتان فيزيائيتان معًا للماء. يوضّح المنحنى الأصفر القصير ظروف الضغط والحرارة التي يوجد عندها بخار وثلج معًا. أما المنحنى الأزرق الطويل فيوضح ظروف الضغط ودرجة الحرارة التي يوجد عندها الماء في صورة سائل وبخار معًا، في حين يوضح المنحنى الأحمر الضغط ودرجة الحرارة التي يوجد عندها الماء في صورة ثلج وسائل معًا.

تسمى النقطة (A) التي تتقاطع عندها المنحنيات الحمراء والزرقاء والصفراء النقطة الثلاثية للماء. والنقطة الثلاثية نقطة على الرسم البياني تمثل درجة الحرارة والضغط؛ حيث يوجد عندها الماء في حالاته الثلاث معًا.

ويمكن للتغيرات الستة كلها أن تحدث عند النقطة الثلاثية: التجمد والانصهار والتبخر والتكاثف والتسامي والترسب. وتعرف النقطة (B) بالنقطة الحرجة، وهي النقطة التي تمثل كلًا من الضغط ودرجة الحرارة التي لا يمكن للماء بعدها أن يكون في الحالة السائلة. وإذا وجد بخار الماء عند درجة الحرارة الحرجة فلا يمكن لزيادة الضغط أن تحول بخار الماء إلى سائل.



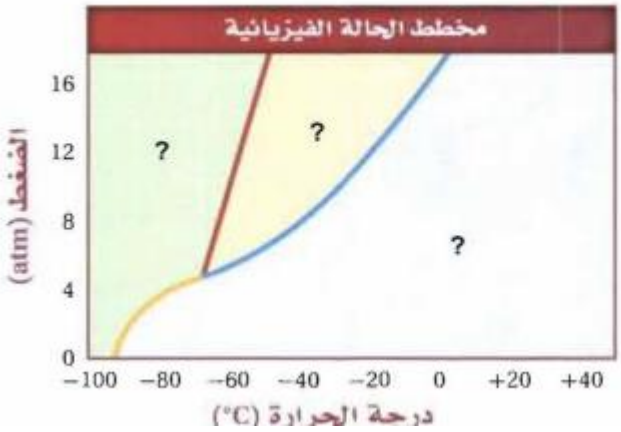
يُظهر مخطط الحالة الفيزيائية معلومات مهمة عن المواد. فعلى سبيل المثال، يوضح مخطط الحالة الفيزيائية لثاني أكسيد الكربون في **الشكل 30-6** سبب تسامي ثاني أكسيد الكربون تحت الظروف العادية. إذا بحثت عن 1.0 atm على منحنى ثاني أكسيد الكربون، وتتبعت الخط المنقط للمنحنى الأصفر فستجد أن ثاني أكسيد الكربون يتغير من الحالة الصلبة إلى الحالة الغازية عند 1atm فقط. وإذا مددت الخط المنقط إلى ما بعد المنحنى الأصفر فسيُظهر الشكل أن ثاني أكسيد الكربون لا يتحول إلى سائل مع زيادة درجة الحرارة، بل يبقى في الحالة الغازية.

يظهر الشكل الأيمن مخطط الحالة الفيزيائية للكربون. لاحظ احتواء الرسم على متآصلين للكربون في منطقة الحالة الصلبة: الجرافيت وهو الحالة المستقرة للكربون عند درجة الحرارة والضغط العاديين والمحددة بالنقطة الحمراء. والألماس الأكثر استقرارًا عند درجات الحرارة والضغط العاليين. والألماس الموجود عند درجة حرارة الغرفة وضغطها يتكوَّن في الأصل عند درجة حرارة وضغط عاليين.

التآصل : توجد في بعض العناصر بصور متعددة في نفس الحالة الفيزيائية نتيجة لاختلاف تركيبها البلوري رغم تشابه تركيبها الكيميائي.

١. الأكسجين : غاز الاكسجين و غاز الأوزون
٢. الكربون : غرافيت و ألماس كلاهما بالحالة الصلبة
٣. الكبريت : جزيء الكبريت S_8 يشبه التاج ، الشكل الثاني أيضا S_8 على شكل إبري أحادي الميل
٤. الحديد : ٣ تآصلات

- أوستنيت γ-Fe (صنع معدات للمستشفيات والمعدات المستخدمة في المأكولات.)
- ألفا فيريت α Fe يتبلور بنظام بلوري مكعب (يخلط مع نسب معينة من الكربون لانتاج الحديد المطاوع)
- دلتا فيريت δ Fe



81. في الشكل أعلاه حدّد عليه منطقة الحالة الصلبة والسائلة والغازية، والنقطة الثلاثية والنقطة الحرجة.

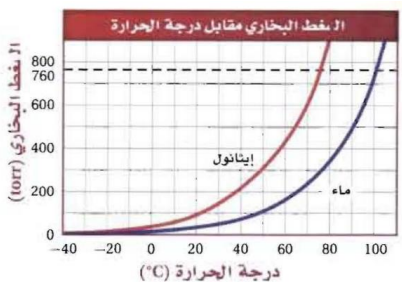
الجواب

82. لماذا تكون الطاقة التي نحتاج إليها لغلي 10 g من الماء السائل أكبر من الطاقة اللازمة لصهر الكتلة نفسها من الثلج؟

(الطاقة الحركية للسائل أقل من الطاقة الحركية للغاز) بالتالي فإن

- في عملية الانصهار الطاقة الممتصة تستهلك كطاقة حركية بسيطة
- في عملية الغليان الطاقة الممتصة تستهلك كطاقة حركية عالية

الشكل يمثل ضغط بخار الماء والايثانول



a. ما درجة غليان الماء عند 1 atm؟

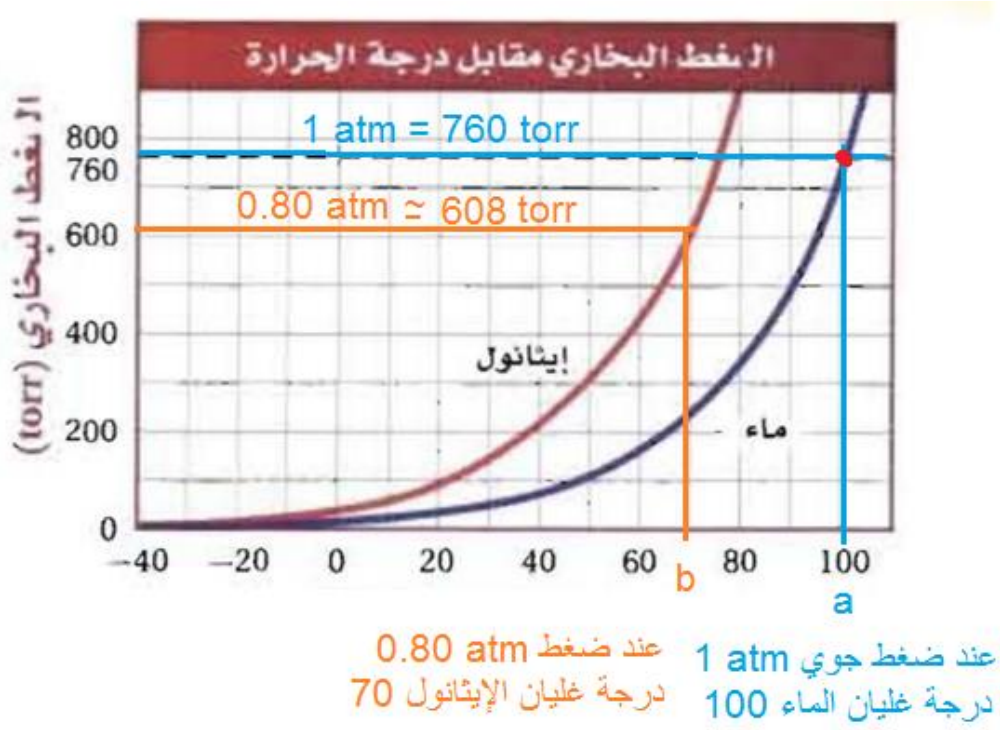
b. ما درجة غليان الإيثانول عند درجة حرارة 1 atm؟

c. إذا كان الضغط الجوي 0.80 atm، فما درجة الحرارة التي يغلي عندها الماء؟

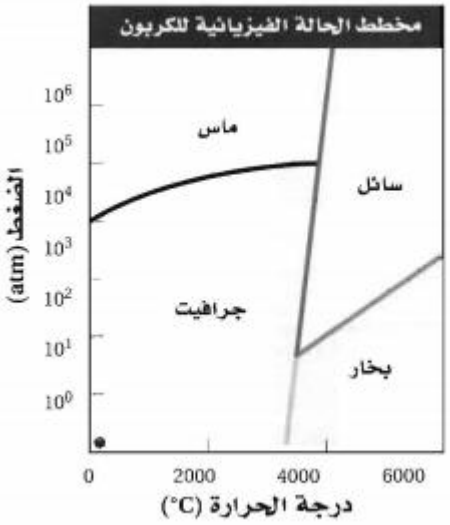
الحل

في الرسم الضغط بوحدة (torr) نحوله إلى atm

a. 1 atm = 760 torr
b. 0.80 x 760 = 608 torr



استخدم الرسم البياني الآتي للإجابة عن الأسئلة 6–8



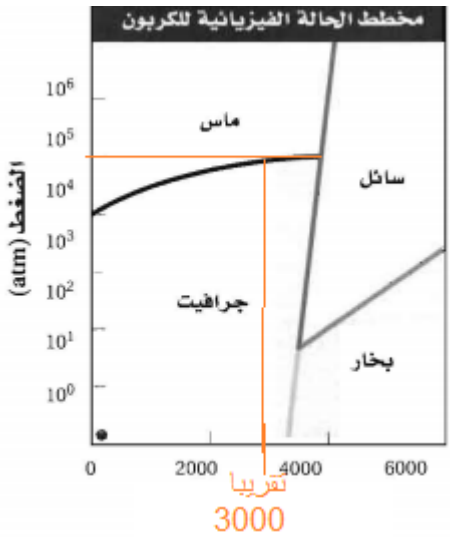
6. ما الظروف التي يتكون فيها الألماس؟

a. درجة الحرارة < 5000K والضغط > 100atm
b. درجة الحرارة < 6000K والضغط > atm25
c. درجة الحرارة > 3500K والضغط < 10^5 atm
d. درجة الحرارة > 4500K والضغط > 10atm

إجابة 6

نحول درجات الحرارة في الخيارات من كلفن إلى مئوية

a. 5000 – 273 = 4727°C
b. 6000 – 273 = 5727°C
c. 3500 – 273 =3227°C
d. 4500 – 273 = 4227°C



إذا الإجابة c

---

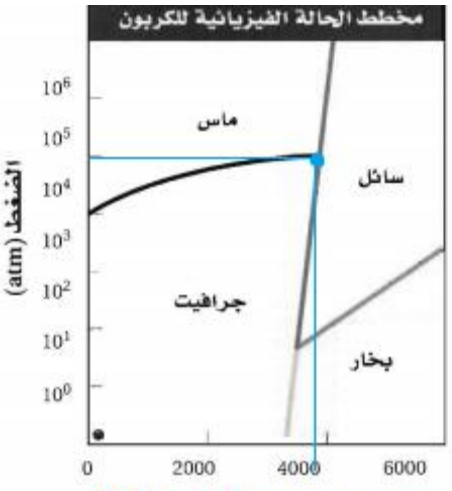
7. ما النقطة التي يوجد عندها الكربون بثلاث حالات جرافيت صلب وألماس وكربون سائل؟ موضحًا درجة الحرارة والضغط عندها؟

a. 10^6 atm و 4700 K
b. 10^3 atm و 3000 K
c. 10^5 atm و 5100 K
d. 80 atm و 3500 K

إجابة 7 :

نحول درجات الحرارة في الخيارات من كلفن إلى مئوية

a. 4700 – 273 = 4427 °C
b. 3000 – 273 = 2727 °C
c. 5100 – 273 = 4827 °C
d. 3500 – 273 = 3227 °C



الاجابة C

---

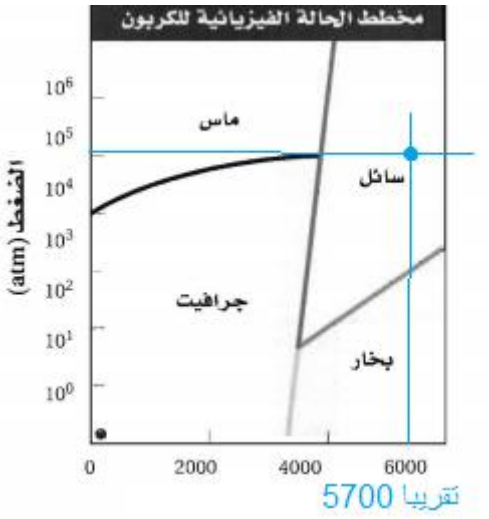
10. حدّد ما إذا كانت كل جملة تصف خاصية كيميائية أو خاصية فيزيائية.

a. الزئبق سائل عند درجة حرارة الغرفة. خاصية فيزيائية
b. السكروز صلب، أبيض بلوري. خاصية فيزيائية
c. يصدأ الحديد عندما يتعرض للهواء الرطب. خاصية كيميائية
d. يحترق الورق عندما يشتعل. خاصية كيميائية

6000-273 = 5727 °C

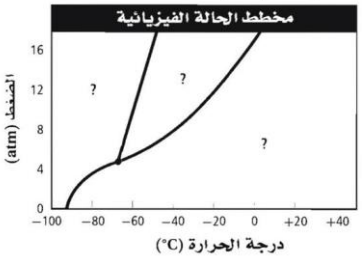
8. ما الأشكال التي يوجد عليها الكربون عند 6000 k و 10^5 atm

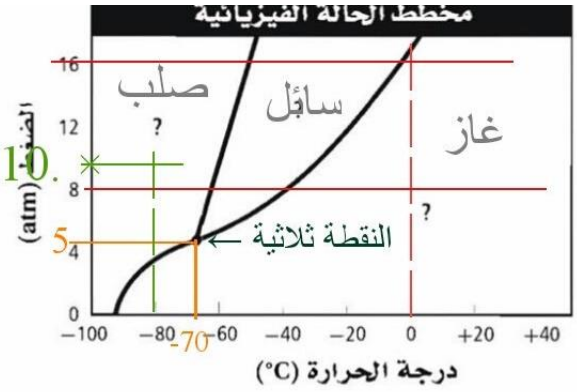
a. ألماس فقط.
b. كربون سائل فقط.
c. ألماس وكربون سائل.
d. جرافيت وكربون سائل.



أقرب إجابة c

استخدم الرسم البياني المبين أدناه للإجابة عن الأسئلة 12–10.





10. ما حالة المادة الواقعة عند درجة حرارة 80 °C – وضغط 10 atm؟ حالة الصلبة

11. ما درجة الحرارة والضغط عندما تكون المادة عند نقطتها الثلاثية؟ P = 5 atm. & C = -70°

12. صف التغيرات التي تحدث في الترتيب الجزيئي عند زيادة الضغط من 8 atm إلى 16 atm، مع بقاء درجة الحرارة ثابتة عند (0 °C).

يتحول من غاز إلى حالة توازن بين الغاز والسائل

@K2CrO

- المخاليط : مزيج من مادتين نقيتين أو أكثر مع احتفاظ كل مادة بخواصها ويمكن تكوينها أو فصلها بطرق فيزيائية
- يمكن تحضير عدد لانهائي من المخاليط لأن تركيب المخاليط يختلف حسب نسب مكوناتها

طرق فصل المخاليط : تفصل بطرق فيزيائية ، وهي

١- الترشيح : طريقة يستعمل فيها حاجز مسامي لفصل المواد الصلبة عن السائلة

٢- التقطير : طريقة فصل المواد اعتمادا على درجات غليانها ، حيث يسخن المخلوط حتى تغلي المادة التي درجة غليانها أقل ثم تُكثف وتجمع على شكل سائل أشهر مثال على عملية التقطير هو النفط

٣- التبلور : طريقة فصل تؤدي إلى الحصول على مادة نقية من محلولها حيث يتم **تبخير** المذيب مخلفا وراءه المذاب نقيا ، تنفع في حال المحاليل المشبعة

٤- الترويق : يترك المخلوط فترة دون تحريك فتظهر طبقتين متمايزتين حيث تكون مادة شبه صلبة في قاع الكأس والسائل فوقها

٥- التسامي : لفصل مادتين صلبتين في خليط ، احداهما لها القدرة على التسامي والأخرى لا

٦- الكروماتوغرافيا (التحليل الاستشرابي) : فصل مكونات المخلوط (الطور المتحرك) بالاعتماد على قابلية انجذاب كل مكون لسطح مادة أخرى (الطور الثابت)

الطور المتحرك : يكون غاز أو سائل

الطور الثابت : يكون مادة صلبة مثل ورق الكروماتوغرافيا

آلية الفصل على ورق الكروماتوغرافي تعتمد على قوى تماسك مكونات المخلوط

المادة التي قوى تماسك جزيئاته ضعيفة (أقل قطبية) سترتفع أولا في ورق الكروماتوغرافيا يليه المكون الذي قوى التماسك فيه أكبر فأكبر

المخلوط غير المتجانس

- تبقى المواد فيه متمايزة ولا تمتزج (يمكن رؤية مكوناته بالعين او بالعدسة المكبرة) مما يعطي المخلوط تركيب غير منتظم

وسط الانتشار : المادة الأكثر توافرا في المخلوط

أنواعه :

- **المخلوط المعلق :** جسيمات أكبر من جسيمات وسط الانتشار يترسب في المحلول ، لذا **يمكن فصل مكوناته بالترويق** أو **بالترشيح**
- **المخلوط الغروي :** الجسيمات متوسطة الحجم (أصغر من جسيمات وسط الانتشار) و يتراوح قطرها بين 1-1000 nm لا تترسب بسبب القوى الكهروستاتيكية والحركة البراونية للجسيمات
- تصنف المخاليط الغروية تبعا للحالة الفيزيائية لوسط الانتشار ؛ كالتالي

طريقة الفصل : [1]

١- التدخل في كهروستاتيكية المخلوط بتحريك مادة متأينة (إلكتروليت) ، فتتجمع الجسيمات وتتلف المخلوط الغروي

٢- التسخين ، الحرارة تعطي الجسيمات المتصادمة طاقة حركية كافية للتغلب على القوى الكهروستاتيكية ثم ترسبها في المحلول

الحركة البراونية : حركة عشوائية عنيفة تتحركها الجسيمات المنتشرة في المخاليط الغروية وهي أيضا سبب في عدم ترسب المخلوط الغروي مكتشفها عالم النبات روبرت براون خلال ملاحظته لظاهرة حركة حبوب اللقاح عشوائيا في الماء

ظاهرة تندال : ظاهرة تشتيت الضوء عندما يمر خلال المخلوط الغير متجانس

مرور أشعة الشمس خلال الغيوم والدخان والضباب ← أمثلة على ظاهرة تندال

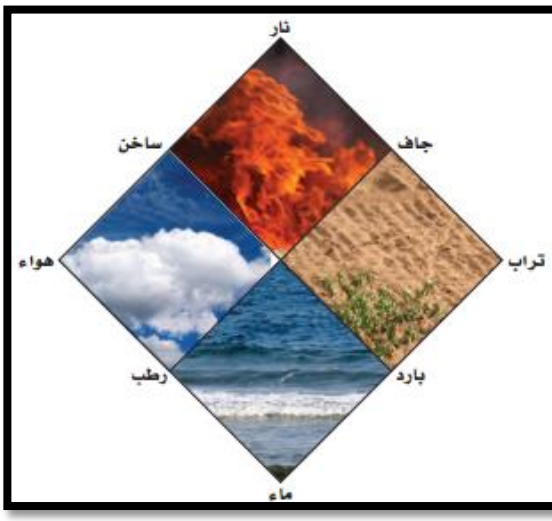
المخلوط المتجانس (المحاليل)

- ثابت التركيب ومكوناته تمتزج بانتظام
- تتكون من مادتين : مذيب ومذاب
- المذيب : أكثر مكونات المحلول ، المذاب : مادة تذوب في المذيب

[1] كهروستاتيكية = إلكتروستاتيكية = كهرباء ساكنة
الهباء : مخلوط غروي يتكون جسيمات دقيقة صلبة أو سائلة منتشرة في الهواء أو أي غاز

تطور مفهوم الذرة عبر التاريخ [٢]

١.



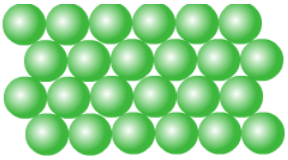
الشكل 1–3 كثير من فلاسفة الإغريق اعتقد أن المادة مكونة من أربعة عناصر: التراب، والماء، والهواء، والنار. وقاموا بربط كل عنصر بخواص معينة. وأن مزج الخواص المتعاكسة –مثل ساخن وبارد، رطب وجاف– عكست التماثل الملاحظ في الطبيعة. غير أن هذه الأفكار لم تكن صحيحة ولا علمية.

الجدول 1-3 أفكار الفلاسفة الإغريق حول المادة

الفيلسوف	الأفكار
ديمقريطس Democritus (460–370) ق.م	• تتكون المادة من ذرات تتحرك في الفراغ. • الذرات صلبة، متجانسة، لا تفنى ولا تتجزأ. • الأنواع المختلفة من الذرات لها أحجام وأشكال مختلفة. • حجم الذرات وشكلها وحركتها يحدد خواص المادة.
أرسطو Aristotle (384–322) ق.م	• لا وجود للفراغ. • المادة مكونة من التراب، والنار، والهواء، والماء.

[٢] هنا فقط تلخيص سريع **لتطور مفهوم الذرة عبر التاريخ** وقد ذرك مفصلا في المعيار الأول

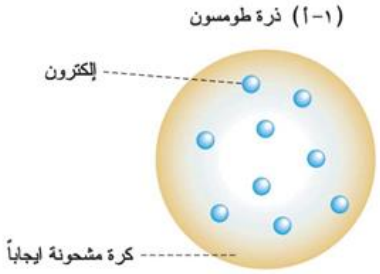
٢. **دالتون** : الذرة كرات مصمتة



- تتكون المادة من دقائق صغيرة تسمى الذرات
- ذرات العنصر الواحد لها الصفات نفسها من حيث الشكل والكتلة ، وتختلف في هذه الصفات عن غيرها من العناصر
- لا يمكن أن تنقسم الذرات أثناء التفاعل الكيميائي (تتحد الذرات بأعداد صحيحة)
- التفاعل الكيميائي هو اتحاد ذرة أو أكثر من عنصر ما مع ذرة أو أكثر من عنصر آخر
- أشار إلى (**قانون حفظ الكتلة** : كتلة المتفاعلات = كتلة النواتج

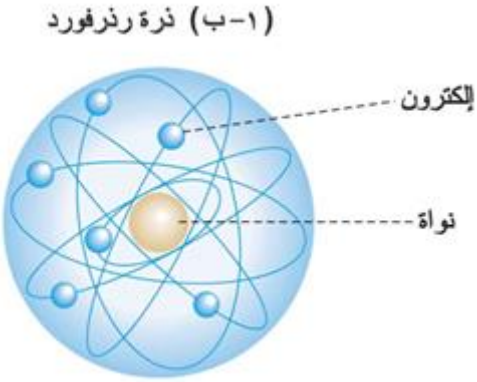
قصور نظرية دالتون : أثبت العلم خطأ فكرة أن الذرة لا تنقسم

طومسون : الذرة كرة موجبة الشحنة تتوزع بداخله جسيمات سالبة الشحنة (إلكترونات)



فيما بعد تمكن من قياس نسبة شحنة الإلكترون إلى كتلته باستعمال أنبوب أشعة المهبط

١. **رذرفورد**



١- الذرة تتكون من نواة بداخلها شحنة موجبة (نيوترون) وتمثل هذه النواة كتلة الذرة ويحاط بالإلكترونات ، أما الإلكترونات يمكن إهمال كتلته

٢- الذرة بحالة تعادل كهربائي

٣- خارج النواة يوجد فراغ كبير تشغل معظم حجم الذرة

٤- الإلكترونات حول النواة تدور بشكل إهليجي أشبه بالمجموعة الشمسية

قصور (عيوب) نموذج رذرفورد للذرة :

١- لم يوضح كيفية ترتيب الالكترونات في الفراغ حول النواة

٢- لم يوضح سبب عدم انجذاب الالكترونات السالبة إلى النواة الموجبة

٣- لم يمكّن العلماء من تفسير التشابه والاختلاف في السلوك الكيميائي للعناصر المختلفة

٢. **ميليكان** تمكن من قياس شحنة الإلكترون بواسطة تجربته قطرة الزيت

٣. **بور** :

١- تتكون الذرة من نواة موجبة يدور حولها إلكترونات سالبة الشحنة

٢- يدور الإلكترون حول النواة في مدارات محددة دون أن يشع أو يمتص طاقة .

٣- طاقة الالكترون المستقر في المدار

$$E_n = \frac{E_1}{n^2} = \frac{-13.6}{n^2}$$

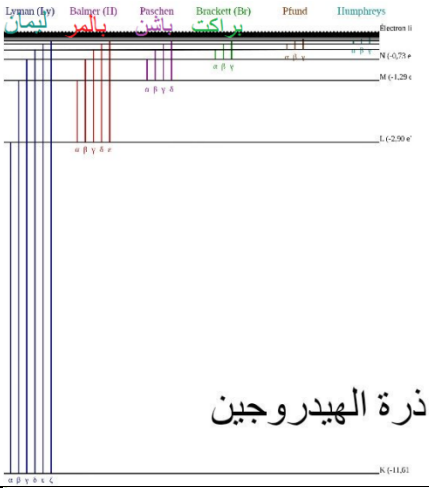
٤- عندما يغير الإلكترون مداره فإنه يشع أو يمتص طاقة

٥- عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة أدنى لأعلى يمتص طاقة تسمى طيف الامتصاص تساوي الفرق في طاقة المستويين

٦- عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة أعلى لأدنى يشع طاقة تسمى طيف الانبعاث تساوي الفرق في طاقة المستويين

٧- نشر نظرية عن تركيب الذرة تربط التوزيع الإلكتروني للذرات بخواصها الكيميائية

٨- فسر طيف ذرة الهيدروجين عبر الانتقالات الالكترونية كالتالي



طيف ذرة الهيدروجين

ليمان (الطيف فوق البنفسجية)
انتقال الالكترون من مستويات طاقة عليا إلى مستوى طاقة 1

بالمر (الطيف المرئي) :
انتقال e من مستويات عليا إلى مستوى 2 <= الضوء المرئي

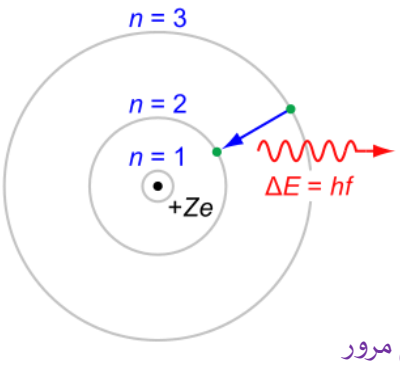
باشن (تحت الحمراء IR) :
انتقال e من مستويات طاقة عليا إلى المستوى 3

براكت (تحت الحمراء) :
انتقال e إلى المستوى 4 <= تحت الحمراء

الجدول 1-1 وصف بور لذرة الهيدروجين

مدار بور الذري	العدد الكمي	نصف القطر المداري (nm)	عدد المستويات الثانوية	الطاقة النسبية
الأول	n= 1	0.0529	1	E_1
الثاني	n=2	0.212	2	$E_2 = 4E_1$
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	$E_7 = 49E_1$

عيوب نموذج بور الذري



١- اقتصر تفسيره فقط لطيف ذرة الهيدروجين ولم يتطرق لعناصر أخرى
٢- لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات
٣- وصف حركة الإلكترونات أنها تتحرك حول النواة في مدارات دائرية

الطبيعة الموجية للضوء (النموذج الضوئي)

يتنبأ بأن الضوء منخفض الطاقة سيتراكم ويوفر الطاقة اللازمة لإطلاق الفوتوإلكترون مع مرور الوقت

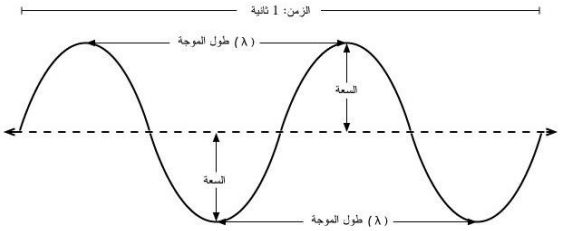
مكونات الموجة

١- الطول الموجي λ: أقصر مسافة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليين ووحدته متر

٢- التردد ν : عدد الموجات التي تعبر نقطة محددة خلال ثانية واحدة ووحدته هيرتز Hz أو (موجة\ث)

وقد يعبر عنه بـ S^{-1}

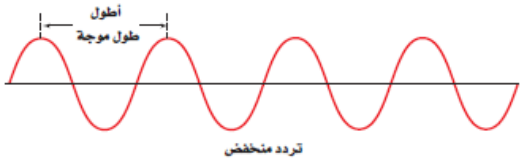
$1\ MHz = 10^6\ Hz$



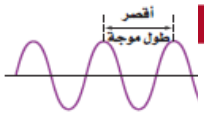
٣- سعة الموجة : مقدار ارتفاع القمة او انخفاض القاع عن مستوى خط الأصل

الطول الموجي يتناسب عكسيا مع التردد أما سعة الموجة لا تتأثر بهما

تنتقل الموجات الكهرومغناطيسية بسرعة ثابتة : $c = 3 \times 10^8\ m/s$



العلاقة بين معدل سرعة الموجة ترددها وطولها الموجي $v = \frac{c}{\lambda}$



$v =$

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

سائل تدريبية

1. تحصل الأجسام على ألوانها من خلال عكسها أطوالاً موجية معينة عندما يصطدم بها اللون الأبيض. فإذا كان الطول الموجي للضوء المنعكس من ورقة خضراء يساوي $4.90 \times 10^{-7}\ m$. فما تردد موجة هذا الضوء؟

$$\frac{3 \times 10^8}{4.9 \times 10^{-7}} = 0.61 \times 10^{15}\ Hz$$

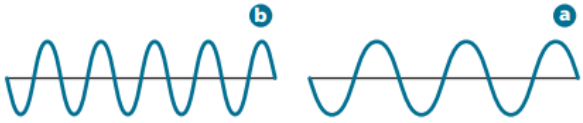
2. يمكن للأشعة السينية أن تخترق أنسجة الجسم وتستعمل على نطاق واسع لتشخيص اضطرابات أجهزة الجسم الداخلية ومعالجتها. ما تردد أشعة سينية طولها الموجي $1.15 \times 10^{-10}\ m$؟

$$v = \frac{C}{\lambda} = \frac{3 \times 10^8}{1.5 \times 10^{-10}} = 2 \times 10^{18}\ Hz$$

3. بعد تحليل دقيق، وجد أن تردد موجة كهرومغناطيسية يساوي $7.8 \times 10^2\ Hz$. ما سرعة هذه الموجة؟

سرعة جميع الموجات الكهرومغناطيسية هي $3 \times 10^8\ m/s$

4. تحفيز: تذيع محطة راديو FM بتردد مقداره 94.7 MHz ، في حين تذيع محطة AM بتردد مقداره 820 KHz. ما الطول الموجي لكل من المحطتين؟ أي الرسمين أدناه يعود إلى محطة FM، وأيها يعود إلى محطة AM؟



أولا : تحويل وحدات التردد

$1\ MHz = 10^6\ Hz$ & $1KHz = 10^3\ Hz$

ثانيا : نطبق القانون $\lambda = \frac{c}{v}$

الطول الموجي لراديو FM

$$\lambda = \frac{3 \times 10^8}{94.7 \times 10^6} = 3.16m$$

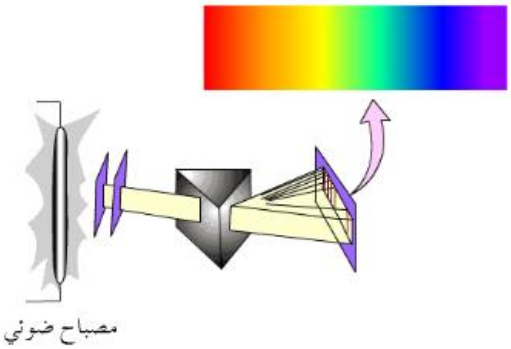
الطول الموجي لراديو AM

$$\lambda = \frac{3 \times 10^8}{820 \times 10^3} = 365.8\ m$$

الطول الموجي الأعلى هو لـ AM بالتالي يمثله الشكل a

الطيف المتصل (الطيف المستمر)

مدى متصل من أطوال الموجات وترددتها

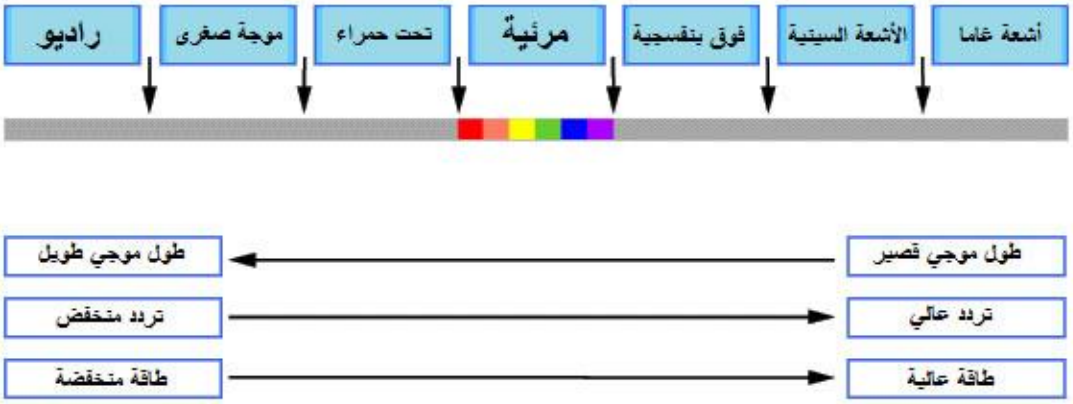


عندما يتم تحليل الضوء الأبيض الناتج عن أشعة الشمس أو مصباح بواسطة منشور زجاجي ، ومن ثم استقبال الأشعة الناتجة على شاشة بيضاء نحصل على ألوان قوس قزح (الطيف المرئي) ، وتسمى بالطيف المستمر لأن كل نقطة فيه تتوافق مع طول موجة وتردد مميزين .

يتشكل قوس قزح في السماء نتيجة مرور ضوء الشمس خلال قطرات المطر في الجو فيتحلل إلى سبعة ألوان

الطيف (الإشعاع) الكهرومغناطيسي

- سلسلة من الموجات المتصلة التي تسير بسرعة الضوء وتختلف في التردد والطول الموجي فقط
- شكل من أشكال الطاقة يوضح السلوك الموجي أثناء انتقاله في الفضاء
- يحمل مدى متصلا من أطوال موجية وترددات مختلفة (مثل ضوء الشمس)
- **الطيف الكهرومغناطيسي الكامل** يتكون من كل الإشعاع الكهرومغناطيسي المختلفة في التردد والطول الموجي فقط



الضوء:نوع من أنواع الاشعاع الكهرومغناطيسي ذو طبيعة جسمية (مادية) وموجية .

استخدامات الإشعاع الكهرومغناطيسي :

الميكروويف : تسخين الطعام

الأشعة السينية : طبيا في فحص العظام والأسنان

موجات الراديو : الإذاعة والتلفاز وشبكات الإنترنت والجوال

مصادر الإشعاع الكهرومغناطيسي

١- مصادر بشرية : موجات الراديو والتلفاز ، محطات تقوية الهاتف ، المصابيح ، معدات الأشعة السينية ، ومسرعات الجسيمات

٢- مصادر طبيعية : الشمس ، البرق ، النشاط الإشعاعي الطبيعي

عيوب النموذج الموجي للضوء

١- فشل في تفسير صفات الضوء التي تبين أنه مادة

٢- لم تفسر لماذا الاجسام تشع عند تسخينها مثل قطعة الحديد عندما يتعرض لدرجات حرارة كافية يتوهج ويصبح لونه أحمر ثم برتقالي ثم ازرق . لذا جاء مفهوم الكم ليفسر هذه الظاهرة

٣- لم يفسر لم تطلق الذرات إلكترونات عندما يسقط عليها ضوء ذو تردد معين

الطبيعة المادية للضوء (نظرية الكم)

- اكتشف العالم ماكس بلانك : "يمكن للمادة أن تكتسب أو تخسر طاقة على دفعات بكميات صغيرة محددة تسمى الكم "
- فرضية بلانك : الطاقة المنبعثة من الأجسام مكمأة
- **الكم** : أقل كمية من الطاقة يمكن أن تكتسبها الذرة أو تفقدها

طاقة الكم $E = h\nu$ ووحدته جول حيث h ثابت بلانك = 6.626×10^{-34} J.Sec

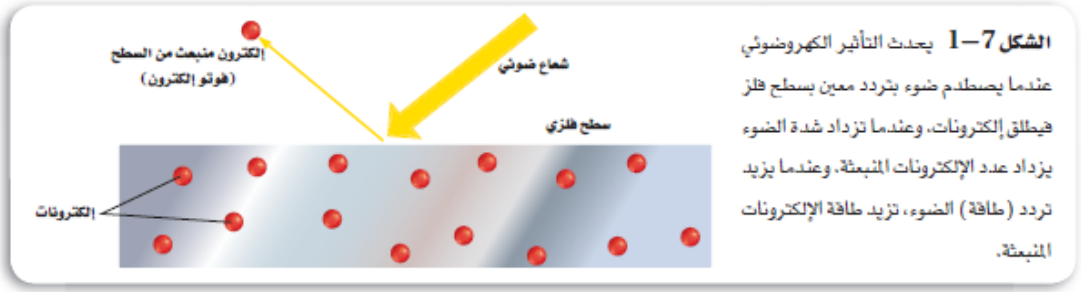
- **التأثير الكهروضوئي** : تنبعث الالكترونات (فوتوإلكترون) من سطح الفلز عندما يسقط عليه ضوء بتردد مساو لتردد الفوتون أو أعلى منه (تردد العتبة f)
- لن يطلق الفلز الفوتوإلكترون إذا كان الضوء الساقط على الفلز ذو تردد أقل

كيف يحدث التأثير الكهروضوئي :

١- يصطدم ضوء ذو تردد معين بسطح فلز فتنبعث منه إلكترونات .

٢- عدد الإلكترونات المنبعثة تزيد بزيادة شدة الضوء

٣- طاقة الإلكترونات المنبعثة تزيد بزيادة تردد (أو طاقة) الضوء



الشكل 7–1 يحدث التأثير الكهروضوئي عندما يصطدم ضوء بتردد معين بسطح فلز فيطلق إلكترونات. وعندما تزداد شدة الضوء يزداد عدد الإلكترونات المنبعثة. وعندما يزيد تردد (طاقة) الضوء، تزيد طاقة الإلكترونات المنبعثة.

الطبيعة الثنائية للضوء

- أن حزمة الضوء تملك خواص موجية وخواص مادية (اقتراح آينشتاين)

- الفوتون جسيم لا كتلة له يحمل كما من الطاقة
- أفكار آينشتاين حول طاقة الفوتون
- طاقة الفوتون تعتمد على تردده .
- طاقة الفوتون لها حد معين يؤدي إلى إطلاق الفوتوإلكترون من سطح الفلو وتتسبب في التأثير الكهروضوئي

احسب طاقة الفوتون يحصل كل جسم على لونه عن طريق عكس جزء معين من الضوء الساقط عليه. ويعتمد اللون على طول موجة الفوتونات المنعكسة، ثم على طاقتها. ما طاقة فوتون الجزء البنفسجي لضوء الشمس إذا كان تردده $7.230 \times 10^{14}\ s^{-1}$؟

1 تحليل المسألة

المعطيات

$\upsilon = 7.230 \times 10^{14}\ s^{-1}$

$h = 6.626 \times 10^{-34}\ J.s$

المطلوب

$E_{photon} = ?\ J$

2 حساب المطلوب

اكتب معادلة طاقة الفوتون

$E_{photon} = h\upsilon$

عوض $\upsilon = 7.230 \times 10^{14}\ s^{-1}$ ، و $h = 6.626 \times 10^{-34}\ J.s$

$E_{photon} = (6.626 \times 10^{-34}\ J.s)(7.230 \times 10^{14}\ s^{-1})$

قم بضرب الأرقام والوحدات ثم اقسمها

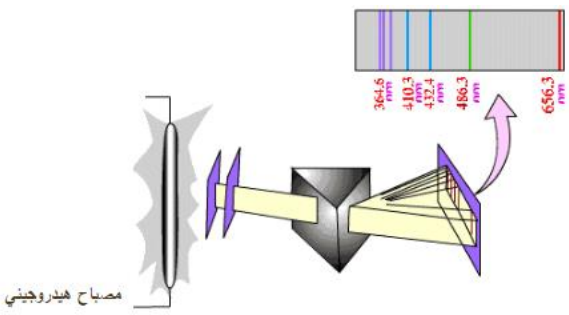
$E_{photon} = 4.791 \times 10^{-19}\ J$

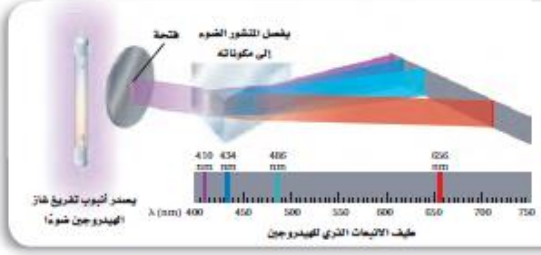
طيف الانبعاث الذري : (الطيف المنفصل)

- مجموعة من ترددات الموجات الكهرومغناطيسية المنطلقة من ذرات العنصر .
- **يتكون من** عدة خطوط منفصلة من الألوان مرتبطة بتردد الإشعاع المنبعث من ذرات العنصر
- مثال : يتكون طيف الانبعاث الذري للنيون من عدة خطوط منفصلة من الألوان مرتبطة مع ترددات الاشعاع المنبعثة وهو ليس مدى متصل من الألوان .
- أبرز استخداماته ، يستخدم للكشف عن وجود عنصر في مركب مجهول

حيث أنها خاصية مميزة : فلكل عنصر طيف انبعاث ذري خاص فيه

- **عندما يتم تحليل الضوء الصادر عن مصباح صوديومي أو هيدروجيني بواسطة منشور زجاجي ، ومن ثم استقبال الأشعة الناتجة على شاشة بيضاء نحصل على خطوط ملونة ومتباعدة ، ويفصل كل لون عن الآخر منطقة معتمة ، وتسمى الخطوط الناتجة الطيف المنفصل ، لوجود مناطق فاصلة بين لون وآخر**





الشكل 8–1 يمكن فصل اللون الأرجواني المنبعث من الهيدروجين إلى مكوناته المختلفة باستخدام المنشور. يتكون طيف الانبعاث الذري للهيدروجين من أربعة خطوط بأطوال موجية مختلفة.

حدد أي خط له أعلى طاقة؟

اختبار اللهب للكشف عن الأيونات الفلزية

عند غمر سلك بلاتين في الملح ثم ندخله في لهب بنزن فسوف تظهر ألوانا معينة للهب بسبب وجود عنصر ما

تيتانيوم Titanium	Ti	22	أخضر نقي	
منغنيز ثنائي (II) Manganese II	Mn	25	أخضر مصفر	
حديد Iron	Fe	26	ذهبي	
نحاس أحادي (I) Copper I	Cu	29	أزرق	
نحاس ثنائي (II) Copper II	Cu	29	أزرق مخضر	
زنك Zinc	Zn	30	أخضر مزرق إلى أخضر مبيض	
زرنيخ Arsenic	As	33	أزرق	

زرنيخ Arsenic	As	33	أزرق	
سيلينوم Selenium	Se	34	أزرق سماوي	
روبيديوم Rubidium	Rb	37	أحمر بنفسجي	
سترونتيوم Strontium	Sr	38	أحمر قرمزي	
موليبدنيوم Molybdenum	Mo	42	أخضر مصفر	
إنديوم Indium	In	49	أزرق	
أنتموان Antimony	Sb	51	أخضر باهت	

ليثيوم Lithium	Li	3	أحمر قرمزي	
بور Boron	B	5	أخضر مصفر ساطع	
صوديوم Sodium	Na	11	أصفر فاقع	
مغنيزيوم Magnesium	Mg	12	أبيض	
فوسفور Phosphorus	P	15	أخضر مزرق باهت	
بوتاسيوم Potassium	K	19	بنفسجي باهت	
كالسيوم Calcium	Ca	20	أصفر الى برتقالي محمر	

أنتموان Antimony	Sb	51	أخضر باهت	
تيلوريوم Tellurium	Te	52	أخضر باهت	
سيزيوم Cesium	Cs	55	بنفسجي باهت	
باريوم Barium	Ba	56	أخضر مصفر	
رصاص Lead	Pb	82	أخضر باهت	

ملاحظة : خاصية تغيير لون اللهب للفلزات جعل لها استخدامات واسعة في صنع الألعاب النارية

1. الأشعة الكونية أشعة عالية الطاقة قادمة من الفضاء الخارجي، ما تردد هذه الأشعة التي طولها الموجي $2.67\times10^{-13}\,m$ عندما تصل إلى الأرض؟ (سرعة الضوء هي $3\times10^{8}\,m/s$)

الحل

$$v=\frac{c}{\lambda}=\frac{3\times10^{8}}{2.67\times10^{-13}}$$

$$\lambda = 1.12 \text{ x } 10^{21}\ S^{-1}$$

a. $8.90\times10^{-22}\,s^{-1}$

b. $3.75\times10^{12}\,s^{-1}$

c. $8.01\times10^{-5}\,s^{-1}$

d. $1.12\times10^{21}\,s^{-1}$

نموذج دي برولي للذرة

- اعتقد أن للجسيمات المتحركة خواص موجية
- الإلكترون يشع موجات ذات أطوال موجية وترددات وطاقات معينة فقط ، لأن للإلكترون حركة موجية ومقيدة بمدارات دائرية أنصاف أقطارها ثابتة
- اشتق معادلة عرفت باسمه توضح العلاقة بين كتلة الجسيم وطوله الموجي وسرعته

$$\lambda=\frac{h}{m.v}$$

مبدأ هايزنبرغ للشك

- من المستحيل معرفة سرعة الجسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة
- أي من المستحيل تحديد مسارات ثابتة للإلكترونات (أثبت خطأ فكرة المدارات الدائرية في نموذج بور)
- المكان المحتمل أن يوجد فيه الالكترون حول النواة هو الكمية الوحيدة التي يمكن وعرفتها

النموذج الموجي لذرة الهيدروجين لـ شرودنجر

- تابع نظرية الطبيعة الثنائية للذرة (موجة-جسيم) التي اقترحها دي برولي
- اشتق معادلة معتبرا أن إلكترون ذرة الهيدروجين موجة
- تنطبق معادلته على ذرات العناصر الأخرى (وهو ما فشل بور في تحقيقه)

النموذج الميكانيكي الكمي لذرة

- يعامل الإلكترون على أنه موجة (لذا النموذج الميكانيكي للذرة يسمى بالنموذج الموجي)
- لا يحاول وصف مسار الالكترون النواة
- يحدد طاقة الإلكترون بقيم معينة

موقع الإلكترون المحتمل (مستويات الطاقة)

- **المستوى** : منطقة ثلاثية الأبعاد توجد حول النواة تصف الموقع المحتمل لوجود الإلكترون ويشبه سحابة تتناسب كثافتها عند نقطة معينة مع احتمال وجود الإلكترون عند تلك النقطة

أعداد الكم :

١- عدد الكم الرئيسي n

- قيمة n تحدد مستويات الطاقة الرئيسية وكلما زادت قيمة n زاد حجم المستوى وتزداد طاقة الذرة
- تأخذ قيم صحيحة موجبة (1 , 2 , 3, ...) ترمز لها بالحروف .. K L M N
- ذرة الهيدروجين لها 7 مستويات طاقة فيعطي قيمة n تتراوح بين 1 و 7

٢- مستويات الطاقة الثانوية

كل مستوى رئيسي يحتوي مستويات ثانوية s p d f تأخذ أشكالا مختلفة

رقم المستوى الرئيسي n	1	2	3	4
عدد المستويات الثانوية المكون له	1	2	3	4

- المستوى الثانوي s كروي (2s أكبر حجما وطاقة من 1s)
- المستوى الثانوي p يمثل بـ 3 مستويات فرعية p_z , p_y , p_x متشابهة في الحجم والطاقة ومختلفة في الاتجاه
- المستوى الثانوي d يحوي 5 مستويات فرعية بنفس الطاقة

$d_{x^2-y^2}$, d_{yz} , d_{xz} , d_{xy} متشابهة في الشكل ومختلفة في الاتجاهات و d_{x^2} , يختلف عنهم في الشكل والاتجاه

- المستوى الثانوي f يحوي 7 مستويات فرعية متساوية في الطاقة وأشكالها معقدة متعدد الفصوص

قيمة (n) رقم المستوى الرئيسي	عدد المستويات الفرعية	رمز المستوى الفرعي	سعة المستوى للإلكترونات $2n^2$ (مجموع سعة كل مدار فرعي)	قيم (l) المقابلة من $[(n-1).....0]$
K الأول $(n=1)$	1	$(1S)$	2	0
L الثاني $(n=2)$	2	$(2S)$ ، $(2P)$	8	0,1
M الثالث $(n=3)$	3	$(3S)$ ، $(3P)$ ، $(3d)$	18	0,1,2
N الرابع $(n=4)$	4	$(4S)$ ، $(4P)$ $(4d)$ ، $(4f)$	32	0.1,2,3

92. ما أقصى عدد من الإلكترونات يمكن أن يوجد في مستويات الطاقة في الذرات التي لديها أعداد الكم الرئيسة الآتية:

$2n^2$

a. 3 — $2(3)^2 = 2x9 = 18$

b. 4 — $2(4)^2 = 2x16 = 32$

c. 6 — $2(6)^2 = 2x36 = 72$

d. 7 — $2(7)^2 = 2x49 = 98$

93. ما عدد الاتجاهات المحتملة للمستويات الفرعية المتعلقة في كل مستوى ثانوي مما يأتي:

a. s — 1

b. p — 3 اتجاهات

c. d — 5

d. f — 7

5. ما أكبر عدد من الإلكترونات يمكن أن يوجد في مستوى الطاقة الرئيس الخامس للذرة؟

a. 10

b. 20

c. 25

d. 50

$2(5)^2 = 2x25 = 50$

أعداد الكم

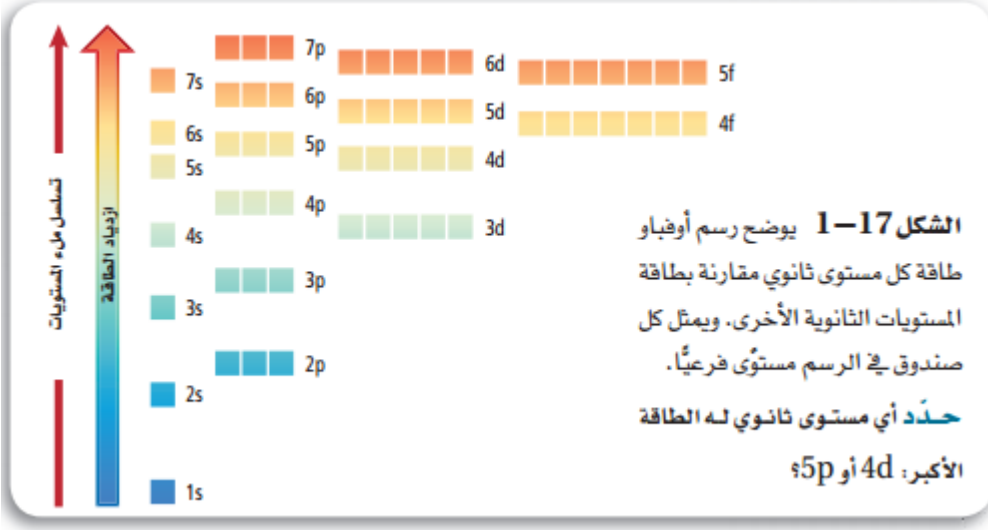
عدد الكم الرئيسي n مدارات رئيسية K L M N O	أعداد صحيحة n = 1 K n = 2 L n = 3 M n = 4 N n = 5 O n = 6 P n = 7 Q	- يبين رقم الغلاف . - تدرج الطاقة : K < L < M < N < O طرديا مع زيادة القيمة . - يحدد مستوى طاقة الالكترون ، وبعده عن النواة ، وحجم المدار الذي يدور فيه .
عدد الكم الفرعي l مدارات فرعية s p d f	أعداد صحيحة والصفر n_1, l = 0 : 1s n_2 , l = 1 : 2s,2p n_3 , l = 2 : 3s,3p,3d n_4 , l = 3 : 4s,4p,4d,4f **l = (n – 1)** :	١ يتألف كل مستوى رئيس من واحد أو أكثر من المستويات الفرعية . ٢ يحتوي المستوى الفرعي الواحد على واحد أو أكثر من الأفلاك .
- العدد الكمي المغناطيسي M_l	الأعداد الصحيحة الموجبة والسالبة [-l...0...+ l] وأكبر قيمة لها = 1 + 2 l	١- يدل على عدد الأفلاك التي يتكون منها المستوى الفرعي حيث : s يحتوي فلك واحد ، p ٣ أفلاك ، d ٥ أفلاك ، f ٧ أفلاك .. ٢- لكل عدد كمي فرعي l يوجد قيم (1 + l 2) مختلفة للأعداد الكمية المغناطيسية M_l. ٣- كل قيمة (M_l) تعني فلك واحد. ٤- يحدد الاتجاه الفراغي للفلك ويدل على عدد الأفلاك التي يتكون منها المستوى الفرعي **مثال** المستوى الفرعي p (l = 1) تحتوي عدد [٢(١) + ١ = ٣] ٣ أفلاك مغناطيسية وهي p_x , p_y ,p_z ، متساوية في الطاقة والشكل والحجم ومختلة في الاتجاه
العدد الكمي المغزلي/عدد اللف الكمي	١- يحدد الاتجاه الدوراني المغزلي للإلكترون حول نفسه في الفلك. ٢- يوجد اتجاهان فقط لهذا الدوران المغزلي : مع أو عكس اتجاه عقارب الساعة. ٣- يأخذ العدد الكمي المغزلي قيمتان فقط $\left(\frac{+1}{2}\right)$ أو $\left(\frac{-1}{2}\right)$ معبرة عن اتجاه المغناطيس. ٤- عند وجود الكترونين في الفلك نفسه يكون **اتجاه أحدهما معاكس للآخر** وبذلك يولدان مجالين مغناطيسيين متعاكسين في الاتجاه فيتجاذبان مغناطيسيا مما يؤدي إلى **إضعاف التنافر الكهربائي الناتج من وجودهما في نفس الفلك.**	

ترتيب الإلكترونات في الذرات (التوزيع الإلكتروني)

١- التوزيع الإلكتروني للذرة في الحالة المستقرة

- هو ترتيب الإلكترونات في الوضع الأقل طاقة والأكثر ثباتا
- لتكون الذرة مستقرة يجب أن يكون الترتيب الإلكتروني يعطيها أقل طاقة ممكنة
- المبادئ التي تحكم التوزيع المستقر

١- مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي) : "كل إلكترون يشغل المستوى الأقل طاقة "



الشكل 17–1 يوضح رسم أوفباو طاقة كل مستوى ثانوي مقارنة بطاقة المستويات الثانوية الأخرى. ويمثل كل صندوق في الرسم مستوًى فرعيًّا.

حـدّد أي مستوى ثانوي لـه الطاقة الأكبر: 4d أو 5p؟

الجدول 3-1 خواص رسم أوفباو

الخاصية	مثال
طاقة المستويات الفرعية في المستوى الثانوي جميعها متساوية.	المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثانوي 2p جميعها متساوية الطاقة.
في الذرة المتعددة الإلكترونات تكون طاقة المستويات الثانوية المختلفة ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد مختلفة.	طاقة المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثانوي 2p أعلى من طاقة المستوى الفرعي 2s.
تسلسل زيادة طاقة المستويات الثانوية ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد هو s، p، d، f	فإذا كان n=4 فسيكون التسلسل لمستويات الطاقةالثانوية 4s، 4p، 4d، 4f.
تستطيع مستويات الطاقة الثانوية لمستوى رئيس أن تتداخل مع مستويات الطاقة الثانوية ضمن مستوى رئيس آخر.	تكون طاقة المستوى الفرعي في المستوى الثانوي 4s أقل من طاقة المستويات الفرعية الخمسة في المستوى الثانوي 3d.

٢- مبدأ باولي (الاستبعاد) : "عدد إلكترونات المستوى الفرعي الواحد لا يزيد عن 2 يدوران باتجاهين متعاكسين يمثلان بسهمين ↑↓"

٣- قاعدة هوند : "الإلكترونات تتوزع في المستويات الفرعية المتساوية في الطاقة بحيث تحافظ على أن يكون لها الاتجاه نفسه من حيث الدوران قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية ذات اتجاه الدوران المعاكس المستويات نفسها "

الشكل الآتي تسلسل دخول ستة إلكترونات في مستويات p الفرعية.

1. ↑ ☐ ☐ 2. ↑ ↑ ☐ 3. ↑ ↑ ↑
4. ↑↓ ↑ ↑ 5. ↑↓ ↑↓ ↑ 6. ↑↓ ↑↓ ↑↓

الجدول 4-1	الترميز الإلكتروني ورسم مربعات المستويات للعناصر من 1 إلى 10		
العنصر / رمزه	العدد الذري	رسم مربعات المستويات	الترميز الإلكتروني
الهيدروجين H	1	↑	$1s^1$
الهيليوم He	2	↑↓	$1s^2$
الليثيوم Li	3	↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^1$
البيريليوم Be	4	↑↓ ↑↓	$1s^2\ 2s^2$
البورون B	5	↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
الكربون C	6	↑↓ ↑↓ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
النيتروجين N	7	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
الأكسجين O	8	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
الفلور F	9	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
النيون Ne	10	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

التوزيع الإلكتروني المختصر

- باستخدام الغازات النبيلة
- مهم جدا حفظ أعدادها الذرية
-

Helium He	2	$1s^2$
Neon Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Argon Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p^6$
Krypton Kr	36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2\ 4p^6$
Xenon Xe	54	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ $4p^6 4d^{10} 5s^2\ 5p^6$
Radon Rn	86	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2\ 4p^6$ $4d^{10} 4f^{14} 5s^2\ 5p^6 5d^{10} 6s^2\ 6p^6$

-

مثال[1]: عنصر عدده الذري ٢٠ التوزيع الالكتروني المطول له

20X: $1s^2$, $2s^2\ 2p^6$, $3s^2\ 3p^6$, $4s^2\ 3d\ 4p$

باستخدام أقرب غاز خامل صاحب وهو الذي حمل رقم ١٨ ارجون فيمكن التوزيع على هذا النحو :

[Ar] : $4s^2\ 3d\ 4p$ الدورة الرابعة المجموعة الثانية

الجدول 5-1	التوزيع الإلكتروني للعناصر من 11 إلى 18		
العنصر /رمزه	العدد الذري	طريقة الترميز الإلكتروني	طريقة ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة)
الصوديوم Na	11	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$	[Ne] $3s^1$
المغنسيوم Mg	12	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$	[Ne] $3s^2$
الألومنيوم Al	13	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^1$	[Ne] $3s^2\,3p^1$
السليكون Si	14	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^2$	[Ne] $3s^2\,3p^2$
الفوسفور P	15	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^3$	[Ne] $3s^2\,3p^3$
الكبريت S	16	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4$	[Ne] $3s^2\,3p^4$
الكلور Cl	17	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$	[Ne] $3s^2\,3p^5$
الأرجون Ar	18	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$	[Ne] $3s^2\,3p^6$ أو [Ar]

ملاحظة مهمة جدا التوزيع الالكتروني لعنصري النحاس والكروم لهما استثناءات خاصة

النحاس عدده الذري 29

Cu: [Ar] $4s^2\,3d^9$ هذا التوزيع غير صحيح X

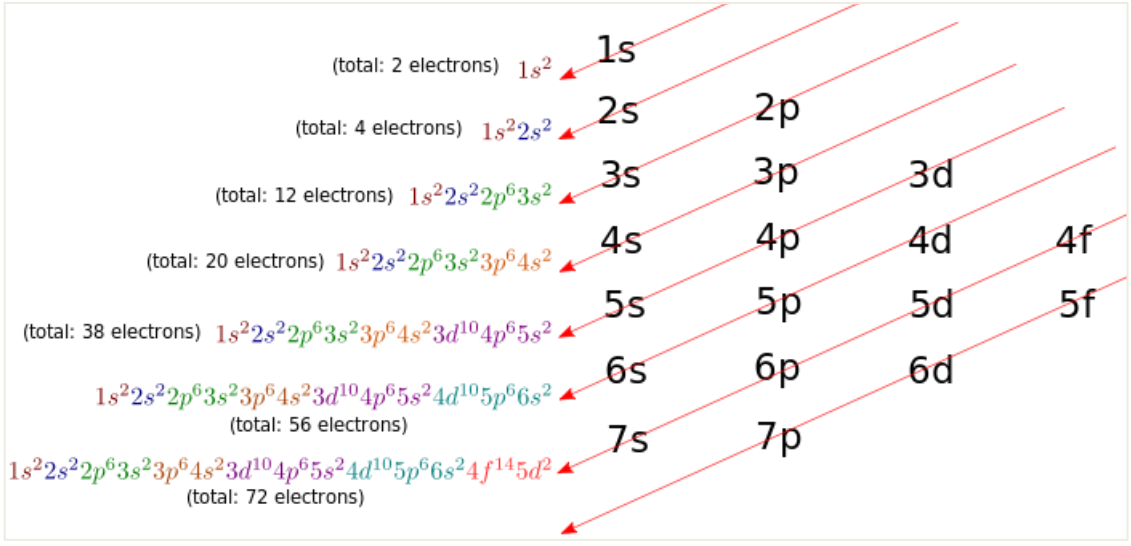
[Ar] $4s^1\,3d^{10}$ هذا التوزيع صحيح √ لأن d ممتلئ و s نصف ممتلئ

الكروم عدده الذري 24

Cr : [Ar] $4s^2\,3d^4$ هذا التوزيع غير صحيح X

Cr : [Ar] $4s^1\,3d^5$ هذا التوزيع صحيح √ لأن d و s كلاهما نصف ممتلئ

التوزيع الإلكتروني



استثناءات التوزيع الإلكتروني. كما يمكنك كتابة التوزيع الإلكتروني للأيون الموجب بتوزيع العدد الذري لذرته المتعادلة مطروحًا منه مقدار الشحنة الموجبة، وللأيون السالب بتوزيع العدد الذري لذرته المتعادلة مضافًا إليه مقدار الشحنة السالبة.

N 7 : $1S^2$, $2S^2\ 2P^3$

N^{3-} : $1S^2$, $2S^2\ 2P^6$ & N^{+5} : $1S^2$, $2S\ 2P$

من التوزيع الإلكتروني للحالة المستقرة يمكن معرفة :

١- إلكترونات التكافؤ ، هي الإلكترونات التي تشغل مستوى الطاقة الرئيسي الأخير

٢- موقع العنصر في الجدول الدوري ، بالتالي يمكن التنبؤ بالخواص الكيميائية والفيزيائية للعنصر (الفلزية ، النشاط ، التكافؤ ... الخ)

مثال : عنصر بعدد ذري 53

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

$[Kr]\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$ أو بالتوزيع المختصر

مدارات مستوى الطاقة الأخير $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$

الدورة 5 (آخر مدار s)

المجموعة هو مجموع الكترونات المدار الأخير (إلكترونات التكافؤ)

المجموعة 17 = 5 + 10 + 2 هالوجين (مجموعة ١٧ (أو 7 بدون احتساب d)

9. أي مما يلي يمثل التوزيع الإلكتروني لعنصر الحديد؟ Fe = 26

.a $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$

.b $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$

.c $1s^2\ 2p^6\ 3p^6\ 3d^6$

.d $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$

تمثيل لويس

- التمثيل النقطي لإلكترونات التكافؤ
- يكتب رمز العنصر الذي يمثل نواة الذرة ومستويات الطاقة الداخلية
- مستوى الطاقة الأخير (إلكترونات التكافؤ) تمثل بنقاط حول رمز العنصر

المجموعة	تمثيل لويس للعنصر	تمثيل لويس للأيون	مثال للعنصر
الأولى	$\cdot X$	X^+	$\cdot K$
الثانية	$\cdot X \cdot$	X^{2+}	$\cdot Ca \cdot$
الثالثة	$\cdot \underset{\cdot}{X} \cdot$	X^{3+}	$\cdot \underset{\cdot}{Al} \cdot$
الرابعة	$\cdot \underset{\cdot}{\overset{\cdot}{X}} \cdot$	عناصرها تكون روابط مشتركة ونادراً ما تكون روابط أيونية	$\cdot \underset{\cdot}{\overset{\cdot}{C}} \cdot$
الخامسة	$\cdot \underset{\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{X}} \cdot$	كما هو الحال مع المجموعة الرابعة	$\cdot \underset{\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{P}} \cdot$
السادسة	$\cdot \underset{\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{X}} \cdot$	$: X :$	$\cdot \underset{\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{S}} \cdot$
السابعة	$: \underset{\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{X}} \cdot$	$: X :$	$: \underset{\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{F}} \cdot$
الثامنة	$: \underset{\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{X}} :$	مجموعة الغازات النبيلة ، الذرات مستقرة لأن عدد الكترونات التكافؤ ثمانية	$: \underset{\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Ar}} :$

27. تحتو

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

$3s^2\ 3p^1$

المدار الخارجي $3s^2\ 3p^1$ ، عدد إلكترونات التكافؤ 3

المجموعة الثالثة (أو 13) ، الدورة الثالثة ألمونيوم بالرجوع للجدول الدوري

التمثيل النقطي $\cdot \underset{\cdot}{X} \cdot$ أو $\cdot \underset{\cdot}{Al} \cdot$

33. تفسير الرسوم العلمية ما التمثيل النقطي لإلكترونات ذرة السيلينيوم؟ فسّر إجابتك.

a. $: \underset{\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Se}} \cdot$ b. $\cdot \underset{\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Se}} \cdot$ c. $\cdot \underset{\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Se}} \cdot$ d. $\cdot \underset{\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{S}} \cdot$ العدد الذري 34

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

6 إلكترونات تكافؤ

$: \underset{\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Se}} \cdot$

-

2. أي مما يأتي يعبر عن التمثيل النقطي لإلكترونات الإنديوم؟

العدد الذري 49

$[Kr]\ 4d^{10}5s^2\ 5p^1$

المجموعة الثالثة ، 3 إلكترونات تكافؤ

a. ·In

b. ·In·

c. ·In· ✓

d. ·In·

استخدم البيانات في الجدول الآتي للإجابة عن الأسئلة من 6 إلى 8.

التوزيع الإلكتروني لمجموعة من العناصر الانتقالية			
العنصر	رمز العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني
الفانيديوم	V	23	$[Ar]\ 4s^2\ 3d^3$
اليتريوم	Y	39	$[Kr]\ 5s^2\ 4d^1$
			$[Xe]\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^6$
السكانديوم	Sc	21	$[Ar]\ 4s^2\ 3d^1$
الكادميوم	Cd	48	

6 : c

7:d

8:a

استخدم رسومات مربعات المستويات الموضحة أدناه للإجابة عن السؤالين 9 و 10.

A. $\underset{1s^2}{\uparrow\downarrow}$

B. $\underset{1s^2}{\uparrow\downarrow}\ \underset{2s^2}{\uparrow\downarrow}$

C. $\underset{1s^2}{\uparrow\downarrow}\ \underset{2s^2}{\uparrow\downarrow}\ \underset{2p^3}{\uparrow\uparrow\uparrow}$

D. $\underset{1s^2}{\uparrow\downarrow}\ \underset{2s^1}{\uparrow}\ \underset{2p^6}{\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow}$

9. أيٌّ مما سبق يوضح رسمًا لمربعات المستويات يخالف مبدأ أوفباو؟

a. A

b. B

c. C

d. D ✓

السبب ملئت 2p قبل 2s الأقل طاقة

10. أيٌّ مما سبق يوضح رسم مربعات المستويات لعنصر البريليوم؟ عدده الذري 4

a. A

b. B ✓

c. C

d. D

6. ما التوزيع الإلكتروني للحالة المستقرة لعنصر Cd باستخدام ترميز الغاز النبيل؟

a. $[Kr]\ 4d^{10}\ 4f^2$

b. $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}$

c. $[Kr]\ 5s^2\ 4d^{10}$

d. $[Xe]\ 5s^2\ 4d^{10}$

7. ما العنصر الذي له التوزيع الإلكتروني الآتي في الحالة المستقرة $[Xe]\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^6$؟

a. La

b. Ti

c. W

d. Os

8. ما التوزيع الإلكتروني لذرة الإسكانديوم Sc ؟

a. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$

b. $1s^2\ 2s^2\ 2p^7 3s^2\ 3p^7\ 4s^2\ 3d^1$

c. $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^2\ 3d^1$

d. $1s^2\ 2s^1\ 2p^7\ 3s^1\ 3p^7\ 4s^2\ 3d^1$

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

8. إذا علمت أن التوزيع الإلكتروني لعنصر: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$. فما رمز هذا العنصر؟

a. 29 Cu

b. 24 Cr ✓

c. 26 Fe

d. 28 Ni

١- **النواة : تتركز فيها معظم كتلة الذرة يوجد بها نيوترونات متعادلة و بروتونات موجبة (أي أن النواة موجبة الشحنة وثقيلة)**

٢- **المحيط الخارجي : عبارة عن مجموعة مستويات (مدارات) تتحرك فيها الإلكترونات حول النواة ، شحنة المحيط سالبة ويعتبر خفيف الوزن مقارنة بالنواة .**

٣- خروج بروتون ينتج عنصر جديد

٤- خروج نيوترون ينتج نظير

٥- إضافة/خروج إلكترون يجعل الذرة مشحونة (أيون)

الجدول 3-3 خواص الجسيمات المكونة للذرة

الجسيمات المكونة للذرة	الرمز	الموقع	الشحنة الكهربائية النسبية	الكتلة النسبية	الكتلة الحقيقية (g)
الإلكترون	e^-	في الفراغ المحيط بالنواة	-1	$\frac{1}{1840}$	9.11×10^{-28}
البروتون	p	في النواة	$+1$	1	1.673×10^{-24}
النيوترون	n	في النواة	صفر	1	1.675×10^{-24}

٦- ذرات العناصر متشابهة في المكونات أي أن كل ذرات العناصر تتكون من نواة (تحوي بروتونات ونيوترونات) محاطة بمستويات خارجية تتحرك فيها الكترونات

٧- لكن تختلف ذرات العناصر في سلوك مكوناتها وعددها الذري

٨- العدد الذري = عدد البروتونات = عدد الإلكترونات

٩- تختلف العناصر عن بعضها في أعدادها الذرية ، فلا يمكن أن يكون لعنصرين العدد الذري نفسه.

١٠- تتحدد خواص العنصر الفيزيائية والكيميائية اعتماداً على عدد الشحنات الموجبة الموجودة في نواته ، أي على عدده الذري .

١١- لا يمكن أن يحتل عنصران مختلفان المربع نفسه في الجدول الدوري.

١٢- الهيدروجين هي الذرة الوحيدة التي لا يوجد في نواتها نيوترونات .

١٣- العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد النيوترونات .. وهو عدد صحيح مجرد (ليس له وحدة)

١٤- العدد أعلى العنصر يشير إلى العدد الكتلي ، العدد أسفل العنصر يشير إلى العدد الذري و الفرق بينهما هو عدد النيوترونات

عدد نيوترونات المثال ٢٣ – ١١ = ١١ نيوترون

١٥- وحدة كتلة ذرية و.ك.ذ (amu)= $\frac{1}{12}$ من كتلة **الكربون – ١٢**

المتكاتلات Isobars

- ذرات لعناصر مختلفة تختلف في أعدادها الذرية و تتساوى في عدد الكتلة.

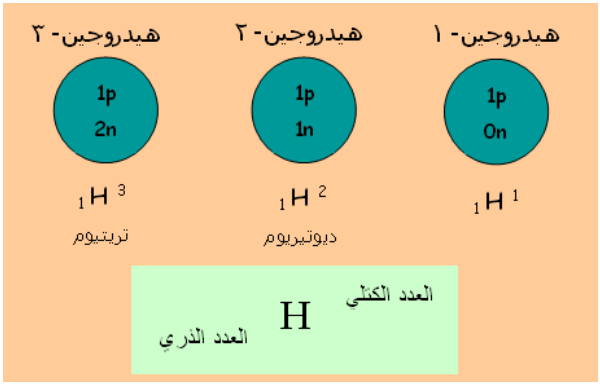
- (C-14 , N-14)
- (Al-29 , Si-29 , S-29 , P-29)
- (Xe-131 , I-131)

النظائر Isotopes

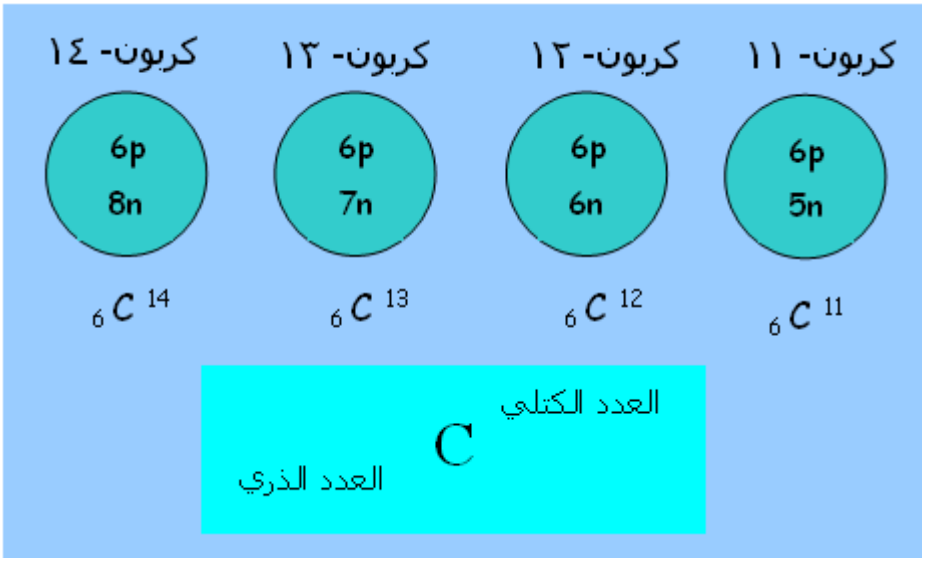
- **عناصر تتشابه في العدد الذري وتختلف فيما بينها في العدد الكتلي**
- **لها نفس المكان في الجدول الدوري ، إذ أنها لا تختلف فيما بينها في العدد الذري.**
- **وعادةً ما يتم التعبير عن النظائر بدلالة كتلها الذرية ، لأن أعدادها الذرية ثابتة .**

مثال

نظائر الهيدروجين



نظائر الكربون



الخصائص الكيميائية والفيزيائية للنظائر

١- نظائر العنصر الواحد **تتشابه في السلوك الكيميائي** : أي أنها تتفاعل مع غيرها بنفس الطريقة والآلية والسرعة ، ويعود ذلك لتشابهها في العدد الذري والذي يمثل عدد الإلكترونات كما هو يمثل عدد البروتونات ، وأنت تعلم أن التفاعل الكيميائي تشارك فيه الإلكترونات وليس للنواة علاقة به .

٢- **تختلف في السلوك الفيزيائي** لنظائر العنصر الواحد فهو حتماً مختلفة كدرجات الغليان والانصهار والكثافة وغيرها ، ويعود ذلك إلى كتل أنويتها ، فكل نظير من نظائر العنصر الواحد يختلف عن سواه في عدد النيوترونات مما يؤدي إلى اختلافها في الكتلة.

حساب معدل الكتلة الذرية للنظائر

$$\frac{(\text{كتلة النظير الأول} \times \text{نسبة وجوده}) + (\text{كتلة النظير الثاني} \times \text{نسبة وجوده}) \ldots}{100}$$

مثال :

للنحاس نظيران الأول كتلته الذرية 62.93amu ونسبة وجوده في الطبيعة 69% ، والكتلة الذرية للثاني 64.93 amu ونسبة وجوده في الطبيعة 31% . ما معدل كتلة النحاس الذرية

$$\frac{(62.93 \times 69) + (64.93 \times 31)}{100} = 63.6\ amu$$

69. الكبريت S بيِّن كيف تساوي الكتلة الذرية لعنصر الكبريت 32.065 amu، إذا علمت أن للكبريت أربعة نظائر كما يلي:

النظير	الكتلة الذرية amu	نسبة وجوده %
الأول	31.972	95.02
الثاني	32.971	0.75
الثالث	33.968	4.21
الرابع	35.967	0.02

$$\frac{(32 \times 95) + (33 \times 0.75) + (34 \times 4.21) + (36 \times 0.02)}{100} = 32\ amu$$

الكيمياء النووية

الفرق بين التفاعل الكيميائي والتفاعل النووي

✓ التفاعل الكيميائي هو إعادة ترتيب للذرات **دون المساس بصفاتها** ، ويتضمن تكسير روابط كيميائية وتكوين أخرى جديدة ، كما ويتضمن التفاعل الكيميائي في الغالب **انتقال إلكترونات بين المواد المتفاعلة دون أن يحدث تغير على النواة** ، ودون أن تتكون ذرات جديدة .

✓ **توزن** معادلة التفاعل الكيميائي من خلال عدد **الذرات والمولات**. $H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$

✓ التفاعل النووي يتضمن **تغيراً في نواة الذرة** ، وينتج عنه **تكون عناصر جديدة** ، كما تنتج عنه كمية عالية جدا من الطاقة.

$$^{226}_{88}Ra \longrightarrow ^{222}_{86}Rn + ^{4}_{2}He$$

توزن معادلة التفاعل النووي من خلال كل من **العدد الذري والكتلة الذرية** لذا يجب مراعاة كتابتهما عند كتابة معادلة التفاعل النووي

$$^{9}_{4}Be + ^{4}_{2}He \longrightarrow ^{12}_{6}C + ^{1}_{0}n$$

13 (فوق) ، 6 (تحت) ، 13 (فوق) ، 6 (تحت)

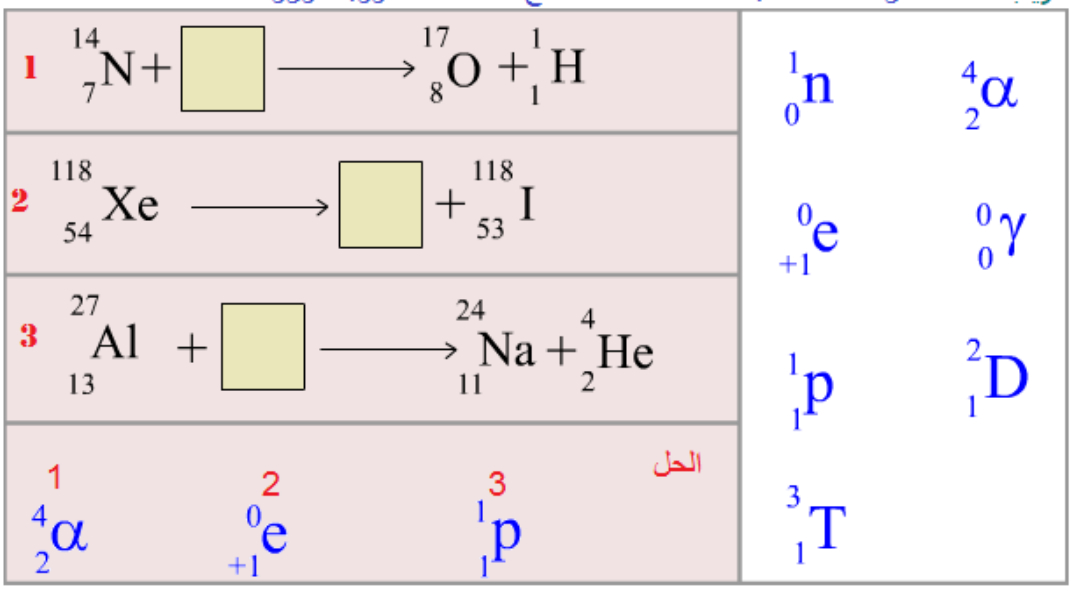
✓ **الإشعاعات :** خروج جسيمات عند حدوث التفاعل النووي تسمى بالجسيمات النووية ، ومن هذه الجسيمات

الجسيم	نيوترون	بروتون	إلكترون	دقائق ألفا	دقائق بيتا	بوزيترون
الرمز	$^{1}_{0}n$	$^{1}_{1}p$ أو $^{1}_{1}H$	$^{0}_{-1}e$	$^{4}_{2}\alpha$ أو $^{4}_{2}He$	$^{0}_{-1}\beta$ أو $^{0}_{-1}e$	$^{0}_{+1}e$

✓ **التحلل الإشعاعي :** الذرات الغير مستقرة إشعاعيا تتحلل وتتحول إلى ذرات مستقرة التي غالبا ما تكون ذرات لعنصر آخر

يعتمد استقرار الذرة على نسبة النيوترونات إلى البروتونات

تدريب : املأ المربعات بالجسيمات المناسبة ، لتصبح المعادلات النووية موزونه



87. البورون– 10 يشع جسيمات ألفا، و يشع السيزيوم-137 جسيمات بيتا. اكتب معادلة نووية موزونة لكل تحلل إشعاعي.

العدد الذري B 5 Cs 55

غالبا ما للعنصر الجديد بـ X ويمكن تعيينه من الجدول الدوري بعد معرفة عدده الذري كتابة المعادلة النووية

العنصر الذي عدده الذري 3 هو الليثيوم

العنصر الذي عدده الذري Ba هو 56

بورون-10 : الكتلة الذرية = 10 وخروج جسيم α سينقصه بمقدار 4 يعني أن:

- الكتلة الذرية للعنصر الجديد 10 – 4 = 6
- العدد الذري للعنصر الجديد هو 5-2 = 3

$$^{10}B_5 \rightarrow {}^{6}X_3 + {}^{4}\alpha_2$$

سيزيوم -137 : الكتلة الذرية = 137 خروج β لن يغيره

- العدد الذري للعنصر الجديد هو 55 + 1 = 56

$$^{137}_{55}Cs \rightarrow {}^{137}_{56}X + {}^{0}_{-1}\beta$$

ظاهرة النشاط الإشعاعي Radioactivity

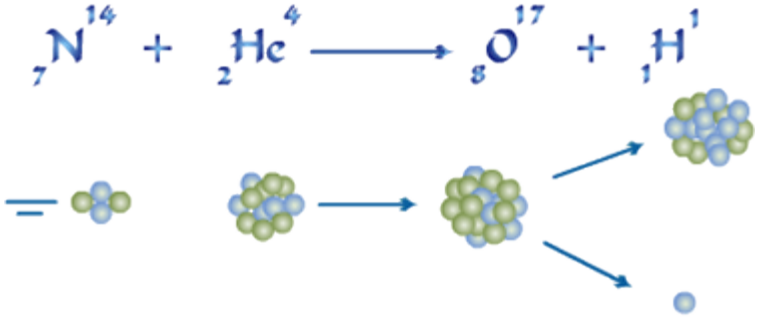
- هي ظاهرة إطلاق العناصر الغير مستقرة إشعاعيا لأشعة غير مرئية
- **هنري بيكريل بالصدفة** لاحظ انبعاث أشعة غير مرئية من خام اليورانيوم دون أن يتعرض لأشعة الشمس ، وقد أثرت هذه الأشعة بشكل غير متوقع على فلم فوتوغرافي بنفس الطريقة التي يؤثر فيها الضوء المرئي على الفلم الفوتوغرافي .

- **ماري كوري و بيير كوري** اكتشفا عنصرين مشعين جديدين في خام البتشبلند أسموهما البلوتونيوم والراديوم ، ووجودهما في الخام هو سبب زيادة النشاط الإشعاعي للخام.

رذرفورد أجرى أول تحول نووي

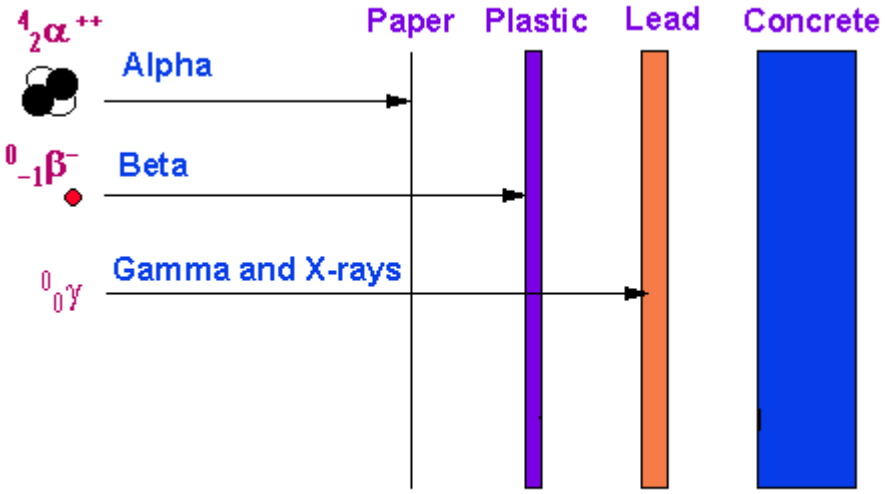
بعد اكتشاف ظاهرة النشاط الإشعاعي وامكانية تحول العناصر طبيعياً إلى عناصر أخرى جديدة ، تساءل العلماء عن إمكانية إضافة بروتونات أو نيوترونات إلى نواة العنصر لتحويلها إلى عنصر آخر جديد.

وقد تحقق ذلك لأول مرة عام ١٩١٩ على يد رذرفورد عندما قصف النتروجين بدقائق ألفا الصادرة عن تحلل اليورانيوم فأنتج بذلك نظيراً للأكسجين وبروتون :



طبيعة النشاط الإشعاعي

الإشعاع	طبيعته وشحنته	ماذا يكون	قدرته على الاختراق	قدرته على تأيين	أثر خروجه على الذرة
ألفا α	مادية \ موجب	نواة هيليوم $_2H^4$ بروتونين ونيوترونين	ضعيفة يوقفه صفيحة المونيوم أو ورق	عالية تأيين الهواء وحرق الجلد	تناقص العدد الكتلي بمقدار 4 تناقص العدد الذري بمقدار 2
بيتا β	مادية \ سالب	$_0e^{-1}$ إلكترون	متوسط يخترق صفيحة Al	ضعيفة	تناقص العدد الذري بمقدار 1
غاما γ	موجية \ غير مشحون		عالية يخترق كتلة من الرصاص	عالية	خروجه مصحوب بكمية كبيرة من الطاقة ولكن لا يؤثر على العدد الكتلي ولا العدد الذري



2. النبتونيوم Np له نظير واحد فقط في الطبيعة $^{237}_{93}Np$ يتحلل ويصدر جسيم ألفا، وجسيم بيتا، وشعاع جاما. ما الذرة الجديدة التي تتكون من هذا التحلل؟

a $^{233}_{92}U$ **b.** $^{241}_{93}Np$

c. $^{233}_{90}Th$ **d.** $^{241}_{92}U$

عدد الكتلة : ينقص بمقدار 4 بسبب خروج α 237-4 = 233

العدد الذري : ينقص بمقدار 2 بسبب خروج α ويزيد بمقدار 1 بسبب خرود β

93-2+1 = 92

102. إذا كان العدد الذري لذرة الجادولينيوم 64، وعددها الكتلي 153 فما عدد كل من الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات التي توجد فيها؟

عدد البروتونات وعدد الإلكترونات = 64

عدد النيوترونات : 153 – 64 = 89

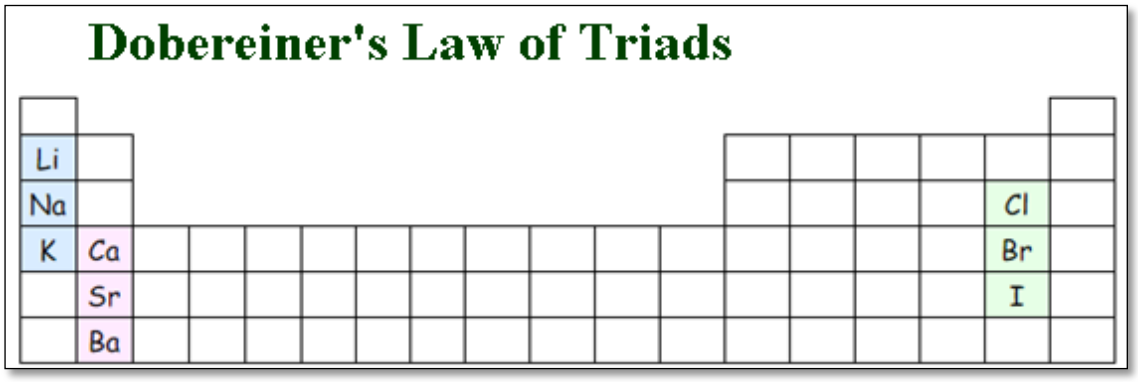
- الجدول الدوري

الجدول 2-2	المساهمات في تصنيف العناصر
جون نيولاندز 1837–1898م	• رتب العناصر تصاعديًا وفق الكتل الذرية. • لاحظ تكرار خواص العناصر لكل ثمانية عناصر. • وضع قانون الثمانيات.
لوثر ماير 1830–1895م	• أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر. • رتب العناصر تصاعديًا وفق الكتل الذرية.
ديمتري مندليف 1834–1907م	• أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر. • رتب العناصر تصاعديًا وفق الكتل الذرية. • تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة، وحدد خواصها.
هنري موزلي 1887–1915م	• اكتشف أن العناصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات سمّاه العدد الذري. • رتب العناصر تصاعديًا وفق العدد الذري، مما نتج عنه نموذج لدورية خواص العناصر.

لافوازييه : جمع العناصر الـ 33 المعروفة في وقته في قائمة واحدة

الجدول 2-1	جدول لافوازييه للمواد البسيطة
الغازات	الضوء، الحرارة، الأكسجين، النيتروجين، الهيدروجين.
الفلزات	الأنتمون، الفضة، الزرنيخ، البزموث، الكوبلت، النحاس، القصدير، الحديد، المنجنيز، الزئبق، الموليبديوم، النيكل، الذهب، البلاتينيوم، الرصاص، التنجستون، الخارصين (الزنك).
اللافلزات	الكبريت، الفوسفور، الكربون، حمض الهيدروكلوريك، حمض الهيدروفلوريك، حمض البوريك.
العناصر الأرضية	الطباشير، الماغنسيا (أكسيد الماغنسيوم)، البورات، الصلصال، السليكا (أكسيد السليكون).

ثلاثيات دوبراينر : نظم بعض العناصر **في ثلاثيات** اعتماداً على **التشابه في صفاتها** . وقد وضع قانوناً لتنظيمها ، وينص على أن "العناصر تنتظم في ثلاثيات ، بحيث تكون الكتلة الذرية للعنصر الأوسط تساوي معدل الكتلة الذرية للأول والثالث. "



الكتلة الذرية للعنصر الثاني $= \frac{\text{الكتلة الذرية الأول} + \text{الكتلة الذرية الثالث}}{2}$

- ✓ ضمت أول ثلاثية وضعها دوبراينر كل من الكالسيوم ، السترونشيوم ، والباريوم(الكتل الذرية لها على الترتيب ٤٠ ، ٨٨ ، ١٣٧)

$$\frac{40+137}{2} = 88$$

- ✓ الثلاثية الثانية التي لاحظها دوبراينر تتألف من الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم (الكتل الذرية لها على الترتيب ٧ ، ٢٣ ، ٣٩)

$$\frac{7+39}{2} = 23$$

- ✓ الثلاثية الثالثة التي لاحظها دوبراينر قد شملت كل من الكلور والبروم واليود (الكتل الذرية لها على الترتيب ٣٥ ، ٨٠ ، ١٢٧)

$$\frac{35+127}{2} = 81$$ (قريب من الكتلة الحقيقية)

ثمانيات نيولاندز ترتيب العناصر تبعاً **لتزايد كتلها الذرية** ، حيث لاحظ تكرار الخصائص مرة كل ثمانية عناصر ،

- ✓ رتب العناصر ضمن صفوف أفقية يضم كل صف منها سبع عناصر ، ويقع العنصر الثامن مباشرة تحت العنصر الأول ، والتاسع تحت الثاني وهكذا.

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	Co , Ni
Cu	Zn	Y	In	As	Se	Br
Rb	Sr	La , Ce	Zr	Nb , Mo	Ru , Rh	Pd

- ✓ يعد تنظيم ثمانيات نيولاندز رائعاً ***ويتفق تقريباً مع الجدول الدوري الحديث من عنصر الليثيوم الى عنصر الكالسيوم*** ، إذ ان العناصر التي تقع في العمود الواحد في جدول نيولاندز تقع ضمن مجموعة واحدة في الجدول الدوري الحديث .

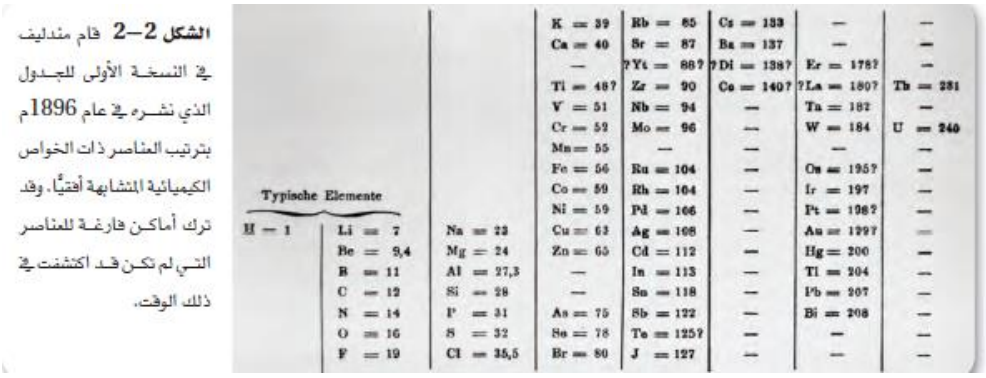
القصور التي حالت دون قبول نظرية ثمانيات نيولاندز :

- ✓ ١- **العناصر التي تلي الكالسيوم في الكتلة الذرية لا يتفق ترتيبها في جدول نيولاندز مع الجدول الدوري الحديث** ، فالحديد مثلاً يقع ضمن مجموعة الأكسجين ، وهذه المجموعة تختلف كلياً عن صفاتها عن صفات الحديد ، فالحديد من الفلزات وعناصر الأكسجين والكبريت من اللافلزات ،
- ✓ ٢- **عدم وجود فراغات كافية للعناصر التي لم يتم اكتشافها** (لم يتنبأ بالعناصر الغير مكتشفة)
- ✓ **وتواجد بعض العناصر في نفس الخانة**

Li	Be											B	C	N	O	F	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca													As	Se	Br	
Rb	Sr															I	
	Ba																

ديمتري مندلييف ولوثر ماير

١. قام مندليف بالعمل على فكرة مشابهة ، لفكرة نيولاندز من ناحية **ترتيب العناصر وفق الكتل الذرية** حيث قال لو تم ترتيب العناصر طبقا لوزنها الذري فإن خصائصها تتكرر دوريا.
٢. العناصر المتشابهة في خواصها الكيميائية لها أوزان ذرية إما قريبة من بعضها أو تزيد بانتظام
٣. ترتيب العناصر ، أو مجموعة من العناصر حسب أوزانها الذرية ، يتفق مع ما يسمى التكافؤ ، وأيضا ، إلى درجة ما، إلى خواصهم الكيميائية المميزة
٤. العناصر المنتشرة بكثرة لها أوزان ذرية صغيرة.
٥. تحدد قيمة الأوزان الذرية صفات العنصر ، كما أن قيمة الجزيء تحدد صفات المركب.
٦. يمكن ضبط الوزن الذري للعنصر بمعرفة الأوزان الذرية للعناصر الملاصقة له.
٧. يمكن **توقع** خواص معينة للعناصر طبقا لوزنهم الذري.
٨. تنبأ مندليف بخصائص العناصر التي لم تكتشف في عصره بعد فترك لها فراغات في الجدول **(أهم ميزة في جدول مندليف)**
٩. القصور في جدول مندليف : بعد اكتشاف العديد من العناصر وتحديد الكتل الذرية للعناصر المعروفة بدقة أكثر ، ظهر أن بعض العناصر لم توضع في مكانها الصحيح في جدول مندليف ،إذ إن ترتيب العناصر وفق كتلها الذرية أدى إلى وضع بعض العناصر في مجموعات لعناصر تختلف في الخواص



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?	Th = 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	—	—	—

الشكل 2–2 قام مندليف في النسخة الأولى للجدول الذي نشره في عام 1896م بترتيب العناصر ذات الخواص الكيميائية المتشابهة أفقيًا. وقد ترك أماكن فارغة للعناصر التي لم تكن قد اكتشفت في ذلك الوقت.

موزلي_ رتب العناصر تصاعديا وفق أعدادها الذرية وقد نتج عن هذا الترتيب أنماطا أكثر وضوحا في تدرج خواصها .

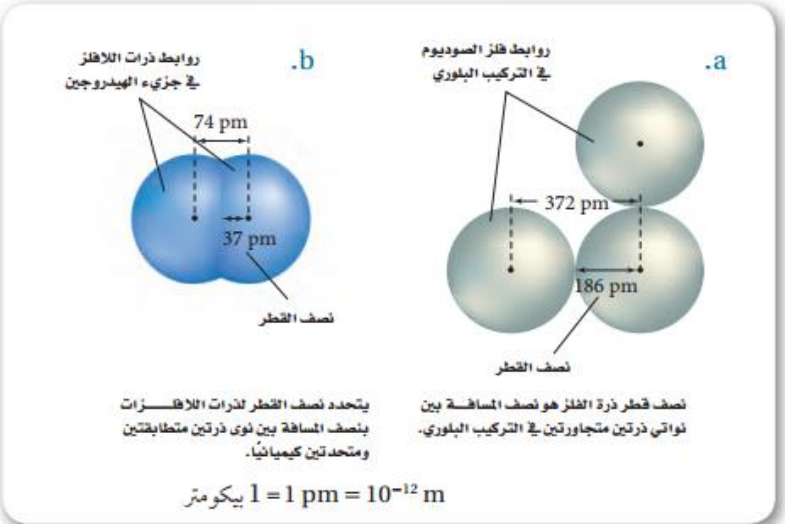
تدرج الخواص في الجدول الدوري الحديث

- تكرار الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر عند ترتيبها تصاعديا أو تنازليا وفقا لأعدادها الذرية

- يعتمد تدرج الخواص على حجم الذرة وقابليتها لفقد أو اكتساب إلكترونات

١- **حجم الذرة (قطرها):** ↓ ، ←

- **الحجم الذري** هو مقدار اقتراب ذرة من ذرة أخرى مجاورة لها
- **نصف قطر الذرة للفلزات** هو نصف المسافة بين نواتين متجاورتين في التركيب البلوري
- **نصف قطر الذرة اللافلزية** هو نصف المسافة بين نوى الذرات المتطابقة والمتحدة كيميائيا بروابط بينها



الشكل 10–2 تعتمد أنصاف أقطار الذرات على نوع الروابط التي تكوّنها الذرات.

- **يتناقص من يسار إلى يمين الدورة**

بسبب زيادة الشحنة الموجبة للنواة زيادة عدد البروتونات يقابله زيادة في عدد إلكترونات الغلاف الخارجي ومع ثبات مستويات الطاقة الرئيسية فسيزداد الحجب الإلكتروني مما يتسبب في جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فتنكمش الذرة

$$Li > F$$

- **يزداد إلى نزولا في المجموعة**

النزول في المجموعة يزداد العدد الذري (البروتونات) فتزداد الشحنة الموجبة لكن يقابله زيادة في عدد المستويات الرئيسية مما يجعل الإلكترونات الخارجية أبعد عن النواة ، كما تقوم المستويات الداخلية الإضافية بحجب الكترونات المستوى الأخير عن النواة فيضف تأثير الجذب $F < Cl$

نصف قطر الأيون

- **الأيون** ذرة أو مجموعة ذرية لها شحنة موجبة أو سالبة
- عندما تفقد الذرة إلكترون يتقلص حجمها وعندما تكتسب الكترون يزداد حجمها
- في الدورة ، يتناقص حجم الأيون من اليسار لليمين → $Li^+ > Mg^{2+}$, $O^{2-} > F^-$
- في المجموعة : يزداد حجم الأيون نزولا ↓ $F^- < Cl^-$, $Li^+ < Na^+$

٢- **طاقة التأين** :

- **الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة العنصر في الحالة الغازية**
- الذرات التي لها قيمة طاقة تأين عالية تميل لتكوين أيونات سالبة

طاقة تأين الليثيوم أقل بكثير من طاقة تأين الفلور

- **طاقة التأين الأولى :** الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة متعادلة
- **طاقة التأين الثانية :** الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من أيون أحادي الشحنة الموجبة
- **طاقة التأين الثالثة :** الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من أيون ثنائي الشحنة الموجبة

$Al_{(g)} \xrightarrow{\text{طاقة تأين أولى}} Al^{+}_{(g)} \xrightarrow{\text{طاقة تأين ثانية}} Al^{2+}_{(g)} \xrightarrow{\text{طاقة تأين ثالثة}} Al^{3+}(g)$

- في الدورة : من اليسار لليمين ⟶ تزداد طاقة التأين الأولى
- في المجموعة : نزولا ↓ تقل طاقة التأين الأولى

٣- **السالبية الكهربية** وهو { الميل (الألفة)الإلكتروني } :

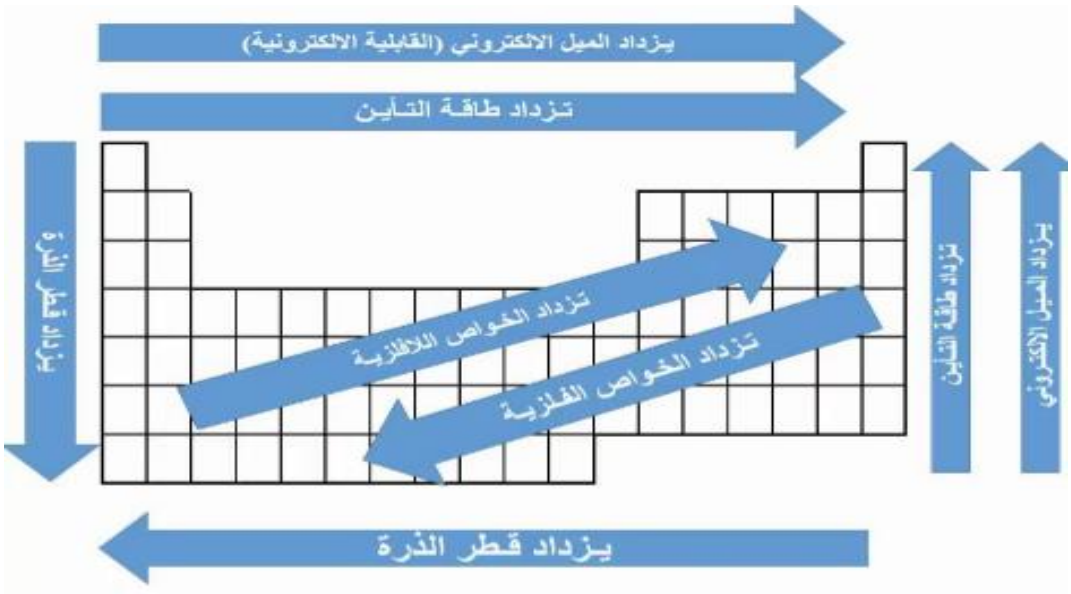
- مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية
- أعلى 5 عناصر سالبية كهربية F > O > N > Cl > Br
- قيم الكهروسالبية لهذه العناصر (بوحدة باولنغ)

F = 4.19 , O = 3.61 , N = 3.06 , Cl = 2.87 , Br = 2.68

- الذرة ذات سالبية كهربية عالية تكون روابط قوية في مركباتها
- لم تعين قيم سالبية كهربية للغازات النبيلة ، لأنها بالكاد تشكل مركبات
- في الدورة : من اليسار لليمين ⟶ تزداد الكهروسالبية
- في المجموعة : نزولا ↓ تقل الكهروسالبية

٤- **الخواص الفلزية** تقل قطريا من أسفل يسار الجدول إلى أعلى اليمين.

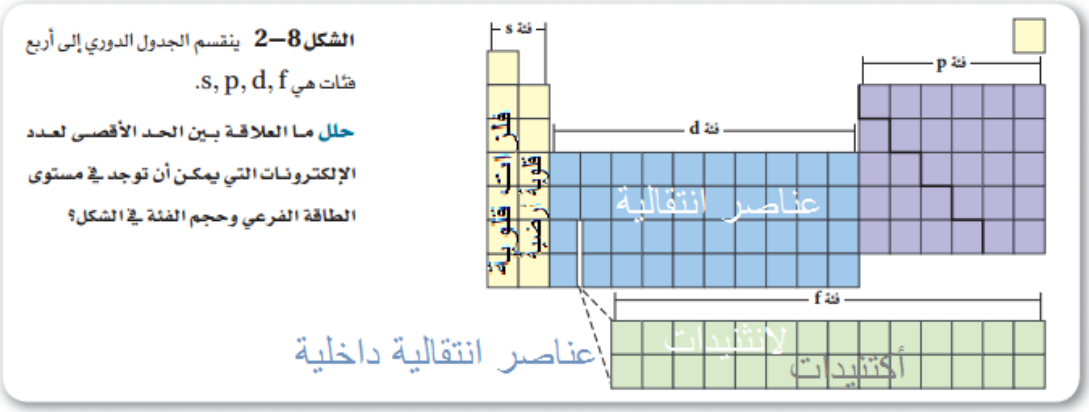
تزداد مع رقم زيادة رقم المجموعة و تزداد صعودا مع نقص رقم الدورة



الجدول الدوري الحديث

يحتوي مربعات كل مربع مخصص لعنصر يحوي اسم العنصر ورمزه وعدد الذري والكتلة الذرية وحالته الفيزيائية

مناطق (فئات) الجدول الدوري



الشكل 8–2 ينقسم الجدول الدوري إلى أربع فئات هي s, p, d, f.

حلل ما العلاقة بين الحد الأقصى لعدد الإلكترونات التي يمكن أن توجد في مستوى الطاقة الفرعي وحجم الفئة في الشكل؟

١- صفوف أفقية (**دورات**) و أعمدة رأسية (**مجموعات** أو عائلات)
٢- 7 دورات و 18 مجموعة قسمت إلى فئتين **ممثلة وانتقالية**
٣- تكتب المجموعة بأحد الأشكال التالية
مثلا مجموعة الخامسة 15 , VA , 5A
المجموعة السابعة 17 , VIIA , 7A
٤- **مجموعات العناصر الممثلة** تضم مجموعتين في اليسار (فئة s) و ٦ مجموعات فئة p

تتوسطها ١٠مجموعات تمثل العناصر الانتقالية (فئة d) وأسفل الجدول الدوري صفين من العناصر من فئة f تسمى انتقالية داخلية

العناصر الممثلة : بعض المجموعات تسمى باسم أول عنصر فيها (العنصر الممثل) لتشابه باقي عناصر المجموعة له في الخواص الفيزيائية والكيميائية

مثل المجموعة السادسة (16 , 6A) تسمى مجموع الأكسجين ، المجموعة الأولى تسمى مجموعة الليثيوم ، الثانية تسمى - مجموعة البيريليوم ، ٨أ - مجموعة الهيليوم

الفـــــئـــــة s (المجموعتين 1, 2)

المجموعة الأولى (IA) : الفلزات القلوية

- عدا الهيدروجين جميعها فلزات فضية لامعة لينة كالصلصال
- ينتهي توزيعها الإلكتروني بـ ns^1 ، ← غلافها الخارجي يحمل إلكترون واحد
- جهد التأين الأول ضعيف ؛ تفقد إلكترون التكافؤ بسهولة لتتأين لأيون أحادي الشحنة +1 ،
- جهد التأين الثاني عالي جدا لأنها تكسر ثبات المدار
- كثافتها منخفضة أقل من كثافة الماء وكذلك درجة انصهارها منخفضة
- عدا الهيدروجين. فإن بقية العناصر شديدة النشاط الكيميائي وتتفاعل بشدة مع الماء والهواء تعطي هيدروكسيدات وأكاسيد لها خواص قلوية
- تتواجد على شكل مركبات ومعظم مركباتها أيونية وخواص أملاحها تعتمد على الطرف السالب .. والهيدروجين يتواجد بصورة غازية (جزئ الهيدروجين)

1
1 H 1.008
3 Li 6.94
11 Na 22.990
19 K 39.098
37 Rb 85.468
55 Cs 132.91
87 Fr (223)

- تتفاعل مع الأكسجين مكونة أكاسيد لها صفة قاعدية (تعطي هيدروكسيدات عند تحللها في الماء)
- $M + O_2 \rightarrow M_2O$ & $M_2O + H_2O \rightarrow MOH + MH$
- آ
- لكل منها على الأقل نظير واحد مشع عدا الهيدروجين له ٣ نظائر

- الليثيوم له استخدامات واسعة في البطاريات
- الصوديوم مكون رئيسي لملح الطعام و المنظفات (الصابون)
- السيزيوم Cs ← مصابيح الأشعة تحت الحمراء
- بسبب ندرة الفرانسيوم ولأنه يضمحل بسرعة كبيرة فإن خواصه مجهولة

استخلاص الصوديوم :

التحليل الكهربي لكلوريد الصوديوم $2NaCl \rightarrow 2Na_{(s)} + Cl_{2(g)}$

2
Be
Mg
Ca
Sr
Ba
Ra

المجموعة الثانية (IIA) القلويات الأرضية

- فلزات لونها فضي لامع ، عند تعرضها للأكسجين تتكون طبقة رقيقة عليها من أكاسيدها $Mg + O \rightarrow MgO$
- أكثر صلابة وكثافة ودرجات انصهار وغليان من المجموعة الاولى
- ينتهي توزيعها الإلكتروني بـ ns^2 ، تفقد إلكتروني التكافؤ فتكون أيون ثنائي الشحنة الموجبة +2
- شديدة النشاط الكيميائي
- لها دور حيوي مثل الكالسيوم مكون رئيسي للعظام والأسنان وقشرة البيض والمغنيسيوم موجود في تركيب الكلوروفيل في النبات
- المغنيسيوم صلب وخفيف الوزن لذا يستخدم في صناعة الأجهزة الإلكترونية وعلى رأسها الحواسيب المحمولة
- جهد التأين الثاني أعلى من جهد التأين الأول

- يوجد الكالسيوم شكل كربونات الكالسيوم ($CaCO_3$) (حجر جيري) أو كبريتات الكالسيوم ($CaSO_4$)
- المغنسيوم فيأتي على شكل معدن الدولوميت . $CaMg(CO_3)_2$
- الدوملیت صخر رسوبي يتألف من كربونات الكالسيوم و كربونات لونه: أبيض غالبا يميل الى الاحمرار بريقه : زجاجي نصف شاف
- أملاحها خاصة المغنيسيوم والكالسيوم تتسبب في مشكلة **عسر الماء**

استخلاص المغنيسيوم :

طريقة بدجن : التحليل الكهربي لخام الدولوميت $CaMg(CO_3)_2$

- يسمى بطريقة (حديد سيليكون)

يسخن خام الدولوميت مع سبيكة حديد-سيليكوم ويتبخر المغنيسيوم من الخام ثم يكثف على هيئة بلورات تصهر وتصب في قوالب صليجات

- طريقة داو : التحليل الكهربي لمياه البحر

١. إضافة أكسيد الكالسيوم (الجيرالي) إلى ماء البحر فيتفاعل مع الماء ويعطي هيدروكسيد الكالسيوم (الجير المطفأ) .

$$CaO + H2O \longrightarrow Ca(OH)_2\downarrow$$

٢.يتفاعل هيدروكسيد الكالسيوم مع أيونات المغنيسيوم الموجودة في الماء على شكل هيدروكسيد المغنيسيوم غير الذائب وتسمى العملية بالترسيب

$$Ca(OH)_2 + MgCl_{2\,(aq)} \longrightarrow CaCl_2 + Mg(OH)_2\downarrow$$

٣. يفصل الراسب عن بقية المواد التي تبقى في الماء بالترشيح .

٤. يحول هيدروكسيد المغنيسيوم إلى كلوريد المغنيسيوم بإضافة حمض الهيدروكلوريك إليه .

$$Mg(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + 2H_2O$$

٥. يفصل كلوريد المغنيسيوم الناتج من المحلول بالتبخير .

٦. يصهر كلوريد المغنيسيوم ثم يحلل كهربائياً ينتج المغنيسيوم على المهبط يصب في قوالب تسمى صليجات وغاز الكلور على المصعد يستفاد منه في تحضير حمض كلوريد الهيدروجين

$$MgCl_2 + 2HCl \longrightarrow Mg + Cl_2\uparrow$$

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$$

عسر الماء (قساوة الماء)

- حالة الماء عندما تكون نسبة الأملاح المعدنية فيه عالية (خاصة فلزات القلويات الأرضية)، والتي غالباً ما تكون أملاح الكالسيوم والمغنسيوم بالإضافة إلى بعض الأملاح المنحلة من البيكربونات HCO_3^- والكبريتات SO_4^{2-} وكلوريدات Cl^- وسليكات SiO_3^{2-}. ونيرات NO_3^-
- الماء العسر هو عادة غير ضار بالصحة ولكن يمكن أن يتسبب بمشاكل خطيرة في البيئات الصناعية ، حيث يتم رصد عسر المياه لتجنب حدوث أعطال مكلفة في أبراج التبريد ، وغيرها من المعدات التي تعالج المياه.

- أبرز مظاهر عسر الماء هو **عدم مقدرته على تشكيل رغوة** عند استخدامه مع الصابون أو معجون الأسنان.
- الصابون يحوي أيون صوديوم في طرفه فإذا وضع في ماء العسر فإن أيونات الكالسيوم والمغنيسيوم تحل محل أيونات الصوديوم وبالتالي يفقد الصابون فعاليته في التنظيف
- قد يكون عسر الماء دائم أو مؤقت

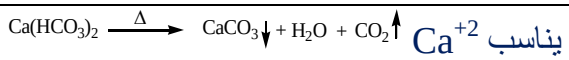
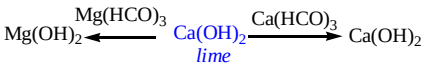
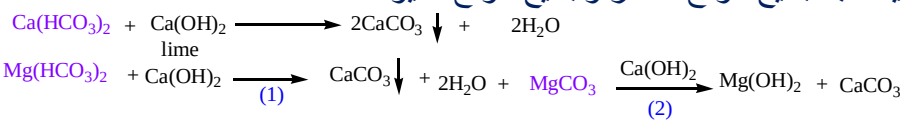
- **عسر الماء المؤقت :**
  - العسرة الناجمة عن وجود **بيكربونات** الكالسيوم والمغنيسيوم ذائبة في الماء
  - يطلق عليها مسمى "عسرة كربوناتية" carbonated hardness
  - **عسر الماء الدائم :**
  - لوجود أملاح **كبريتات وكلوريدات** المغنسيوم والكالسيوم ذائبة في الماء ، وسمي عسراً دائماً لأن أملاح هذه الأيونات لا تترسب بعملية التسخين البسيطة ، وإنما تحتاج إلى معالجات كميائية .

عسر الماء : وجود أيونات المجموعة الثانية ذائبة في الماء ، خاصة Ca^{++} , Mg^{++}

فكرة التخلص من عسر الماء هي بترسيب الأيونات التي تسببت في العسر

يتم التخلص من أيونات الكالسيوم على شكل راسب **كربونات كالسيوم** أو **هيدروكسيد كالسيوم**

و يتم التخلص من المغنيسيوم بترسيبه على صورة **هيدروكسيد مغنيسيوم**

أنواع العسر ← / طرق التخلص ↓	١- عسر مؤقت (عسر البيكربونات) يسببه HCO^-	٢- عسر دائم يسببه : Cl^- , SO_4^{2-}
التسخين	يناسب Ca^{+2}  لا يناسب Mg^{+2} لأن $MgCO_3$ ذائب	لا يناسب
إضافة الجير المطفأ $Ca(OH)_2$	 يناسب Mg^{+2}, Ca^{+2} حيث يتم ترسيبهما على شكل هيدروكسيدات	لا يناسب
إضافة صودا الغسيل Na_2CO_3		$CaCl_2$ or $CaSO_4$ $\xrightarrow{Na_2CO_3}$ $CaCO_3$ لا يناسب Mg^{+2} لأن $MgCO_3$ ذائب
عملية صودا – الجير	يناسب جميع أنواع العسر وجميع أنواع الأيونات  يعالج الكاتيون بـ الجير ثم الذي لم يرسب يعالج بـ بيكربونات الصوديوم	

الأضرار الناتجة عن استعمال الماء العسر:

- في الغلايات (السخان) والمواسير : يؤدي استعمال الماء العسر بنوعيه المؤقت والدائم في الغلايات إلى ترسيب أملاح الكالسيوم والماغنسيوم بالحرارة وزيادة تركيزها ، ويؤدي وجود تلك الطبقات المترسبة إلى أضرار كثيرة منها:

١. **تقليل التوصيل الحراري** في مختلف الأوعية الحرارية. أي صعوبة وعدم وصول الحرارة إلى السائل المسخن وبالتالي فقد كفاءة وزيادة استهلاك طاقة .
٢. **تكون طبقة عازلة** مما يؤدي إلى عدم تبريد الأجزاء الملامسة للهب تبريداً نسبياً ، وبالتالي إلى ارتفاع درجة حرارة تلك الأجزاء بشكل خطر قد يؤدي إلى انفجار الغلايات.
٣. **انسداد مواسير الغلاية وانفجارها.**

- في الغسيل: يسبب استعمال الماء العسر استهلاكاً كبيراً في الصابون المعدني غير الذائب الذي يرسب على الأسطح المراد غسلها .

✓ في صناعة الغزل والنسيج : تترسب أملاح الحديدوز Fe^{2+} والمنجنيز Mn^{2+} على الأنسجة ثم تتأكسد إلى أملاح الحديدك التي تكون بقع سمراء على الأنسجة يصعب إزالتها.
✓ تكون الصدأ وتأكل المعدن.

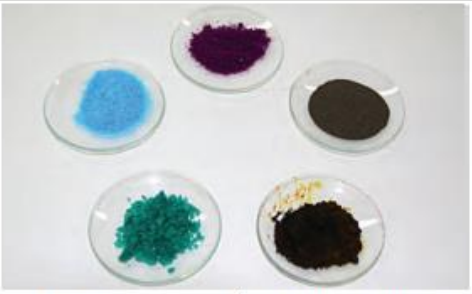
الفـــــئـــــة d , f (3 -10)

أ- الفئة d العناصر الانتقالية الرئيسية

✓ تتكون من ٤ سلاسل
✓ عناصر فلزية صلبة قاسية (عدا الفلز الوحيد السائل وهو الزئبق ويستخدم في الثيرمومتر)
✓ جيدة التوصيل للكهرباء لذا تستخدم لصنع الأسلاك خاصة النحاس
✓ تضم عناصر ثمينة (الذهب والفضة) الخاملان كيميائيا
✓ كثافتها عالية لذا تستخدم في البناء (الحديد)
✓ ينتهي توزيعها الإلكتروني بـ ns^2 $(n-1)d$ ، مجالات d الثانوية لها غير مكتملة
✓ كلما كان عدد الإلكترونات الغير مرتبطة في d أكثر كان العنصر أكثر صلابة وأكبر في درجات غليانها وانصهارها
✓ تعكس الضوء المرئي عند أطوال موجية محددة وهذا سبب تعدد ألوانها ولمعانها
✓ الكوبلت ، يعطي الفخار لون أزرق ساطع
✓ البلاتين ، في طب الأسنان (عمل تاج الضروس)
✓ الحديد ، النيكل ، الكوبلت : لها خواص مغناطيسية (صنع السماعات والميكرفون ..)
✓ **الفئة f العناصر الانتقالية الداخلية** عناصر نادرة مكونة من سلسلتين هما :
   ١. اللانثنيدات : تقع في الدورة السادسة
   ٢. الأكتنيدات : تقع في الدورة السابعة
✓ معظمها عناصر مشعة غير موجودة في الطبيعة تم تحضيرها من قبل الإنسان
✓ مجالات f غير مكتملة

الاختبارات التحليلية

لاحظ ألوان مركبات العناصر الانتقالية في الشكل المجاور، تمتص هذه العناصر أطوالاً موجية مختلفة من الضوء عند وضعها في المحاليل. يستخدم الطيف المرئي عملية امتصاص الضوء عند أطوال موجية محددة لقياس تركيز المركبات الملونة في المحلول. تَستخدم هذه الطريقةُ في التحليل التفاعلَ الذي يحدث بين إلكترونات التكافؤ للعناصر الانتقالية، والضوء المرئي. ولأن الكثير من مركبات العناصر الانتقالية ذات ألوان فإنه يصبح من الممكن استخدام هذه التقنية في تحليل العناصر الانتقالية.



لعناصر المركبات الانتقالية ألوان بسبب الامتلاء الجزئي للمجال d، وتستطيع الإلكترونات فيها امتصاص الضوء المرئي لأطوال موجية محددة، أما المركبات التي تحتوي مجالاً ممتلئًا أو فارغًا تمامًا من الإلكترونات فإنها لا تكون ألوانًا براقة.

الفئة p (13 -18)

13

5 B 10.81
13 Al 26.982
31 Ga 69.723
49 In 114.82
81 Tl 204.38
113 Nh (286)

المجموعة 13 IIIA مجموعة البورون

١. معظمها فلزات لها مظهر فضي لامع عدا **البورون شبه فلز** أسود اللون والثاليوم فضي غير لامع ويتأكسد بسرعة
٢. طرية نسبيا عدا البورون يعد صلبا جدا كالألماس
٣. درجة الغليان والانصهار أعلى من المجموعة الثانية
٤. توزيعها الالكتروني ينتهي بـ ns^2np^1 ← 3 إلكترونات تكافؤ
٥. طاقات تأينها مرتفعة أكثر من تلك في المجموعتين الأولى و الثانية.

تكافؤها 3+ عدا البورون و (الجاليوم ، الإنديوم ، التيتانيوم لها القدرة على أن تكون أحادية التكافؤ 1+)

٦. الخصائص الفلزية تزداد كلما نزلنا إلى أسفل المجموعة (جميعها فلزات عدا البورون شبه فلز)
٧. تكون مركبات بروابط أيونية عدا البورون تساهمية
٨. أحجامها الذرية صغيرة و لكن شحنة الذرة عالية

استخلاص واستخدامات الألومنيوم

الاستخلاص خام البوكسايت :

١. إزالة الشوائب والحصول على الألومينا (أكسيد الألومنيوم) من الخام وذلك بمعالجته بهيدروكسيد الصوديوم .
٢. التحليل الكهربائي لمصهور الألومينا النقي بعد خلطه بالكريولايت ، لتخفيض درجة انصهاره باستخدام أقطاب من الكربون . $2Al_2O_3 \longrightarrow 3Al + 3O_2$

عيوب استخلام الألومنيوم بهذه الطريقة

١. الكلفة العالية لاستخراج الألومنيوم .
٢. تآكل أقطاب الكربون .

والحل الأمثل هو إعادة التصنيع ، والتي لا يتجاوز كلفتها 5% من كلفة استخراج الألومنيوم من خام البوكسايت .

١. تستخدم سبائك الألومنيوم في صناعة الهياكل الفلزية الخفيفة كأجسام الصواريخ والطائرات .
٢. يستخدم الألومنيوم في صناعة العاكسات الضوئية والحرارية كما في عاكسات المدفأة الكهربائية والكشافات الضوئية .
٣. **إنتاج الطاقة** . على النحو التالي :

١- يستخدم تفاعل الألومنيوم مع أكسيد الحديد (III) والذي يعرف بتفاعل الثيرميت في إنتاج طاقة عالية توظف في عمليات اللحام كوصل قضبان سكك الحديد وإطلاق الصواريخ الفضائية

$Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Fe + Al_2O_3 + 12.550\ KJ$

المجموعة 14 IVA مجموعة الكربون

14
6 **C** 12.011
14 **Si** 28.085
32 **Ge** 72.630
50 **Sn** 118.71
82 **Pb** 207.2
114 **Fl** (289)

١. توزيعها الإلكتروني ينتهي بـ ns^2np^2 ← غلافها الخارجي يحمل 4 إلكترونات
٢. تشكل روابط تساهمية بالأربع الكترونات في المدار الأخير لتصل لحالة الاستقرار كأقرب غاز خامل (+٤ ، - ٤)
٣. خواصها الفلزية تزداد نزولا (Fl , Pb , Sn فلزات ، Si & Ge شبه فلز والكربون لافلز)
٤. يتواجد الكربون بصورتين حرة على شكل(جرافيت ، ألماس) وبصورة مركبات تسمى مركبات عضوية ، كربيدات ، أكاسيد الكربون
٥. السيليكون متواجد في التربة ويستخدم لصناعة الزجاج **أكسيد السيليكون (الرمل) SiO_2** ، الجراحات التجميلية وتطبيقات محاكاة الواقع
كذلك راتنغ السيليكون يستخدم في صنع الغواصات لميزته أنه يصبح لينا تحت الماء
السيليكون والجيرمانيوم من أشباه الفلزات المهمة لها استخدامات واسعة في صناعة رقائق الحاسوب والخلايا الشمسية
٦. نزولا في المجموعة تقل درجات الانصهار والغليان وتزداد الكثافة
٧. القصدير متآصل : له شكلان في الحالة الصلبة : **فلز صلب فضي مائل إلى البياض و فلز صلب رمادي لامع**
٨. الكربون متآصل (ألماس، غرافيت)
٩. الرصاص هو الوحيد في المجموعة الذي يمكن إجراء اختبار اللهب له حيث يعطي ضوء أزرق

المجموعة 15 VA مجموعة النيتروجين

15
7 **N** 14.007
15 **P** 30.974
33 **As** 74.922
51 **Sb** 121.76
83 **Bi** 208.98
115 **Mc** (289)

١. توزيعها الإلكتروني ينتهي بـ ns^2np^3 ← غلافها الخارجي يحمل 5 إلكترونات
٢. أعداد الأكسدة تتراوح بين +5 , -3

استخدامات النتروجين

يمتاز النتروجين بخموله النسبي ، وهذه الخاصة تناسب الاستخدامات التي تتطلب جواً خالياً من الأكسجين ، ولهذا السبب يمكن استخدام النتروجين في المجالات التالية :

١. يستخدم النتروجين في المختبرات الكيميائية لإجراء تفاعلات كيميائية تتطلب جواً خالياً من الأكسجين.
٢. تعبأ خزانات النفط بعد تفريغها بالنتروجين منعاً لحدوث الحرائق.
٣. يستخدم النتروجين في حفظ الأطعمة لمنع تلفها عند تفاعلها مع الأكسجين.
٤. يستخدم النتروجين السائل في عمليات التبريد السريع للأغذية كاللحوم والأسماك ، وتجميد خلايا وأعضاء الكائنات الحية كالقرنيات.

بالإضافة لاستخدامه في صناعة الأسمدة (بصورة نشادر) وحمض النيتريك

٣. **الفسفور لا فلز متآصل** (يوجد على بثلاث صور بلورية أحمر ، أبيض ، أسود)
يستخدم في تطبيقات أنبوب الأشعة المهبطية (التلفاز) وكذلك في الأسمدة وتركيب الأحماض النووية
٤. الزرنيخ صلب وهش رمادي لامع مائل للأبيض ، يتسامى عند تسخينه
٥. الأنتيمون صلب وهش رمادي لامع
٦. البزموث صلب رمادي مائل للوردي **أقل الفلزات توصيلا للكهرباء**

المجموعة 16 VI مجموعة الاكسجين

16
8 O 15.999
16 S 32.06
34 Se 78.97
52 Te 127.60
84 Po (209)
116 Lv (293)

- معظمها لا فلزات عدا Te , Po
- توزيعها الالكتروني ينتهي بـ nS^2nP^4 ← ٦ إلكترونات خارجية
- إما أن تكسب إلكترونين لتشبع المدار P (تكافؤ -2) أو أن تفقد إلكترون من مدار P فتصل لحالة الاستقرار بنصف الامتلاء (+1)
- تكون مركبات ذات ميزة قاعدية مع المجموعتين الأولى والثانية
- سالبيتها عالية جدا خاصة النيتروجين يعد ثالث أكثر العناصر سالبية بعد الفلور والأكسجين
- يعد غاز الأكسجين (O_2) مهم جدا للكائنات الحية وعمليات الاحتراق بأنواعها غاز الأوزون (O_3) يشكل طبقة في الغلاف الجوي يحمي الأرض من إشعاعات الشمس الضارة خاصة الفوق بنفسجية u.v وكما يستخدم لتعقيم وتنقية مياه الشرب
- للأكسجين خواص مغناطيسية على عكس النيتروجين
- للبولونيوم 27 نظائر مشعة
- **الحصول على الكبريت :**
- يمكن الحصول على الكبريت من مصدرين :

١. **النفط الخام**، التخلص من الكبريت في النفط ضرورة خوفاً من تكون غاز SO_2 أثناء الاحتراق الذي يسبب تكون المطر الحمضي الضار بالبيئة .

٢. من الأرض **بطريقة فراش**، صهر الكبريت باستخدام الماء الحار المضغوط ودفعه مصهوراً إلى سطح الأرض باستخدام الهواء المضغوط .

المجموعة 17 VIIA الهالوجينات

17
9 F 18.998
17 Cl 35.45
35 Br 79.904
53 I 126.90
85 At (210)
117 Ts (294)

- توزيعها ينتهي بـ nS^2P^5 ← ٧ إلكترونات خارجية
- لديها سالبية كهربية عالية جدا والفلور يعد أكثر العناصر سالبية في كل الجدول الدوري
- إما أن تكتسب إلكترون لتملأ الغلاف الخارجي (-١)
- تكون أملاح مع الفلزات وأحماض مع الهيدروجين
- عوامل مؤكسدة قوية جدا ولكل عنصر القدرة على الإحلال محل العنصر الذي يليه .
- الفلور غاز أصفر باهت يدخل في صنع معاجين الأسنان وماء الشرب

ليزر فلوريد الآرغون FAr يستخدم طبيا لجراحة العين

- الكلور غاز أصفر مخضر في حالته العنصرية النقية ، غاز أصفر مخضر ثنائي الذرة Cl_2. يستخدم لتعقيم مياه الشرب ، المنظفات (الكلوركس)
- البروم سائل أحمر مائل للبني هو اللافلز الوحيد الموجود في صورة سائلة عند درجة حرارة الغرفة (25°C) ، يدخل في تركيب مركبات مقاومة الحريق
- اليود صلب يتسامى بالتسخين لونه أزرق غامق وله نظير مشع يستخدم طبيا لعلاج الغدة الدرقية
- الأستاتين عنصر مشع ليس له استخدامات معروفة
- نشاط الهالوجينات كعوامل اختزال يزداد لأعلى المجموعة

كل عنصر يحل محل العناصر التي تحته

مثلا عند تفاعل غاز الفلور مع أحد أملاح بقية الهالوجينات فإن الفلور يحل محل الهالوجين بينما هو ينطلق كغاز الكلور لا يحل محل الفلور لكن يحل محل البروم واليود

$$Cl_{2(g)} + NBr \rightarrow NaCl + Br_{2(g)}$$

$$Cl_{2(g)} + NI \rightarrow NaCl + I_{2(g)}$$

$$Cl_{2(g)} + NaF \rightarrow N.R$$

N.R تعني لا يحدث تفاعل وهو اختصار لـ

No reaction

2. هل يحل الفلور محل الكلور في محلول مائي لكلوريد الصوديوم؟
نعم

3. ادرس المعادلة التالية: $I_{2(g)} + NaBr_{(aq)} \rightarrow NR$ لماذا لا يحل اليود محل البروم؟
لأن اليود أقل نشاطا من البروم

4. أي الهالوجينات يتفاعل أسرع مع الصوديوم؟ الفلور

5. أي التفاعلات الآتية تحدث بين الهالوجينات وأملاح الهاليدات ؟

a. $F_{2(g)} + FeI_{2(aq)} \rightarrow FeF_{2(aq)} + I_{2(l)}$

b. $I_{2(s)} + MnBr_{2(aq)} \rightarrow MnI_{2(aq)} + Br_{2(g)}$

c. $Cl_{2(s)} + SrF_{2(aq)} \rightarrow SrCl_{2(aq)} + F_{2(g)}$

d. $Br_{2(l)} + CoCl_{2(aq)} \rightarrow CoBr_{2(aq)} + Cl_{2(g)}$

المجموعة 18 الغازات النبيلة VIIIA

- تسمى بالمجموعة صفر وهي غازات عديمة الرائحة واللون
- عناصر هذه المجموعة تبدأ بعنصر الهيليوم وتنتهي بعنصر الرادون
- أقل ميلاً للتفاعل وتكوين المركبات مع العناصر الأخرى **تتواجد في صورة غازية**

أحادية الذرة

- **طاقة التأين الأعلى** من بين جميع عناصر الجدول الدوري

18
2 He 4.0026
10 Ne 20.180
18 Ar 39.948
36 Kr 83.798
54 Xe 131.29
86 Rn (222)
118 Og (294)

بسبب احتواء مستواها الأخير على ثمانية الكترونات تكافؤ (باستثناء الهيليوم الذي لا يوجد لديه سوى الكترونين وهو مستقر بهما)

- **الرادون** غاز خامل مشع له تطبيقات جيولوجية(التنبؤ بالزلازل)
- الزينون والنيون يستخدمان في المصابيح الكهربائية واللوحات الإعلانية المضيئة (لوحات النيون)

39. ما الرمز الكيميائي للعنصر الذي ينطبق عليه الوصف الآتي؟

a. عنصر في الدورة 3 يمكن استخدامه في صناعة رقائق الحاسوب لأنه شبه فلز. السيليكون Si

b. عنصر في المجموعة 13 والدورة 5 يستخدم في صناعة الشاشات المسطحة في أجهزة التلفاز. إنديوم In

c. عنصر يستخدم فتيلًا في المصابيح، وله أكبر كتلة ذرية بين العناصر الطبيعية في المجموعة 6. التنجستن W

b. هالوجين في الدورة 3، يدخل في تركيب منظفات الملابس، ويستخدم في صناعة الورق. الكلور Cl

c. فلز انتقالي سائل عند درجة حرارة الغرفة، ويستخدم أحيانًا في مقاييس درجة الحرارة. الزئبق Hg

b. غاز مشع يستخدم للتنبؤ بحدوث هزات أرضية، وهو غاز نبيل له أكبر كتلة ذرية مقارنةً بعناصر مجموعته. الرادون Rn

c. يستخدم لطلاء علب المواد الغذائية، وهو فلز له أقل كتلة ذرية في المجموعة 14. القصدير Sn

47. حدد كلًا من المجموعة، والدورة والفئة لكل عنصر مما يأتي:

a. $[Kr]\,5s^2\,4d^1$ ف d ، م 3 ، د 5

b. $[Ar]\,4s^2\,3d^{10}\,4p^3$ ف p ، م 15 ، د 4

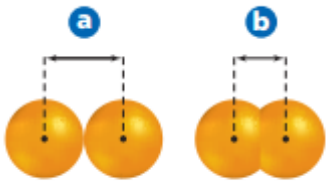
c. $[He]\,2s^2\,2p^6$ ف p ، م 18 ، د 2

d. $[Ne]\,3s^2\,3p^1$ ف p ، م 13 ، د 3

54. علب الصودا التوزيع الإلكتروني للفلز المستخدم في صناعة علب الصودا هو $[Ne]\,3s^2\,3p^1$. ما اسم هذا الفلز؟ حدّد رقم مجموعته. ودورته، وفئته في الجدول الدوري.

الألمنيوم Al ، م 13 ، د 3 ، ف p

a. فلز يستخدم في مقياس الحرارة. الزئبق Hg



الشكل 21–2

65. يمثل الشكل **21–2** طريقتين لتعريف نصف قطر الأيون. صف كل طريقة، واذكر متى تستخدم كل منهما؟

a. جزيء من ذرتين لافلزية متماثل

نصف قطر أيون عنصر لا فلزي

b. ذرتين فلزيتين متجاورتين في تركيب بلوري

نصف قطر أيون عنصر فلزي

1. عناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري لها نفس:

a. عدد إلكترونات التكافؤ. √
b. الخواص الفيزيائية.
c. عدد الإلكترونات.
d. التوزيع الإلكتروني.

2. أي العبارات الآتية غير صحيحة؟

a. نصف قطر ذرة الصوديوم Na أصغر من نصف قطر ذرة الماغنسيوم Mg. √
b. قيمة الكهروسالبية للكربون C أكبر من قيمة الكهروسالبية للبورون B.
c. نصف قطر الأيون Br^- أكبر من نصف قطر ذرة Br.
d. طاقة التأين الأولى لعنصر K أكبر من طاقة التأين الأولى لعنصر Rb.

3. التوزيع الإلكتروني لذرة عنصر هو $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$. ما المجموعة والدورة والفئة التي يقع ضمنها هذا العنصر في الجدول الدوري؟

a. مجموعة 14، دورة 4، فئة d
b. مجموعة 16، دورة 3، فئة p
c. مجموعة 14، دورة 4، فئة p √
d. مجموعة 16، دورة 4، فئة p

8. توجد أشباه الفلزات في الجدول الدوري فقط في:

a. الفئة d
b. المجموعات 13 إلى 17 √
c. الفئة f
d. المجموعتين 1 و2

10. يمكن توقع أن العنصر 118 له خواص تشبه:

a. الفلزات القلوية الأرضية
b. الهالوجين
c. أشباه الفلزات
d. الغاز النبيل √

بالتوزيع الإلكتروني

118X [Rn] $7s^2$ $6d^{10}$ $7p^6$

استخدم الجدول الآتي للإجابة عن السؤالين 4 و5:

خواص العناصر		
العنصر	الفئة	الخواص
X	s	صلب، يتفاعل بسرعة مع الأكسجين.
Y	p	غاز عند درجة حرارة الغرفة، يكوّن الأملاح.
Z	—	غاز نبيل

4. أي مجموعة في الجدول الدوري يقع فيها العنصر X؟

a. 1 √
b. 17
c. 18
d. 4

5. الفئة التي يقع فيها العنصر Z هي:

a. s
b. p √
c. d
d. f

9. ما المجموعة التي تحتوي على اللافلزات فقط؟

a. 1
b. 13
c. 15
d. 18 √

استعن بالرسم الآتي للإجابة عن السؤالين 6 و 7.

6. أي العناصر له أكبر نصف قطر ذري في دورته ؟

a. W b. X c. Y d. Z

7. أي مجالات الطاقة الفرعية الآتية توجد فيها إلكترونات العناصر المصنفة (W)؟

a. S b. p c. D d. f

قاعدة الثمانية :

- تسعى الذرات إلى اكتساب الإلكترونات أو خسارتها أو المشاركة بها **(لتصبح مشابهة للتركيب الإلكتروني للغازات النبيلة)** . ينتهي التوزيع بـ $ns^2\ np^6$

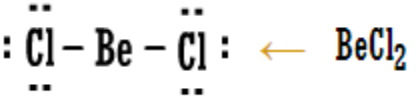
مثال :

الأكسجين عدد الذري ٨ $O : 1s^2\ 2s^2\ \mathbf{2p^4}$ يكتسب إلكترونين في 2p لينتهي التوزيع بـ $ns^2\ np^6$ $O^{2-}\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	الكالسيوم عدده الذري ١٩ $K : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^1}$ عندما يفقد إلكترون 3s $K^+ : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ هكذا انتهى التوزيع بـ $ns^2\ np^6$

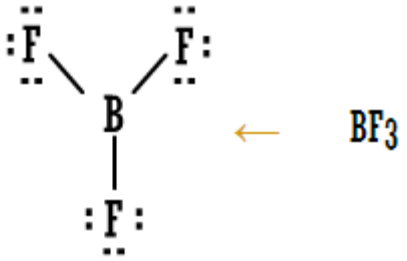
الشواذ التي لا تنطبق عليها قاعدة الثمانية يوجد عدد محدود من المركبات المستقرة ذات الأعداد الفردية من الإلكترونات لا تنطبق عليها قاعدة الثمانية

- أصبح الاستقرار مرتبطاً بازدواج الإلكترونات وقد يكون عدد الإلكترونات حول الذرة المستقرة من (٢) (زوج واحد) كما في حال الهيليوم وجزئ H_2 إلى (١٤) (سبع أزواج).

زوجان من الإلكترونات حول البيريليوم والجزيء مستقر بالرغم من عدم انطباق قاعدة الثمانية على البيريليوم .



- **ثلاثة أزواج من الإلكترونات حول ذرة البورون (وهذا شذوذ عن قاعدة الثمانية) ولكن المركب معروف ومستقر تماماً** لكن **قاعدة الثمانية منطبقة بأربعة أزواج من الإلكترونات حول الفلور**



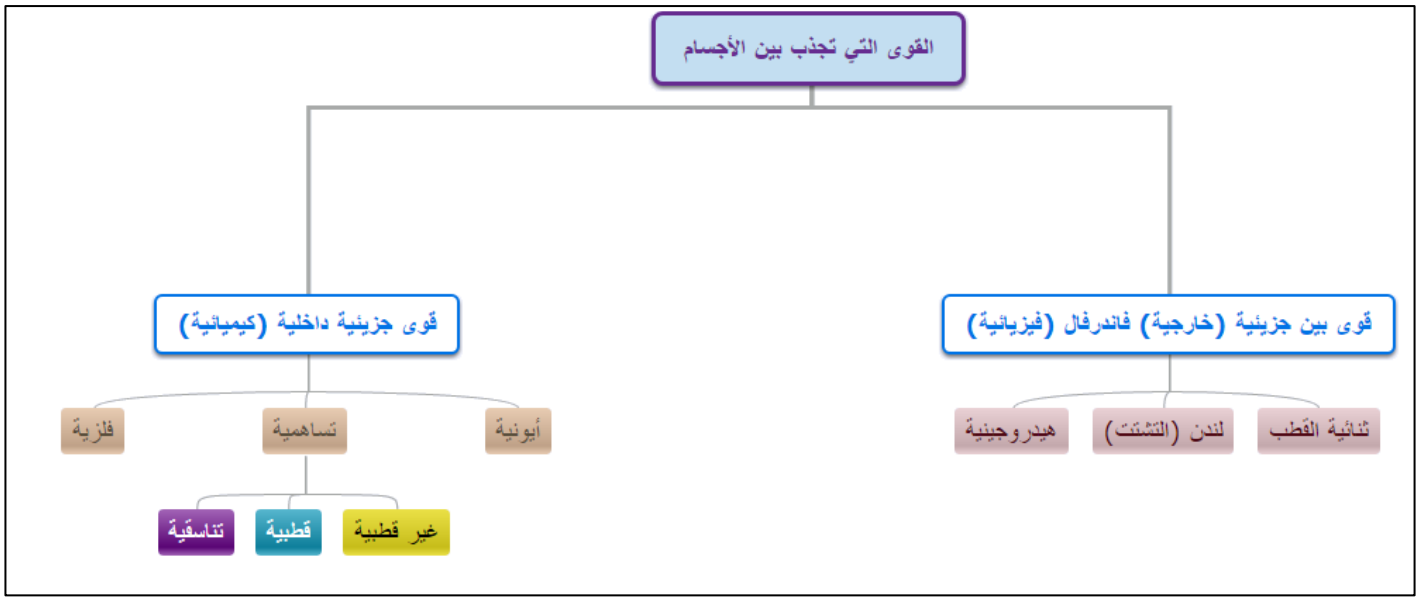
الروابط الكيميائية والفيزيائية

ذرية العنصر

- عدد الإلكترونات التي تشارك بها ذرة واحدة من العنصر عند تكوّين رابطة (أو روابط)

المركب الهيدروجيني	عدد ذرات الهيدروجين	ذرية العنصر الآخر
الماء	2	الأوكسيجين (2)
كلوريد الهيدورجين	1	الكلور (1)
الميثان	4	الكربون (4)
الأمونيا أو النشادر	3	النيتروجين (3)

-



الروابط الفيزيائية (فاندرفال) Intermolecular attractive forces

- قوى ضعيفة نسبياً تعمل على جذب الجزيئات في حالتي المادة السائلة والصلبة (والغازية بشكل لحظي)
.
- يسهل كسرها بواسطة عمليات فيزيائية كالتبخير دون المساس بتركيبها

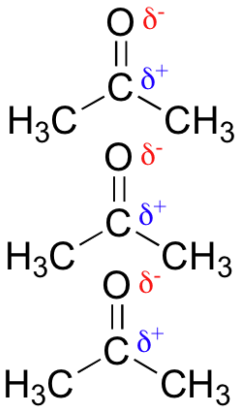
تنقسم لـ 3 أقسام

- روابط ثنائية القطب

قوى تجاذب بين الجزيئات القطبية نتيجة لتجاذب الأقطاب متعاكسة الشحنة .

ذرتين ذو كهروسالبية عالية في الجزيء الأول وذرة منخفضة الكهروسالبية في الجزيء الآخر

مثل الأسيتون

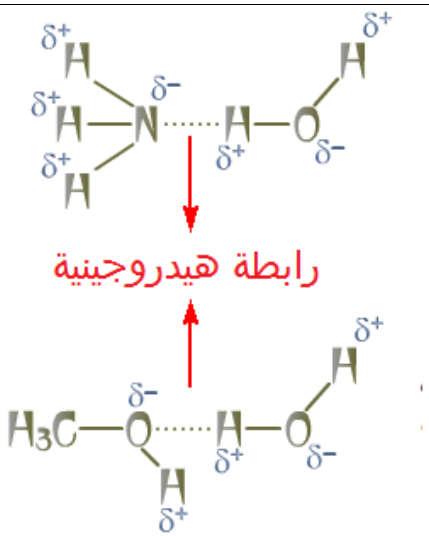


٢- روابط هيدروجينية

نوع خاص من الروابط ثنائية القطب حيث يجب أن تكون الهيدروجين طرفا في الرابطة والطرف الآخر ذرة عالية الكهروسالبية في الجزيء الآخر

- ✓ الجزيئان قد يكونان من نفس النوع كما بين جزيئات الماء في هذه الحالة فإنها تسبب في ارتفاع درجة غليان المادة
- ✓ وقد يكونان من نوعين مختلفين كما بين الماء والأمونيا وهذا يفسر ذائبية العديد من المواد في الماء خاصة المواد العضوية

تعتبر أقوى أنواع الروابط الفيزيائية



٣- قوى لندن (التشتت)

قوى تجاذب ضعيفة نسبياً

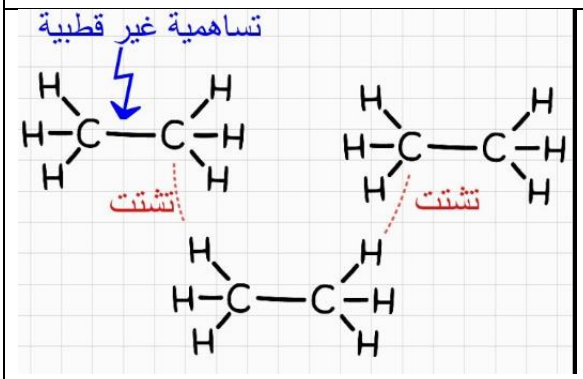
تعمل بين جميع أنواع الجزيئات سواء أكانت قطبية أو غير قطبية نتيجة لتكون ثنائي قطب لحظي عليها.

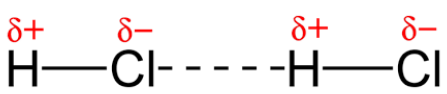
- ✓ تكتسب أهمية خاصة في الحالات الآتية:

١. الجزيئات الغازية غير القطبية

مثل غازي الإيثان (غير قطبي) و كلوريد الهيدروجين (قطبي)

٢. الغازات النبيلة لأنها قوى التجاذب الوحيدة العاملة بين ذراتها.





تعتبر قوى لندن ضعيفة لأنها تنشأ عن **استقطاب لحظي** يظهر للحظة قصيرة من الزمن ويختفي بعدها.

الروابط الكيميائية قوى جذب تحصل بين عناصر الجزيء الواحد

- ✓ **الرابطة الأيونية Ionic bond**
- ✓ تنشأ بين لا فلز عالي الكهروسالبية وبين فلز منخفض الكهروسالبية
- ✓ يحصل في انتقال إلكترون من الفلز إلى اللافلز

كيف تتحقق القاعدة الثمانية لتكوين الرابطة الأيونية

مثال : الرابطة بين أيوني الكلور والصوديوم .

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

العدد الذري للصوديوم =11

أقرب غاز نبيل للصوديوم هو النيون (العدد الذري = 10) ، لذلك يفقد الصوديوم إلكتروناً ليصبح توزيعه الإلكتروني مشابه لغاز النيون النبيل .

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

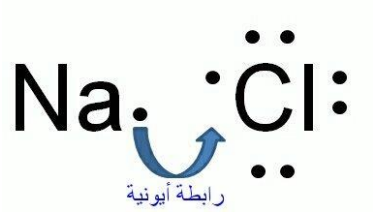
الأيون الموجب يسمى كاتيون

العدد الذري للكلور = 17 $_{17}Cl : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

أقرب غاز نبيل للكلور هو الآرغون (العدد الذري = 18) ، لذلك يكتسب الكلور الإلكترون القادم من الصوديوم ويصبح توزيعه الإلكتروني مشابه لغاز الآرغون النبيل .

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

الأيون الموجب يسمى أنيون



وبعد أن يصبحا أيونين مختلفين في الشحنة يتجاذبان برابطة أيونية ، وتصبح صيغة المركب الأيوني الناتج من اتحادهما هي : NaCl

لاحظ أن مجموع الشحنات في المركب الناتج = صفر .

ملاحظة

الرابطة الأيونية تحصل بين ذرتين فرق الكهروسالبية عالية جدا (أكبر من 1.7) لدرجة انتقال الإلكترون إلى الذرة ذو الكهروسالبية العالية ، إذا كانت أقل لن يكون كافيا لانتقال الكترون لذا ستتكون رابطة تساهمية قطبية

تكون كاتيونات فلزات انتقالية

- ✓ مستوى الطاقة الخارجي للفلزات (n-1)d ns^2 ، عند الانتقال من يسار إلي يمين الدورة يضاف إلكترون إلى d
- ✓ تصل لحالات استقرار أخرى غير عن (القاعدة الثمانية)
- ✓ فعندما تفقد الفلزات الانتقالية إلكترونين من s أو قبل d مثل تكون أيون الزنك الثنائي

Zn: [Ar] $4s^2$ $3d^{10}$ →	Zn^{2+} : [Ar] $4s^2$ $3d^8$ أما هذا أقل استقرارا	Zn^{2+} : [Ar] $4s^0$ $3d^{10}$ أكثر استقرارا √ ملاحظة المدار الفارغ لا يكتب (كتبته فقط للتوضيح) فالصحيح Zn^{2+} : [Ar] $3d^{10}$

فعلى سبيل المثال، تفقد ذرات عناصر المجموعات 14–11 إلكترونات لتكون مستوى طاقة خارجيًّا ذا مستويات ثانوية (هي s، p، d) مملوءة بالإلكترونات. ويبين **الشكل 2–3** التوزيع الإلكتروني لذرة الخارصين: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$. وعندما تكوِّن ذرة الخارصين الأيون الثنائي الموجب تفقد إلكترونين من المستوى 4s وينتج التوزيع الإلكتروني المستقر: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$. ويُشار إلى هذا التوزيع الإلكتروني المستقر نسبيًّا بالتوزيع الإلكتروني الشبيه بالغاز النبيل.

المركبات الأيونية الثنائية : تتكون من عنصرين مختلفين (NaCl , MgO)

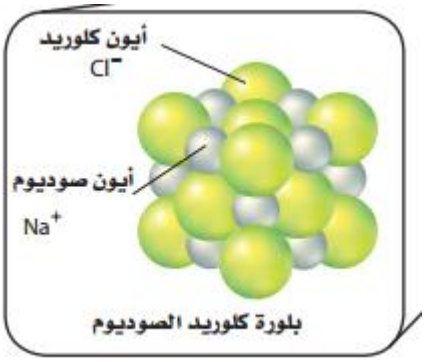
❖ خصائص المركبات والمواد الأيونية

١. المواد الأيونية مواد **صلبة** في الظروف الطبيعية .
٢. توجد المركبات الأيونية على شكل **بلورات نسبة الأيونات فيها ثابتة** . نسبة الأيونات في كلوريد الصوديم 1:1 وفي كلوريد الكالسيوم 1:2
٣. المواد الأيونية **هشة** . لماذا ؟ تترتب أيونات المواد الأيونية على شكل صفوف من الأيونات الموجبة والسالبة ، وعند تعريض المركب الأيوني للطرق تنزاح الطبقات جانبياً فتتحول قوى التجاذب بين الشحنات المختلفة إلى قوى تنافر بين الشحنات المتماثلة.
٤. المواد الأيونية **غير موصلة للتيار الكهربائي في حالة الصلابة** . لماذا ؟
لأن أيوناتها مقيدة برابطة أيونية قوية .
مصهورها ومحاليلها المائية(إلكتروليت) **موصلة جيدة للكهرباء** . لماذا ؟ لأن أيوناتها تصبح حرة الحركة فتوصل التيار .

٥. درجات **انصهارها عالية** . لماذا ؟ لقوة الربطة الأيونية ، لذلك نضطر أحياناً عند محاولة صهرها إلى إضافة مواد تعمل على تخفيض درجة انصهارها .
مثال :
يجب صهر NaCl لاستخلاص الصوديوم ولتقليل درجة الانصهار يضاف القليل من $CaCl_2$

البناء الفيزيائي للمركبات الأيونية

✓ يحتوى البناء الفيزيائي للمركبات الأيونية على عدد كبير من الكاتيونات والأنيونات ، يتحدد عددها بنسبة عدد الإلكترونات التي تنتقل من ذرات الفلز إلى ذرات اللافلز ، وتترتب الأيونات بنمط متكرر يحفظ التوازن بين قوى التجاذب والتنافر بينها



مثال بلورة كلوريد الصوديوم ، كل أيون Na^+ محاطة بـ 6 أيونات Cl^- و كل أيون Cl^- محاطة بـ 6 أيونات Na^+ (مرتبة بنسبة 1:1)

سيكون شكل البلورة مكعبا

✓ **الشبكة البلورية** : ترتيب هندسي للجسيمات ثلاثي الأبعاد ، يحاط فيها الأيون الموجب بالأيونات السالبة والعكس

✓ تختلف البلورات الأيونية بسبب حجم وعدد الأيونات

طاقة الشبكة البلورية : الطاقة اللازمة لفصل أيونات مول واحد من المركب الأيوني (طاقة ممتصة)

العوامل المؤثرة على طاقة الشبكة البلورية

١- فرق الكهروسالبية ← علاقة طردية

تزداد طاقة الشبكة البلورية بزيادة التجاذب (زيادة فرق الكهروسالبية) $NaF > NaCl$

٢- مقدار الشحنة ← علاقة طردية

طاقة الشبكة البلورية التي تتكون من أيونات كبيرة الشحنة أعلى من طاقة الشبكة البلورية للأيونات صغيرة الشحنة $MgO > SrCl_2 > NaF$

٣- الحجم الأيوني (نصف قطر الأيون) ← علاقة عكسية

✓ حجم الأيون يزداد نزولا في المجموعة وإلى يسار الدورة

طاقة الشبكة البلورية التي تتكون من أيونات صغيرة الحجم أكبر من طاقة الشبكة البلورية التي تتكون من أيونات كبيرة الحجم

$$MgO > SrCl_2 > LiF > NaF > AgCl > KF > NaCl > NaBr > NaI > RbF > KBr > KI$$

صيغ المركبات الأيونية

- ✓ وحدة الصيغة الكيميائية : أبسط نسبة للأيونات في المركب
- ✓ الأيونات أحادية الذرة ذرة عنصر واحد مشحون مثل Li^{+} , O^{2-} , Cl^{-} , Mg^{+2}

المجموعة	الرمز	الشحنة
1	H , Li , Na , K , Rb , Cs	+2
2	Be , Mg , Ca , Sr , Ba	+2
3	SC , Y , La	+3
4	Ti	+2 , +3
5	V	
6	Cr	
7	Mn^{2+} , Mn^{3+} , TC^{2+}	
8	Fe	+2 , +3
9	Co	

المجموعة	الرمز	الشحنة
10	Ni^{2+} , Pd^{2+} , Pt^{2+} , Pt^{4+}	
11	Cu^{+} , Cu^{2+} , Ag^{+} , Au^{+} , Au^{3+}	
12	Zn , Cd , Hg_2	+2
13	Al^{3+} , Ga^{2+} , Ga^{3+} , In^{+} , In^{2+} , In^{3+} , Tl^{+} , Tl^{3+}	
14	Sn , Pb	+2 , +4
15	N , P , As	-3
16	O , S , Se , Te	-2
17	F , Cl , Br , I	-1
18	الغـــازات الـــخـــاملة	

كتابة الصيغة الكيميائية للأيونات

- ✓ يكتب الشق الموجب في اليسار والشق السالب في اليمين
- ✓ توضع أرقام صغيرة بجانب كل رمز إذا كان عدد الأيونات أكثر من 1
- ✓ لمعادلة الشحنة فإن كل أيون يكون بعدد مساويا لشحنة الأيون الآخر

مثال 1–3

صيغة المركب الأيوني أوجد الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني المكوَّن من البوتاسيوم والأكسجين.

1 تحليل المسألة

تعلم أن المركب الأيوني يتكون من أيوني الأكسجين والبوتاسيوم، وصيغة هذا المركب مجهولة. نبدأ أولاً بكتابة رمز كل أيون في المركب وعدد تأكسده. يوجد البوتاسيوم في المجموعة 1 ، لذا يكوّن أيونًا 1+، ويوجد الأكسجين في المجموعة 16 لذا يكوّن أيونًا ثنائيًا سالب الشحنة 2–.

K^{+} O^{2-}

ولأن الشحنات غير متساوية، لذا يجب وضع رقم صغير أسفل يمين كل رمز؛ لتوضيح نسب عدد الأيونات الموجبة إلى عدد الأيونات السالبة وذلك بطريقة التبادل.

K^{+} O^{2-}

K_2 O_1

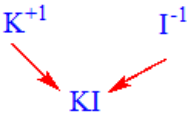
2 حساب المطلوب

تفقد ذرة البوتاسيوم إلكترونًا واحدًا، في حين تكتسب ذرة الأكسجين إلكترونين. فإذا اتحد العنصران في المركب بنسبة 1:1 فإن عدد الإلكترونات المفقودة من البوتاسيوم لن يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة من الأكسجين، لذا فإننا بحاجة إلى أيونين من البوتاسيوم لكل أيون من الأكسجين، فتصبح الصيغة الكيميائية K_2O

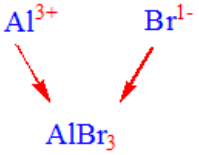
مسائل تدريبية

اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات الآتية:

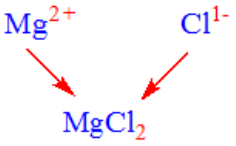
19. اليوديد والبوتاسيوم



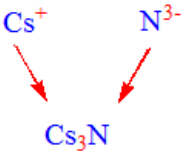
20. البروميد والألومنيوم



21. الكلوريد والماغنسيوم



22. النيتريد والسيزيوم



الأيونات متعددة الذرة مجموعة ذرات مشحونة

عند كتابة الصيغة يجب أن توضع بين أقواس ( ) يجاورها رقم صغير يمثل عددها

الجدول 8-3 الأيونات العديدة الذرات

الاسم	الأيون	الاسم	الأيون
الأمونيوم	NH_4^+	البرايودات	IO_4^-
النيتريت	NO_2^-	الأسيتات(الخلات)	CH_3COO^-
النترات	NO_3^-	الفوسفات الثنائية الهيدروجين	$H_2PO_4^-$
الهيدروكسيد	OH^-	الكربونات	CO_3^{2-}
السيانيد	CN^-	الكبريتيت	SO_3^{2-}
البرمنجنات	MnO_4^-	الكبريتات	SO_4^{2-}
البيكربونات	HCO_3^-	الثيوكبريتات	$S_2O_3^{2-}$
الهيبوكلورايت	ClO^-	البيروكسيد	O_2^{2-}
الكلورايت	ClO_2^-	الكرومات	CrO_4^{2-}
الكلورات	ClO_3^-	ثنائي الكرومات	$Cr_2O_7^{2-}$
البيركلورات	ClO_4^-	الفوسفات الهيدروجينية	HPO_4^{2-}
البرومات	BrO_3^-	الفوسفات	PO_4^{3-}
الأيودات	IO_3^-	الزرنيخات	AsO_4^{3-}

صيغة مركب أيوني متعدد الذرات يستعمل المركب المكون من أيونات الكالسيوم والفوسفات سابقًا. اكتب الصيغة الكيميائية لهذا المركب.

1 تحليل المسألة

تعلم أن أيونات الكالسيوم والفوسفات تكوّن مركبًا أيونيًّا وصيغة هذا المركب مجهولة. لذا نبدأ أولاً بكتابة رمز كل أيون مرفقًا بشحنته الكهربائية. ولأن الكالسيوم من المجموعة الثانية، لذا يكوّن أيونًا موجبًا ثنائي الشحنة 2+، في حين أن أيون الفوسفات عديد الذرات، فيتفاعل بوصفه وحدة واحدة، وتكون شحنته الكهربائية 3−.

Ca^{2+} PO_4^{3-}

Ca_3 $(PO_4)_2$

2 حساب المطلوب

القاسم المشترك هو العدد الذي يقبل القسمة على مقدار شحنات الأيونات 2 و 3 وهو 6، لذا يتم نقل 6 إلكترونات. فيكون عدد الشحنات السالبة على أيونين من أيونات الفوسفات مساويًا لعدد الشحنات الموجبة على ثلاثة من أيونات الكالسيوم. ولكتابة الصيغة نضع أيون الفوسفات بين قوسين، ونضيف الرقم السفلي الصغير 2 إلى يمين القوسين، فتصبح الصيغة الصحيحة للمركب هي: $Ca_3(PO_4)_2$.

مسائل تدريبية

اكتب صيغ المركبات الأيونية المكونة من الأيونات الآتية:

24. الصوديوم والنترات

Na^{1+} NO_3^{1-}

$NaNO_3$

25. الكالسيوم والكلورات

Ca^{2+} ClO_3^{1-}

$Ca(ClO_3)_2$

26. الألومنيوم والكربونات

Al^{3+} CO_3^{2-}

$Al_2(CO_3)_3$

27. تحفيز اكتب صيغة المركب الأيوني المكون من أيونات عنصر من عناصر المجموعة 2 مع الأيون العديد الذرات المكوَّن من الكربون والأكسجين فقط.

Mg^{2+} CO_3^{2-}

$MgCO_3$

تسمية المركبات الأيونية

بشكل أساسي يكتب (اسم الأنيون – اسم الكاتيون)

- الأيون السالب إذا كان أحادي الذرة يضاف مقطع (يد) ،
- الأيون الموجب إذا كان أحادي الذرة يكتب اسمه كما هو وإذا كان له أكثر من عدد أكسدة فيلحق بالرقم اللاتيني

MgO أكسيد المغنيسيوم ، H_2S كبريتيد الهيدروجين ،

Fe_2O_3 ، أكسيد الحديد (III) أو أكسيد الحديديك

FeO : أكسيد الحديد (II) أو أكسيد الحديديوز

- إذا كان الأيونين متعدد الذرات فيكتب الاسم كما في الجدول السابق

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

مسائل تدريبية

سمّ المركبات الآتية:

28. $NaBr$ بروميد الصوديوم
29. $CaCl_2$ كلوريد الكالسيوم
30. KOH هيدروكسيد البوتاسيوم
31. $Cu(NO_3)_2$ نترات النحاس (II)
32. Ag_2CrO_4 كرومات الفضة (I)

33. تحفيز يُعد المركب الأيوني NH_4ClO_4 من أهم المواد المتفاعلة الصلبة المستخدمة في وقود إطلاق مركبات الفضاء، ومنها تلك التي تحمل المحطات الفضائية إلى مداراتها. ما اسم هذا المركب؟ بيركلورات الأمونيوم

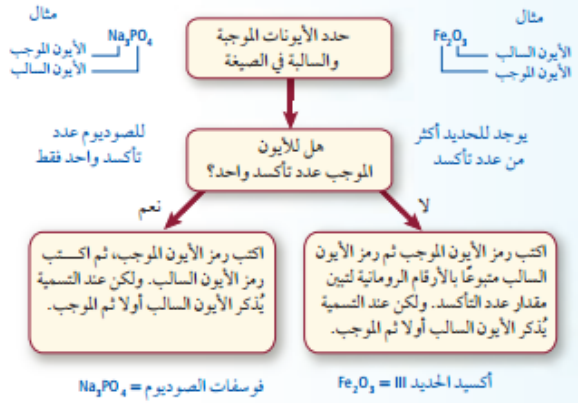
استراتيجيات حل المسألة

تسمية المركبات الأيونية

تسمية المركبات الأيونية عملية سهلة، إذا قمت باتباع المخطط المقابل.

طبق الاستراتيجية

سمِّ المركبين KOH و Ag_2CrO_4 باستخدام المخطط.



عدد التأكسد : شحنة الأيون أحادي الذرة

العناصر النقية N_2 , O_2 , H_2 , X_2 أو بالصورة الفلزية Na , Ca , Mg أعداد التأكسد = صفر	
فلزات المجموعة الأولى +1 فلزات المجموعة الثانية +2	$^{+}Na\,Cl$ — $Mg^{2+}\,O$
الهيدروجين 1+ مع غير الفلزات وفي هيدريدات الفلزات يأخذ 1-	$^{+}H\,Cl$ $Na\,H^{-}$
الأكسجين ، الشائع 2- البيروكسيدات 1- وفي حالات نادرة يأخذ 2+ عندما يتحد مع الفلور	$Mg\,O^{2-}$ $H_2O_2^{+1}$ $O\,F_2^{2+}$
الفلور دائما 1-	$O\,F_2^{1-}$ — $Na\,F^{1-}$
الكلور 1- في أغلب المركبات و 3+ , 1+ إذا اتحد مع الأكسجين أو الفلور	$Mg\,Cl_2^{1-}$ $Cl\,F^{+1}$ $Cl\,F_3^{+3}$ $K\,Cl\,O_4^{7+}$ بيركلورات البوتاسيوم $K\,Cl\,O_3^{5+}$ كلورات البوتاسيوم $K\,Cl\,O_2^{3+}$ كلورايت البوتاسيوم $K\,Cl\,O^{1+}$ هيبوكلورات البوتاسيوم

✓ في المركبات متعادلة : مجموع شحنة الأيونات المكونة له = صفر

عدد تأكسد الكبريت في حمض الكبريتيك H_2SO_4

H_2 S O_4

$2(+1) + S + 4(-2) = 0$

$S = +6$

١- في الأيونات متعددة الذرات : مجموع شحنة الذرات المكونة له = شحنة الأيون

عدد تأكسد الكروم في أيون داي كرومات $(Cr_2O_7)^{2-}$

$(Cr_2O_7)^{2-}$

$2Cr + 7(-2) = -2$

$2Cr = -2 + 14$

$2Cr = 12$

$Cr = +6$

في حالات نادرة جدا قد تشذ أعداد الأكسدة عن المعروف لعنصر في مركب ما صفر أو كسر

رقم أكسدة الكربون في المركب $C_6H_{12}O_6$ إنه يساوي صفر !!!

$C_6 \quad H_{12} \quad O_6$

$6C + 12(+1) + 6(-2) = 0$

$6C + 12 - 12 = 0$

$C = 0$

رقم أكسدة الكربون في C_3H_6O $-\frac{3}{4}$

$3C + 6 + (-2) = 0$

$3C = -4 \quad \rightarrow \quad C =$

$-\frac{3}{4}$

رقم أكسدة الحديد في Fe_3O_4 = $\frac{8}{3}$

$Fe_3 \quad O_4$

$3Fe + 4(-2) = 0$

$3Fe = +8 \quad \rightarrow Fe = \frac{8}{3}$

رقم أكسدة الأكسجين في K_4O_3 $-\frac{4}{3}$

$4(+1) + 3O = 0$

$3O = -4 \rightarrow O = -\frac{4}{3}$

إتقان حل المسائل

65. حدد نسبة الأيونات الموجبة إلى الأيونات السالبة في كل مما يأتي:

a. كلوريد البوتاسيوم، الذي يحل محل ملح الطعام. KCl 1:1

b. فلوريد الكالسيوم، الذي يستخدم في صناعة الفولاذ. CaF_2 1:2

c. أكسيد الكالسيوم، الذي يستخدم لإزالة ثاني أكسيد الكبريت من عوادم محطات الطاقة. K_2O 2:1

d. كلوريد الإسترانشيوم، المستخدم في صناعة الألعاب النارية. $SrCl_2$ 1:2

71. أيّ المركبات الآتية لا يمكن توقع حدوثه: CaKr ، Na_2S ، MgF، $BaCl_3$ ؟ فسر إجابتك.

- CaKr ، الكريبتون من العناصر الخاملة لا تكون مركبات
- $BaCl_3$ ، الباريوم تكافؤه +2 والكلور -1 لذا فالشكل الصحيح $BaCl_2$
- MgF ، المغنيسيوم +2 والفلور -1 لذا الشكل الصحيح MgF_2
- Na_2S يمكن أن يتواجد الكبريت يأخذ تكافؤ -2 والصوديوم +1

97. ما صيغ المركبات الأيونية الآتية؟

a. كبريتيد الصوديوم Na_2S

b. كلوريد الحديد III Fe_2Cl_3

c. كبريتات الصوديوم Na_2SO_4

d. فوسفات الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$

e. نترات الخارصين $Zn(NO_3)_2$

a. يوديد الكالسيوم KI

b. بروميد الفضة I AgBr

c. كلوريد النحاس II $CuCl_2$

d. بيرأيودات البوتاسيوم KIO_4

e. أسيتات الفضة I $AgCH_3COO$

80. سمِّ كلًّا من المركبات الأيونية الآتية:

a. K_2O أكسيد البوتاسيوم

b. $CaCl_2$ كلوريد الكالسيوم

c. Mg_3N_2 نيتريد المغنيسيوم

d. $NaClO$ هيبوكلورات الصوديوم

e. KNO_3 نترات البوتاسيوم

a. CaO أكسيد الكالسيوم

c. BaS كبريتيد الباريوم

e. $AlPO_4$ فوسفات الألمونيوم

b. $Ba(OH)_2$ هيدروكسيد الباريوم

d. $Sr(NO_3)_2$ نترات السترنشيوم

83. أي الصيغ الأيونية الآتية صحيح؟ وإذا كانت الصيغة غير صحيحة فاكتب الصيغة الصحيحة

a. $AlCl_3$ $AlCl$

b. Na_2SO_4 Na_3SO_4

c. $Ba(OH)_2$ $BaOH_2$

d. Fe_2O_3، FeO Fe_2O

سؤال: في أي المركبات الآتية يُظهر النيتروجين أعلى حالة تأكسد ؟

N_2H_4 $2N + 4(+1) = 0$ $2N = -4$ $N = -2$	NO_2 $N + 2(-2) = 0$ $N = +4$	HNO_3 $1 + N + 3(-2) = 0$ $N = +5$ √
N_2O_3 $2N + 3(-2) = 0$ $2N = 6$ $N = +3$	N_2O $2N + (-2) = 0$ $2N = 2$ $N = +1$	NH_2OH $N + 2(+1) + (-2) + 1 = 0$ $N = +1$

س: احسب رقم أكسدة العنصر الذي تحته خط فيما يلي:

H_3PO_4	$(MnO_4)^{2-}$	$C_2H_4O_2$	$H_2S_4O_6$
3(+1) + P + 4(-2) = 0	Mn + 4(-2) = -2	2C + 4(+1) + 2(-2) = 0	2(+1) +4S + 6(-2) = 0
P = +5	Mn = -2 + 8	2C +4 – 4 = 0	4S = -10
	Mn = +6	**C = 0**	$S = -\frac{10}{4} = -\frac{5}{2}$

مثالين على الحالة الشاذة لأعداد الاكسدة

$Al_2(CrO_4)_3$
بضرب ما في القوس في معاملها 3
2(+3) + [3(Cr + 4(-2)] = 0
6 + 3Cr + 3(-8) = 0
6 + 3Cr -24 = 0
3Cr = +18
Cr = +6

أو بطريقة أخرى نأخذ الشق الأيوني الذي يحوي العنصر المطلوب

CrO_4^{2-}

Cr + 4(-2) = -2

Cr -8 = -2

Cr = +6

الفلزات والروابط الفلزية

- تكوّن الفلزات شبكات بلورية و يمكن تمثيلها (نمذجتها) بأيونات موجبة يحيط بها بحر من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة .
- نموذج بحر الإلكترونات : في البلورة الأيونية إحدى الذرات تفقد إلكترون لتكتسبه الذرة الأخرى لكن في البلورة الفلزية لا تشارك ذرة الفلز إلكترون التكافؤ مع الذرات المجاورة بل ما يحصل أنه تتداخل مستويات الطاقة الخارجية في بعضها
- الإلكترونات الحرة : عندما تتداخل المستويات الخارجية لذرات الفلزات المتجاورة لا ترتبط الإلكترونات الموجودة في تلك المستويات بل يمكنها الانتقال بسهولة بين الذرات (حرة الحركة) ، هذه الميزة تجعل البلورة الفلزية موصلة للكهرباء في حالتها الصلبة على عكس البلورة الأيونية
- الرابطة الفلزية : قوة تجاذب بين كاتيونات الفلز والإلكترونات الحرة في الشبكة البلورية الفلزية

- خواص الفلزات

✓ درجتا الغليان والانصهار : متفاوتة على نحو كبير ، الزئبق فلز سائل عند الظروف العادية مما يجعله يُستخدَم في أجهزة مقاييس درجات الحرارة والضغط الجوي

- درجة انصهار التنجستن W (3400°C)عالية جدا لذلك يُصنع منه فتيل المصابيح وأجزاء من السفن الفضائية
- عموما عدا الزئبق فإن درجات الانصهار والغليان عالية

✓ قابلية للتشكيل : قابلة للطرق (تتحول إلى صفائح) وأيضا قابلة للسحب إلى أسلاك

الشكل 11–3 تؤدي القوة المؤثرة الخارجية (كالمطرقة مثلاً) إلى جعل الأيونات تتحرك عبر الإلكترونات الحرة، مما يجعل الفلز قابلاً للطرق والسحب.

✓ جيدة توصيل الحرارة والكهرباء : حركة الإلكترونات بحرية حول أيونات الفلزات

✓ البريق واللمعان : لأن الإلكترونات الحرة تمتص الضوء وتطلق فوتونات

✓ الصلابة والقوة : في الفلزات الانتقالية لا تقتصر الالكترونات الحرة فقط على إلكتروني المدار الخارجي S^2 وإنما تشمل أيضا إلكترونات الداخلية في d ، كلما زاد عدد الإلكترونات الحرة زادت القوة والصلابة ، لذا الفلزات الانتقالية قوية وصلبة تصنع منها السبائك في حين أن فلزات المجموعتين 2 , 1 طرية

السبائك الفلزية

- السبيكة هي خليط من العناصر ذات الخواص الفلزية الفريدة ، ولها استخدامات تجارية واسعة
- تختلف خواص السبائك قليلا عن خواص العناصر المكونة لها

سبيكة التيتانيوم-الفناديوم : ← بناء هياكل الدراجات

الجدول 12-3	السبائك التجارية	
الاسم الشائع	التركيب	الاستعمالات
النيكو	50% Fe, 20% Al, 20% Ni, 10% Co	المغناطيسات
البراس (النحاس الأصفر)	67–90% Cu, 10–33% Zn	السباكة، والأدوات العامة، والإضاءة
البرونز (النحاس الأحمر)	70–95% Cu, 1–25% Zn, 1–18% Sn	الأجراس، الميداليات
الحديد الصلب	96–97% Fe, 3–4% C	القوالب
الذهب – عيار 10 قراريط	42% Au, 12–20% Ag, 37.46% Cu	المجوهرات (الحلي الذهبية)
حبيبات الرصاص	99.8% Pb, 0.2% As	حبيبات الطلقات النارية
الفولاذ المقاوم للصدأ	73–79% Fe, 14–18% Cr, 7–9% Ni	المغاسل، والأدوات
فضة النقود	92.5% Ag, 7.5% Cu	أدوات المائدة، والحلي

92. تبلغ درجة انصهار البريليوم 1287°C، في حين تبلغ درجة انصهار الليثيوم 180°C. اشرح سبب هذا الاختلاف الكبير في درجات الانصهار.

الليثيوم في المجموعة الأولى أي أنه يحتوي فقط إلكترون واحد خارجي S^1
والبريليوم في المجموعة الثانية أي أنه يحتوي فقط إلكترون واحد خارجي S^2
كلما زادت عدد الإلكترونات الخارجية زاد صلابة الفلز بالتالي سيرتفع درجة غليانه وانصهاره

93. تبلغ درجة غليان التيتانيوم 3297°C، في حين تبلغ درجة حرارة غليان النحاس 2570°C . اشرح سبب الاختلاف في درجات غليان هذين الفلزين.

كلاهما من العناصر الانتقالية وفي نفس الدورة لكن اختلفا في المجموعة

4	5	6	7	8	9	10	11
22 Ti 47.867	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546

النحاس $4s^1 3d^{10}$ يحتوي إلكترونات d أكثر من التيتانيوم $4s^2 3d^4$

3-4 الروابط الفلزية وخواص الفلزات

الفكرة الرئيسة تكون الفلزات شبكات بلورية، ويمكن تمثيلها أو نمذجتها بأيونات موجبة يحيط بها بحر من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.

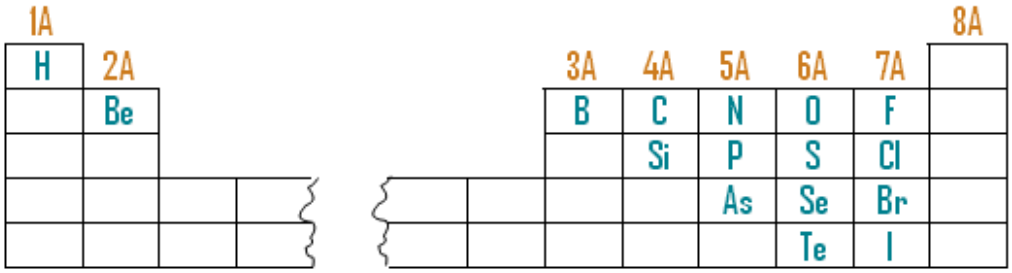
المفردات
- نموذج بحر الإلكترونات
- الرابطة الفلزية
- الإلكترونات الحرة
- السبيكة

المفاهيم الرئيسة
- تتكون الرابطة الفلزية عندما تجذب أيونات الفلز الموجبة إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.
- تتحرك الإلكترونات في نموذج بحر الإلكترونات عبر الشبكة الفلزية، ولا ترتبط مع أي ذرة محددة.
- يفسر نموذج بحر الإلكترونات الخواص الفيزيائية للفلزات.
- تتكون السبائك الفلزية عند دمج فلز مع عنصر آخر أو أكثر.

الرابطة التساهمية

تتكون الرابطة التساهمية عادة بين عناصر يمين الجدول الدوري (اللافلزات) ويتم الارتباط عن طريق التشارك بين الذرتين بزوج أو أكثر من الإلكترونات .

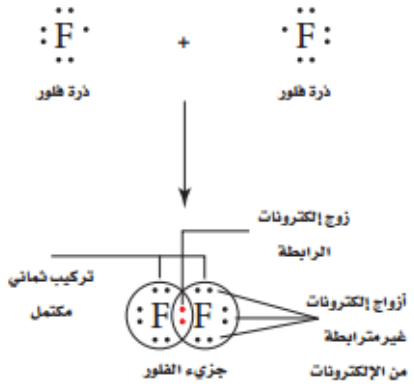
العناصر في الجدول أدناه تقوم بعمل روابط تساهمية :



كيف يحدث الرابطة التساهمية

. محصلة قوى التنافر تكون بين إلكترون وإلكترون وبين نواة ونواة والتجاذب بين نواة وإلكترون

تتكون الرابطة التساهمية إذا كانت محصلة قوى التجاذب أعلى ما يمكن



الشكل 3—4 تتشارك ذرتا فلور في زوج من الإلكترونات لتكوّنا رابطة تساهمية. لاحظ أن زوج الإلكترونات المشتركة قد جعل إلكترونات المدار الأخير ثمانية إلكترونات.

تقسم الرابطة التساهمية إلى ثلاثة أقسام :

١. رابطة تساهمية أحادية (سيجما σ) : وتنشأ عن المشاركة بين الذرتين **بزوج** من الإلكترونات (ألكترون واحد من كل ذرة)

مثال تكون جزيء الهالوجينات و جزيء الهيدروجين H–H

مثال1 : جزيء H_2

يحتوى المستوى الأخير في ذرة الهيدروجين على إلكترون واحد ، ولكي يصل الهيدروجين إلى حالة الاستقرار تتشارك ذرتي هيدروجين بزوج من الإلكترونات بأن تقدم كل ذرة هيدروجين إلكتروناً واحداً .

وينشأ عن مشاركة ذرتي الهيدروجين بزوج من الإلكترونات تكون رابطة تساهمية أحادية .

$_1H:1s^1$

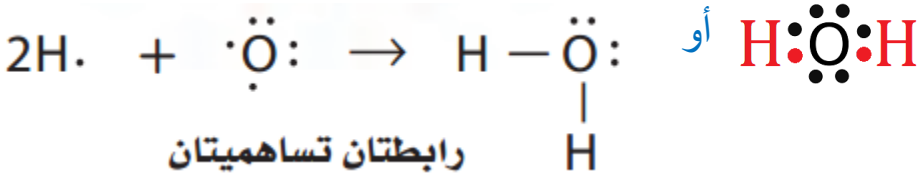
تمثيل لويس النقطي

H••H

(رابطة تساهمية أحادية)

تمثيل لويس للروابط التساهمية

إما بالتمثيل النقطي أو بخط – يمثل الرابطة



٢. رابطة تساهمية ثنائية : (رابطتين π , σ)

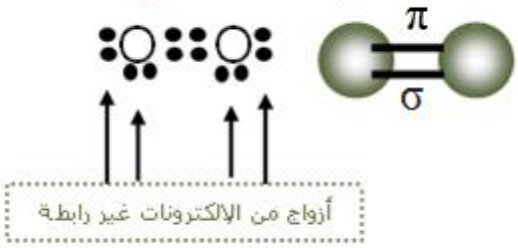
وتنشأ عن المشاركة بين الذرتين **بزوجين** من الإلكترونات (إلكترونين من كل ذرة) .

مثال2 : جزيء O_2

يحتوى المستوى الأخير في ذرة الأكسجين على ست إلكترونات ، ولكي تصل ذرة الأكسجين إلى حالة الاستقرار تتشارك مع ذرة أكسجين أخرى بزوجين من الإلكترونات ، وذلك بأن تقدم كل ذرة أكسجين إلكترونين من إلكترونات المستوى الأخير ، وينشأ عن ذلك تكون رابطة تساهمية ثنائية .

تسمى الإلكترونات المتبقية في المستوى الأخير والتي لم تدخل في تكوين الرابطة باسم الإلكترونات غير الرابطة ، ويسمى كل إلكترونين منها في العادة زوجاً من الإلكترونات غير رابط .

$_8O:1s^2\ 2s^2\ 2p^4$



(رابطة تساهمية ثنائية)

٣. رابطة تساهمية ثلاثية : (رابطة σ ورابطتين π)

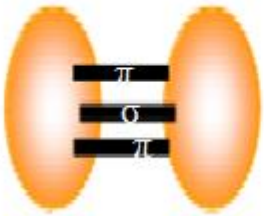
وتنشأ عن المشاركة بين الذرتين **بثلاث أزواج** من الإلكترونات . (ثلاث إلكترونات من كل ذرة)

مثال 3 : جزيء N_2

يحتوى المستوى الأخير في ذرة النيتروجين على خمس إلكترونات ، ولكي تصل ذرة النيتروجين إلى حالة الاستقرار تتشارك مع ذرة هيدروجين أخرى بثلاثة أزواج من الإلكترونات ، وذلك بأن تقدم كل ذرة نيتروجين ثلاث إلكترونات من إلكترونات المستوى الأخير ، وينشأ عن ذلك تكون رابطة تساهمية ثلاثية .

$_7N:1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

:N⋮⋮N:



(رابطة تساهمية ثلاثية)

تهجين الأفلاك

- مزايا الأفلاك الهجينية

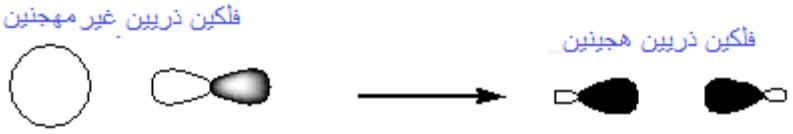
١- ذو خواص اتجاهية قوية يتكون الفلك الهجين من قسمين أحدهما أكبر من الآخر ، لذلك يستطيع أن يتدخل بشكل جيد في اتجاه واحد فقط .

٢- تختلف الاتجاهات الفراغية للأفلاك الهجينة عن الاتجاهات الفراغية للأفلاك الذرية العادية ، حيث تكون **زوايا** دقيقة تعطي **شكلا هندسيا** فراغيا للجزيئات

٣- يتمدد الفلك الهجين مبتعدا عن النواة ، لذلك تكون قدرته على الربط أكثر من الفلك العادي الذي تكون قدرته أكثر محدودية بسبب كونه أكثر قرباً من النواة.

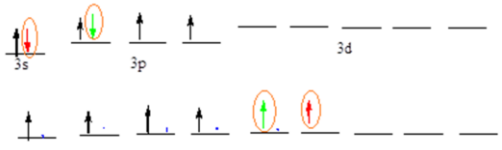
٤- الأفلاك المهجنة أقل طاقة من الأفلاك التي نتجت منها .

٥- يكون عدد الأفلاك المهجنة مساويا لعدد الأفلاك الذرية التي امتزجت مع بعضها.



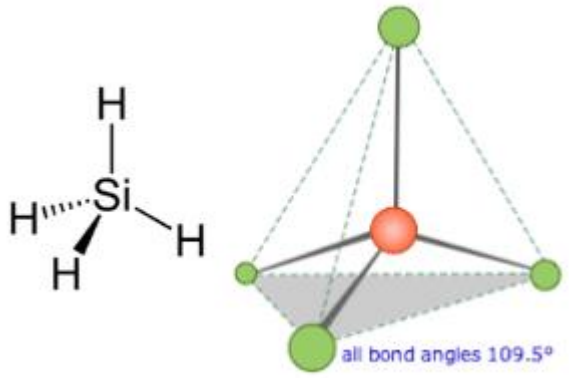
ملاحظة ، المقصود بنوع التهجين هو أنه انتقال الالكترونات في المدارات الفرعية التي في آخر مستوى رئيسي (مدارات التكافؤ) ، حيث ينتقل إلكترون من المدار الممتلئ إلى المدار الفارغ ، الأرقام الصغيرة أعلى الرموز يقصد بها عدد المدارات الثانوية التي اشتركت في التهجين

اصبح s به إلكترون
p كل من مداراته الثلاث يحوي إلكترون p^3
مدارين من d يحوي إلكترون d^2
فالتهجين Sp^3d^2

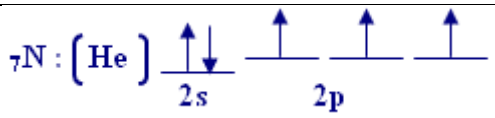
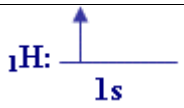
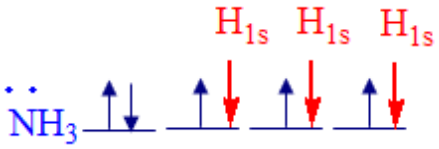
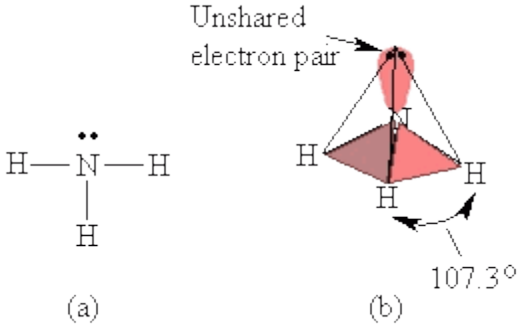


فلك التهجين sp^3

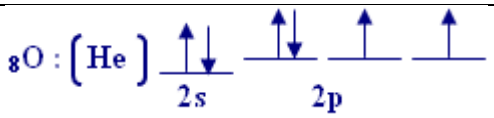
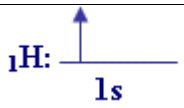
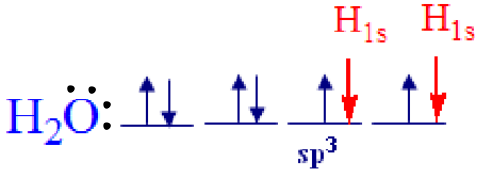
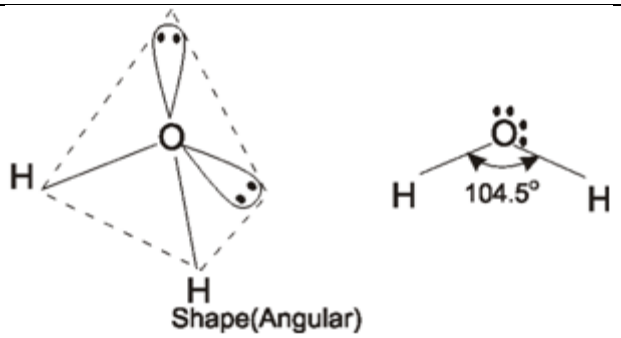
مثال SiH_4 : نتبع الخطوات التالية

١- **اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة Si_{14} مفصلاً إلكترونات المستوى الأخير .**	$_{14}Si$: [Ne] ↑↓ (3s) ↑ ↑ (3p)
٢- **اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة Si_{14} بعد التهجين .** (ينتقل الكترون من 3s إلى الفلك الفارغ p_y)	$_{14}Si$: [Ne] ↑ ↑ ↑ ↑ — أفلاك sp^3 الأربعة
٣- اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة الهيدروجين H_1	$_1H$: ↑ (1s) — أربع ذرات هيدروجين كل ذرة لها توزيع بهذا الشكل
٤- **كل ذرة هيدروجين أدخل مدارها 1S في أحد مدارات السيليكون المهجن**	H_{1s} H_{1s} H_{1s} H_{1s} — SiH_4 ↓↓↓↓
٥- **اكتب أسماء الأفلاك المشتركة في تكوين الرابطة** Si-H.	**أسماء الأفلاك المشتركة في الربط 1s من كل ذرة من ذرات الهيدروجين ، وأفلاك sp^3 الأربعة في ذرة السيليكون**
٦- **ارسم الشكل الهندسي للجزيء SiH_4** **رباعي الأوجه منتظم وذرته المركزية هي Si** جزيء SiH_4 يشبه جزيء الميثان CH_4	

جزيء النشادر (الأمونيا) NH_3

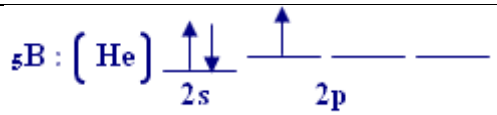
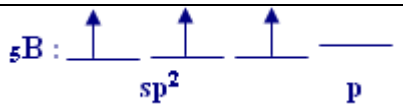
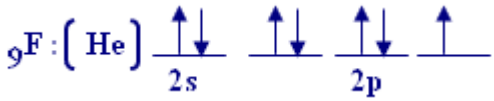
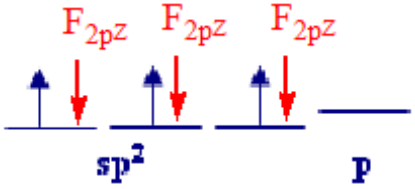
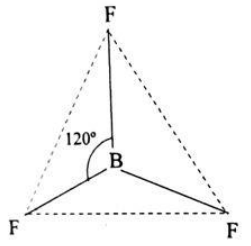
١- **اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة N_7 مفصلاً إلكترونات المستوى الأخير .**	
٢- **اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة Si_{14} بعد التهجين** لاحظ أنه لا يوجد مدار فرعي فارغ لذا لن يحصل انتقال الكترون	
٣- اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة الهيدروجين H_1	 ثلاث ذرات هيدروجين كل ذرة لها توزيع بهذا الشكل
٤- **كل ذرة هيدروجين أدخل مدارها 1S في أحد مدارات السيليكون المهجن** لاحظ أن النقطتين أعلى N تمثل الزوج الإلكتروني الحر في المدار 2S للنيتروجين	
٥- ارسم الشكل الهندسي للجزيء **النشادر** **مثلث هرمي وذلك لوجود زوج إلكتروني مزدوج ولم يشترك في الربط.**	

جزيء الماء H_2O

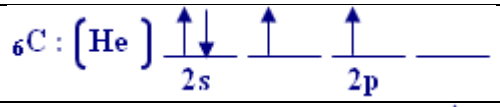
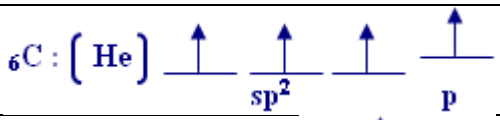
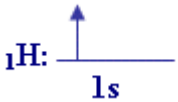
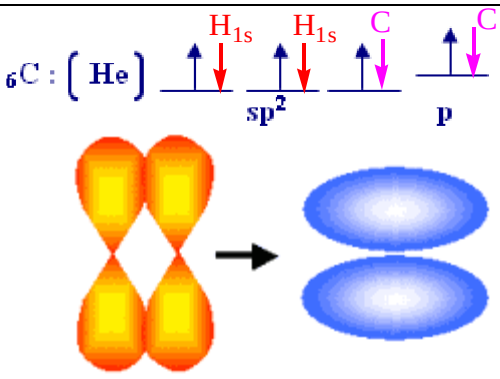
١. **اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة O_8 مفصلاً إلكترونات المستوى الأخير .**	
٢. **اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة O_8 بعد التهجين** **لاحظ أنه لا يوجد مدارفرعي فارغ لذا لن يحصل انتقال الكترون**	
٣. اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة الهيدروجين H_1	 ذرتين هيدروجين كل ذرة لها توزيع بهذا الشكل
٤. **كل من ذرتي الهيدروجين أدخل مدارها 1S في أحد مدارات السيليكون المهجن** ٥. لاحظ أن النقط أعلى O تمثل زوجين إلكترونيين غير مشتركتين في الربط	
٦. ارسم الشكل الهندسي للجزيء **الماء** وجود الزوجين الإلكترونيين جعلت من شكل الماء زاوي (منحني) جزيء كبريتيد الهيدروجين H_2S شبيه بجزيء الماء	

فلك التهجين sp^2

جزيء فلوريد البورون BF_3

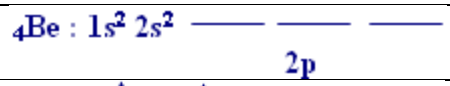
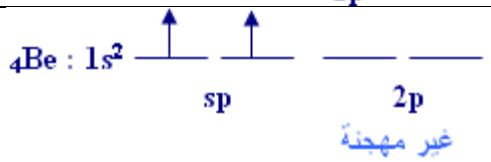
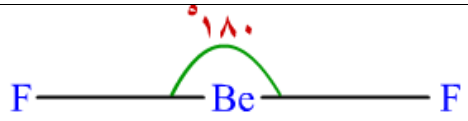
التوزيع الإلكتروني لذرة البورون B_5	
الأفلاك المهجنة هي أفلاك s , p ويحدث التهجين بين فلك s واثنين من أفلاك p (px , py) , ويبقى فلك p_z الثالث دون تهجين	
التوزيع الإلكتروني لذرة الفلور F_9	
يتداخل الفلك P_z من ذرات الفلور مع الفلك المهجن sp^2 للبورون	
ينتج عن هذا التهجين ثلاثة أفلاك من نوع sp^2 متكافئة في طاقتها ، وتتجه نحو رؤوس مثلث متساوي الأضلاع وزاوية الربط فيها 120^o هذا المثال شبيه بجزيء هيدريد البورون BH_3	 fig. The trigonal structure of BF_3

جزيء الإيثين C_2H_4 (C=C)

التوزيع الالكتروني لذرتي الكربون	
تهجين ذرة الكربون (انتقال الكترون من s إلى p)	
توزيع الهيدروجين	
ذرتي الهيدروجين ستدخلان في أول مدارين في ذرة C المهجنة فينتج روابط سيجما نفس الشيء يحص مع الذرتين الأخريين H و ذرة الكربون الأخرى يتبقى المدارين المهجنين الثالث والرابع في كل ذرة كربون سيتداخل الفلك الثالث في إحداهما مع الفلك الثالث من الأخرى ، فينتج رابطة سيجما الفلك الرابع يتداخل مع الفلك الرابع بشكل جانبي فينتج الرابطة باي π	

تهجين sp :

مركب فلوريد البيريليوم BeF_2

التوزيع الالكتروني للبريليوم	
تهجين البريليوم لا يوجد أي إلكترون منفرد في ذرة البيريليوم. لكن يوجد أزواج إلكترونية بالتالي سيكون تهجين في ذرة البيريليوم بين فلك i2s وأحد أفلاك 2p (2pz)	
صار لدى البريليوم مدارين بإلكترونات منفردة جاهزة لدخول ذرتين (فلور مثلا) جزيء الإيثاين و BH_2 شبيه بهذا المثال	

قوة الروابط التساهمية :

طول الرابطة : المسافة بين نواتي الذرتين (قوة التجاذب بين الذرتين)

تناسب عكسي ← الرابطة القصيرة أقوى من الرابطة الطويلة

✓ عدد الإلكترونات المشاركة تؤثر إيجابيا على طول الرابطة

فالرابطة الأحادية أطول (أضعف) من الثنائية التي بدورها أطول (أضعف) من الثلاثية

بالتالي يلزمنا طاقة فك لجزيء النيتروجين أكبر من طاقة فك الأكسجين الذي يلزمه طاقة أكبر من طاقة فك جزيء الفلور

F_2		O_2		N_2
F—F	<	O=O	<	N≡N
0.143 nm		0.121 nm		0.11 nm
159 KJ/mol		498 KJ/mol		945 KJ/mol

تسمية وكتابة صيغة الجزيئات التساهمية (الجزيئية)

١- تسمية المركبات ثنائية الذرة

يشبه تسمية المركبات الأيونية حيث يكتب أولا اسم العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية) ثم اسم العنصر الأول كاملا

مراعاة أن يتم تسمية العنصر الثاني إضافة (يد)

١. أول (أحادي)
٢. ثاني (ثنائي)
٣. ثالث (ثلاثي)
٤. رابع (رباعي)
٥. خامس (خماسي)
٦. سادس (سداسي)
٧. سابع (سباعي)
٨. ثامن (ثماني)
٩. تاسع (تساعي)
١٠. عاشر (عشاري)

٢- تستخدم بادئات تحديد عدد ذرات كل عنصر

تسمية مركبات الجزيئات الثنائية الذرات ما اسم المركب P_2O_5 الذي يُستخدم مادةً مجففة تمتص الماء؟

أولاً سمِّ عناصر المركب.

العنصر الأول يُسمى باسمه الكامل. الفوسفور

العنصر الثاني يُضاف مقطع (يد) إلى أصل اسم العنصر أكسيد

عند جمع الاسمين معًا. أكسيد الفوسفور

والآن نضيف البادئات التي تعبر عن عدد ذرات كل عنصر.

خامس أكسيد ثنائي الفوسفور

مسائل تدريبية

سمِّ كلًّا من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات الآتية:

14. CO_2 ثاني أكسيد الكربون

15. SO_2 ثاني أكسيد الكبريت

16. NF_3 ثالث فلوريد النيتروجين

17. CCl_4 رابع كلوريد الكربون

18. **تحفيز** ما الصيغة الجزيئية لمركب ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخ؟ As_2O_3

أسماء شائعة لبعض المركبات التساهمية واسمها العلمي

عرفت بعض المركبات قديما قبل استحداث التسمية العلمية واشتهرت باسمها الشائع أكثر من العلمي

الصيغة الجزيئية	الاسم الشائع	الاسم العلمي
NH_3	أمونيا أو نشادر	ثالث هيدريد النيتروجين
H_2O	ماء	أكسيد ثنائي الهيدروجين
N2H4	هيدرازين	رابع هيدريد ثنائي النيتروجين
NO	أكسيد النيتريك	أول أكسيد أحادي النيتروجين

٣- تسمية الأحماض الهيدروجينية :

- الأحماض الهيدروجينية الثنائية التي تحوي هيدروجين وذرة أخرى فقط يكتب كلمة حمض ثم هيدرو ثم اسم الذرة الثانية منتهية بالمقطع (ـيك)

HCl حمض الهيدروكلوريك

الأحماض الهيدروجينية غير الثنائية تسمى بنفس الطريقة

HCN حمض الهيدروسيانيك ، HNO_3 حمض النيتريك

٤- تسمية الأحماض الأكسجينية

يتألف من هيدروجين وأنيون متعدد الذرات يحوي أكسجين

الشق الأنيوني	الاسم العلمي للحمض
ClO_4^- بيركلورات	حمض بيركلوريك $HClO_4$
ClO_3^- كلورات	حمض كلوريت $HClO_3$
ClO_2^- كلوريت	حمض كلوروز $HClO_2$
ClO^- هيبوكلوريت	حمض هيبوكلوروز $HClO$
IO_4^- بيرأيودات	حمض بيرأيوديك HIO_4
IO_3^- أيودات	حمض أيوديت HIO_3
IO_2^- أيوديت	حمض أيودوز HIO_2
IO^- هيبوأيوديت	حمض هيبوأيودوز HIO
SO_3^{2-} كبريتيت	حمض الكبريتوز H_2SO_3
SO_4^- كبريتات	حمض الكبريتيك H_2SO_4
$S_2O_3^{2-}$ ثيوكبريتات	حمض ثيوكبريتيك $H_2S_2O_3$
PO_4^{3-} فوسفات	حمض الفوسفوريك H_3PO_4
NO_3^- نترات	حمض النيتريك HNO_3

الشق الأنيوني	الاسم العلمي للحمض
BrO_4^- بيربرومات	حمض بيربرميك $HBrO_4$
BrO_3^- برومات	حمض برميت $HBrO_3$
BrO_2^- برومیت	حمض بروموز $HBrO_2$
BrO^- هيبوبروميت	حمض هيبوبروموز $HBrO$
FO_4^- بيرفلورات	حمض بيرفلوريك HFO_4
FO_3^- فلورات	حمض فلوريت $HFlO_3$
FO_2^- فلوريت	حمض فلوروز HFO_2
FO^- هيبوفلوريت	حمض هيبوفلوروز HFO
CO_3^{2-} كربونات	حمض الكربونيك H_2CO_3
CrO_4^{2-} كرومات	حمض الكروميك H_2CrO_4
$Cr_2O_7^{2-}$ ثنائي الكرومات	حمض ثنائي الكروميك $H_2Cr_2O_7$
AsO_4^{3-} زرنيخات	حمض الزرنيخيك H_3AsO_4
NO_2^- نيتريت	حمض النيتروز HNO_2

مسائل تدريبية

سمّ كلًّا من الأحماض الآتية مفترضًا أن جميعها تذوب في الماء.

19. HI حمض هيدرويوديك

20. $HClO_3$ حمض الكلوريك

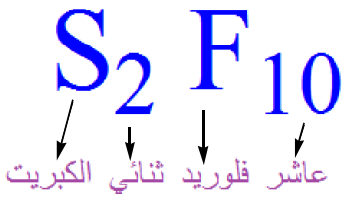
21. $HClO_2$ حمض الكلوروز

22. H_2SO_4 حمض الكبريتيك

23. H_2S حمض هيدروكبريتيد

24. تحفيز ما الصيغة الجزيئية لحمض البيريوديك؟ HIO_4

عند كتابة الصيغة الجزيئية نبدأ من آخر الاسم لأوله



مسائل تدريبية

اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الآتية:

25. كلوريد الفضة. $AgCl$

26. أكسيد ثنائي الهيدروجين. H_2O

27. ثلاثي فلوريد الكلور. ClF_3

28. ثلاثي أكسيد ثنائي الفوسفور. P_2O_3

29. عشاري فلوريد ثنائي الكبريت. S_2F_{10}

30. تحفيز ما الصيغة الكيميائية لحمض الكربونيك؟ H_2CO_3

الصيغ البنائية للجزيئات التساهمية (الجزيئية)

- نماذج تمثيل الجزيئات

١- الصيغة الجزيئية

٢- تركيب لويس (النقطي)

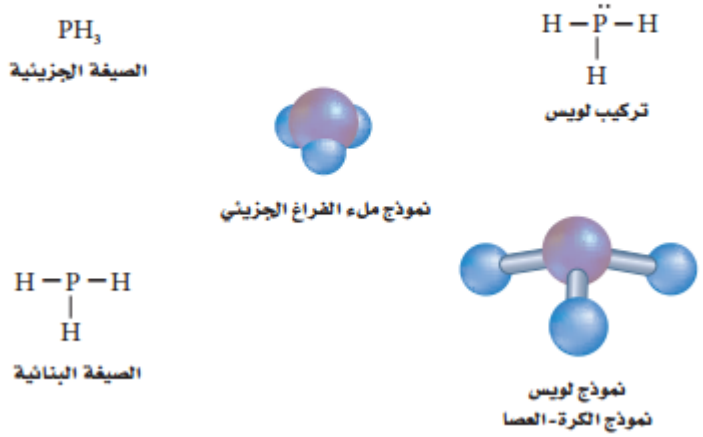
٣- نموذج ملء الفراغ الجزيئي

٤- نموذج لويس (الكرة والعصا)

٥- الصيغة البنائية تبين المواقع النسبية للذرات في الجزيء وطرائق ارتباطها معا

ثلاثي هيدريد الفوسفور (الفوسفين).

قارن بين المعلومات المبينة في كل نموذج.



تركيب لويس لمركب تساهمي له روابط أحادية. تستخدم الأمونيا بوصفها خامًا لصناعة العديد من المواد الأخرى، ومنها مواد التنظيف والأسمدة والمتفجرات. ارسم تركيب لويس للأمونيا NH_3.

2 حساب المطلوب

يجب أن نجد العدد الإجمالي لإلكترونات التكافؤ المتوافرة للترابط.

$$1\ \cancel{\text{atom N}} \times \frac{5\ \text{إلكترونات تكافؤ}}{1\ \cancel{\text{atom N}}} + 3\ \cancel{\text{atom H}} \times \frac{1\ \cancel{\text{إلكترون تكافؤ}}}{1\ \cancel{\text{atom H}}} = 8\ \text{إلكترونات تكافؤ}.$$

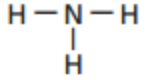
هناك 8 إلكترونات تكافؤ موجودة للترابط.

حدد عدد أزواج الترابط الكلي. وللقيام بذلك اقسم عدد الإلكترونات المتوافرة للترابط على 2.

$$\frac{8\ \text{إلكترونات}}{2\ \text{إلكترون/زوج}} = 4\ \text{أزواج}$$

يتوافر أربعة أزواج من الإلكترونات للترابط.

ضع زوجًا رابطًا من الإلكترونات بين ذرة النيتروجين المركزية وكل ذرة هيدروجين جانبية لتكوين رابطة أحادية.



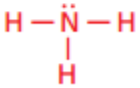
حدد عدد الأزواج غير المرتبطة المتبقية.

اطرح عدد الأزواج المستخدمة في هذه الروابط من العدد الإجمالي للإلكترونات المتوافرة للترابط.

4 أزواج (المجموع الكلي) − 3 أزواج مستخدمة = زوج واحد غير رابط

يكون الزوج المتبقي هو زوج غير رابط، ويجب أن يضاف إلى الذرة المركزية أو إلى الذرات الجانبية. ولأن ذرات الهيدروجين تقبل رابطة واحدة فقط فإنها لا تستقبل زوجًا غير رابط من الإلكترونات.

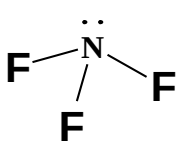
ضع الزوج غير المرتبط المتبقي على ذرة النيتروجين المركزية.

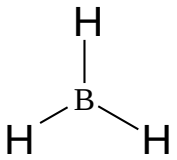


مسائل تدريبية

37. ارسم تركيب لويس لجزيء BH_3.

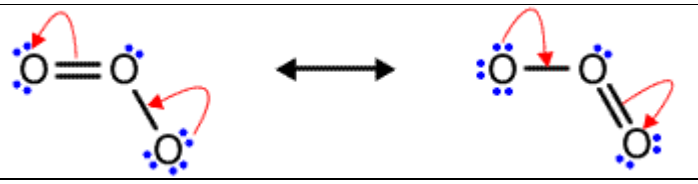
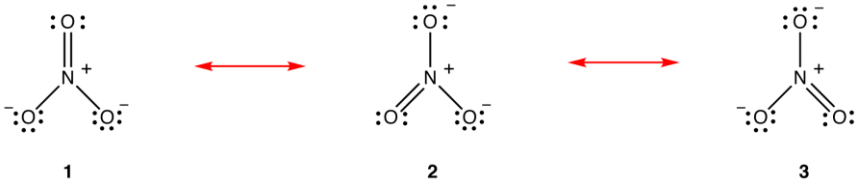
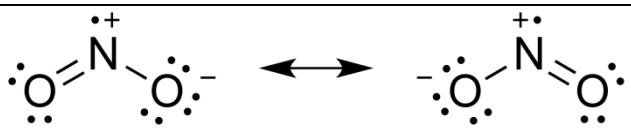
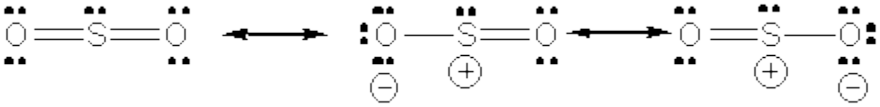
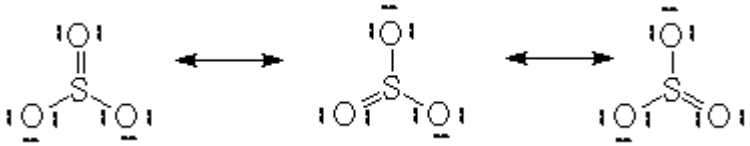
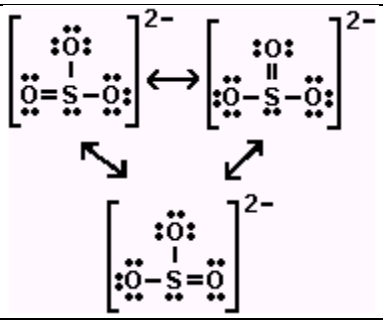
38. تحفيز يحتوي جزيء ثلاثي فلوريد النيتروجين على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم تركيب لويس للجزيء.





الرنين

- **الرنين** حالة تحدث عندما يكون هناك أكثر من احتمال لرسم أكثر من تركيب لويس لشكل الجزيء أو الأيون

جزيء الأوزون O_3	
أيون النيترات NO_3^-	
أيون النيتريت NO_2^-	
SO_2	
SO_3	
SO_3^{2-}	

الروابط التساهمية التناسقية :

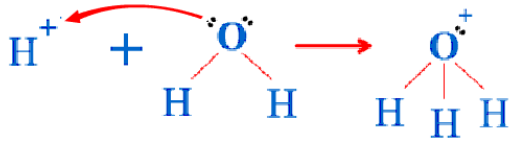
- الأزواج الإلكترونية الحرة على بعض الجزيئات التساهمية مثل H_2O , NH_3 قد تشارك بها مع أيون أو ذرة بها مدارات فارغ
- الجزيئات التناسقية لا تنطبق عليها القاعدة الثمانية فقط تستقر بالامتلاء الكامل عادة بأكثر من 8 إلكترونات تكافؤ

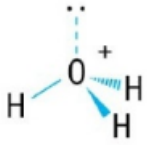
أيون الهيدرونيوم H_3O^+ جزيء تساهمي تناسقي

عندما يتميأ حمض بروتوني يتفكك إلى بروتون والشق الأنيوني ، سرعان ما يرتبط البروتون بجزيء الماء بواسطة الإلكترونات الحرة على ذرة الأكسجين

ملاحظة البروتون يحوي مدارا فارغا $H^+ : 1s^0$ و $H : 1s^1$

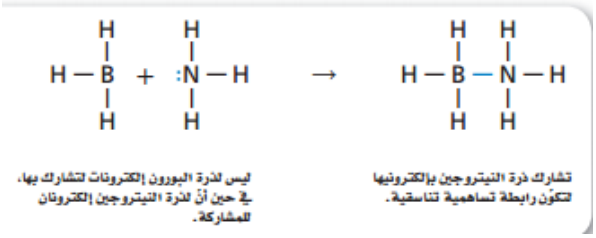
$$H^+ + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + \text{طاقة}$$

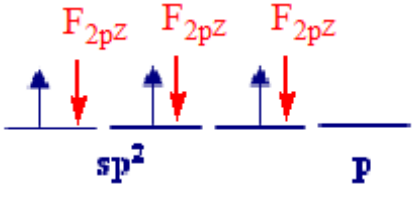




لاحظ أن الشكل الهندسي يشبه شكل الأمونيا (مثلث هرمي)

مثال ثلاثي فلوريد البورون + أمونيا



جزي BF_3 	لاحظ المدار الفارغ p_z في ذرة البورون يكون مستعدا لاستقبال إلكترونين إضافيين ليصبح مستقرا بالامتلاء الكامل

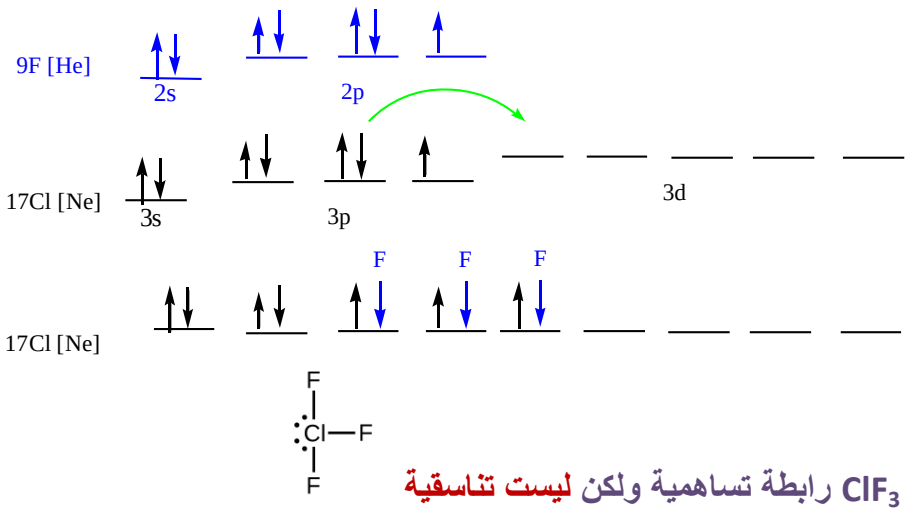
مسائل تدريبية

ارسم تراكيب لويس للجزيئات الآتية:

47. ClF_3

48. SO_3

49. **تحفيز** ارسم تراكيب لويس للجزيء الناتج عن ارتباط 6 ذرات فلور مع ذرة كبريت بروابط تساهمية.



ClF_3 رابطة تساهمية ولكن ليست تناسقية

ولم تنطبق القاعدة الثمانية لأن الاستقرار تم بـ 10 إلكترونات في المستوى الأخير للكلور

نموذج VSEPR Valence Shell Electron Pair Repulsion

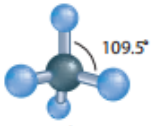
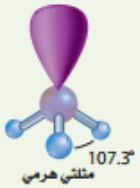
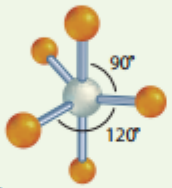
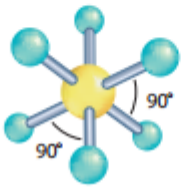
- نموذج التنافر بين إلكترونات التكافؤ
- يعتمد نموذج VSEPR على الترتيب الذي من شأنه أن يقلل التنافر بين أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة (حرة) حول الذرة المركزية إلى أقصى ما يمكن
- إن تنافر أزواج الإلكترونات في الجزيء تعمل على تثبيت مواقع الذرات في الجزيء بحيث تصنع زوايا ثابتة
- زاوية الرابطة : هي الزاوية بين ذرتين متجاورتين مرتبطتين بالذرة المركزية وقيمها مدعومة تجريبيا
- تؤثر الإلكترونات الحرة على شكل الجزيء

مثلا **جزيء H_2O و CO_2** قد تظن في أول وهلة أنهما يأخذان الشكل الخطي لكن علميا أثبت عكس ذلك بالنسبة لـ CO_2 فلعدم وجود زوج إلكتروني غير رابط (حر) حول الذرة المركزية (الكربون) يكون شكل الجزيء خطي O=C=O فالزاوية 180^o

هذا النموذج لجزيء الماء خاطئ H—O—H ثبت علميا أنه يوجد انحناء بزاوية معينة في الجزيء بسبب الزوج الإلكتروني لذا فالنموذج الصحيح H O H يمكن الاستنتاج أن الزاوية أقل من 180^o بسبب الانحناء الذي أحدثه الأزواج الإلكترونية ، وكلما كانت أكثر زاد الانحناء وصغرت الزاوية

تمثل الكرات الذرات، وتمثل العصي الروابط، وأما الفلقات (الفصوص) فتمثل أزواج الإلكترونات غير الرابطة.

الجدول 6-4 الأشكال الفراغية للجزيئات

الجزيء	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الأزواج المشتركة	الأزواج غير الرابطة	المستويات المهجنة	أشكال الجزيئات
$BeCl_2$	2	2	0	sp	
$AlCl_3$	3	3	0	sp^2	
CH_4	4	4	0	sp^3	
PH_3	4	3	1	sp^3	
H_2O	4	2	2	sp^3	
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	

يحتوي جزيء $BeCl_2$ على زوجين فقط من الإلكترونات المرتبطة مع ذرة Be المركزية. لذا تكون إلكترونات الرابطة على أبعد مسافة ممكنة بينها، وزاوية الرابطة 180° وشكل الجزيء خطيًا.

تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في المركب $AlCl_3$ على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوٍ والزوايا بين الروابط 120°.

عندما تحتوي الذرة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من إلكترونات التراط كما في الميثان CH_4 يكون الشكل رباعي الأوجه منتظمًا والزوايا بين الروابط 109.5°.

لجزيء PH_3 ثلاث روابط تساهمية أحادية وزوج غير مرتبط. يأخذ الزوج غير المرتبط حيزًا أكبر من الرابطة التساهمية. وتوجد قوة تنافر أقوى بين هذا الزوج والأزواج الرابطة مقارنة بالأزواج الرابطة بعضها ببعض. لذا يكون الشكل الناتج مثلثي هرمي والزوايا بين الروابط 107.3°.

للماء رابطتان تساهميتان وزوجان غير رابطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير الرابطة زاوية مقدارها 104°. مما يجعل شكل جزئ الماء منحنيًا.

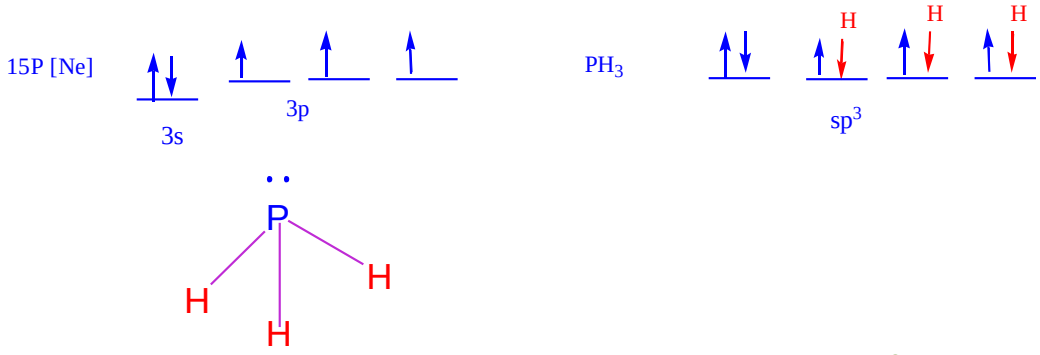
لجزيء $NbBr_5$ خمسة أزواج من الإلكترونات الرابطة، لذا يقلل الشكل الثنائي الهرم الثلاثي من التنافر بين أزواج الإلكترونات المشتركة.

ليس لجزيء SF_6 أزواج إلكترونات غير رابطة مع الذرة المركزية، ومع ذلك فله ستة أزواج رابطة مرتبة حول الذرة المركزية لتكوّن شكلاً ثماني الأوجه.

ما شكل الجزيء؟ ثلاثي هيدريد الفوسفور غاز عديم اللون ينتج عن تعفن المواد العضوية، ومنها السمك. ما شكل جزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور؟ حدّد مقدار زاوية الرابطة والمستويات المهجنة فيه.

1 تحليل المسألة

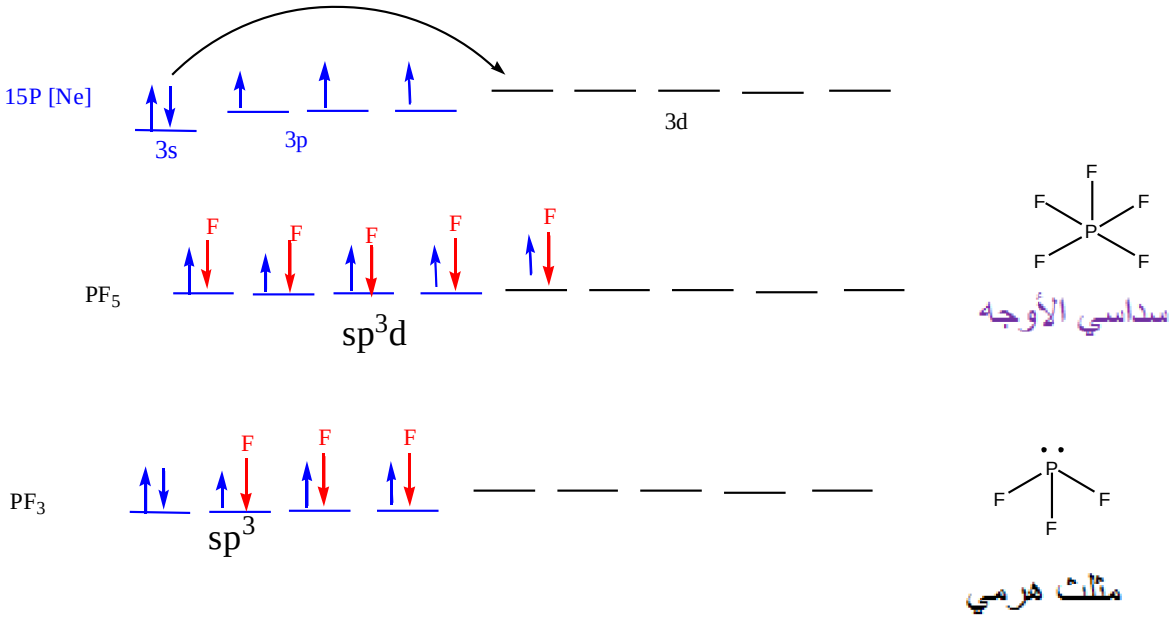
نعلم من المعطيات أن الجزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور، وله 3 ذرات هيدروجين جانبية متصلة بذرة فوسفور مركزية.



المستويات المهجنة sp^3 والزاوية

إذا قورنت بجزيء BF_3 وهو مثلث مستوي زواياه 120^o فبسبب وجود الزوج الإلكتروني في PH_3 ستقل الزاوية (107^o) والشكل مثلث هرمي : يشبه جزيء الأمونيا NH_3

66. قارن بين شكل الجزيء والمستويات المهجنة لكل من PF_3 و PF_5. واشرح الفرق بين شكليهما.

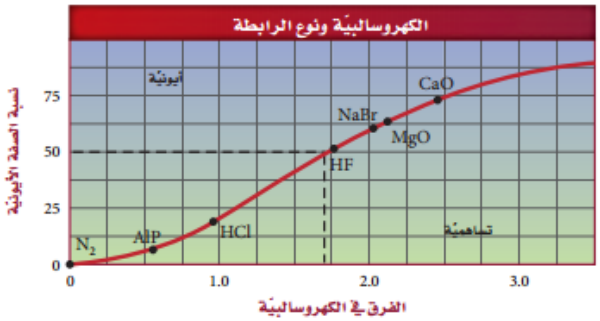


قطبية الجزيئات التساهمية

- الميل الإلكتروني : مدى قابلية الذرة على استقبال الإلكترون ، يزداد من يسار إلى يمين الدورة (عدا الغازات النبيلة)
- الكهروسالبية : القدرة النسبية للذرة لجذب إلكترونات الرابطة الكيميائية
- فرق الكهروسالبية تحدد نوع الرابطة :
  - أكبر من 1.7 ⟵ الرابطة أيونية
  - بين 1.7 – 0.4 ⟵ الرابطة تساهمية قطبية
  - أقل من 0.4 ⟵ الرابطة تساهمية غير قطبية (تساهمية نقية)

ويكون فرق السالبية صفر في الرابطة بين ذرتين متماثلتين مثل O=O جزيء الأكسجين

لا يمكن أن تكون الرابطة الكيميائية أيونية 100% أو تساهمية 100% بل يعتمد نوع الرابطة على مقدار قوة جذب الذرات لإلكترونات الرابطة



الشكل 21–4 يوضح الرسم البياني أن فرق الكهروسالبية بين الذرات المترابطة يحدد نسبة الصفة الأيونية في الرابطة. تكون الرابطة أيونية إذا كانت نسبة الصفة الأيونية فيها أكثر من 50%.

اختبار الرسم البياني

حدد نسبة الصفة الأيونية للرابطة في أكسيد الكالسيوم. 74%

قطبية الرابطة تعتمد على عوامل وهي:

١) وجود اختلاف بين الذرتين المكونتين للرابطة .

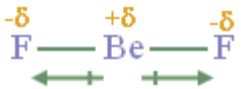
فالجزيئات المتماثلة N_2 , F_2 , H_2 , O_2 غير قطبية

٢) الشكل أو البناء الهندسي.

H_2O الزاوي قطبي لكن CO_2 الخطي غير قطبي

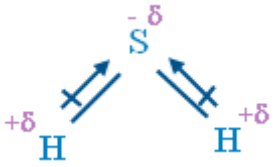
٣) وجود الأزواج الإلكترونية الحرة (إلكترونات غير رابطة)

مثل الميثان غير قطبي لكن الأمونيا قطبي مع أن كلاهما sp^3



جزي BeF_2 (خطي ~ sp) ، الرابطتين القطبيتين لهما نفس قيمة العزم القطبي ، ولكن في ـ متعاكسين وتكون محصلتهما صفر وهذا يفسر كون الجزيء غير قطبي.

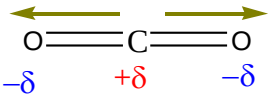
جزي H_2S (زاوي ~ sp^3) – الرابطتين قطبيتين تتفق اتجاهها مع



الازواج الالكترونية على S

تدريبات على قوى الربط القطبية

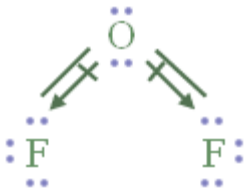
تدريب (١) : بين مستعينا بالرسم لماذا يكون جزيء **CO_2** غير قطبي .



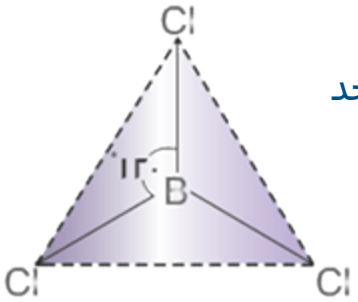
ج: الرابطتين القطبيتين لهما نفس قيمة العزم القطبي ، ولكن في ـ متعاكسين وتكون محصلتهما صفر

تدريب (٢) : ارسم الشكل الهندسي لجزيء **OF_2** وحدد هل هو قطبي ام غير قطبي مع تفسير جوابك.

ج: يشبه شكل الماء (زاوي , sp^3)



الجزيء قطبي ووجود أزواج إلكترونية غير رابطة متفقة مع اتجاه عزم ثنائي القطب يزيد من قطبيتها

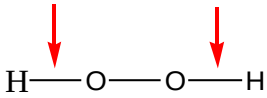


تدريب : (3) الشكل المجاور الشكل الهندسي لجزيء BCl_3 لماذا لا توجد قطبية للمركب ؟؟

شكل جزيء BCl_3 هو مثلث مستوى متناظر (تهجين SP^3) بزوايا ربط مقدار الواحدة منها ١٢٠ ° وبالتالي فالمحصلة للعزم القطبي تساوي صفراً.

تدريب (٤) : قيمة العزم القطبي لجزيء **H2O2** يساوي **2.13 D**، أما الربط فهو **H – O - O – H**، أجب عما يلي

أ) أي الروابط هي التي لها عزم ثنائي قطب ؟



ب) لماذا لا يمكن ان يكون شكل الجزيء خطيا ؟

لأن قيمة عزم القطب ≠ صفر

خصائص المواد التساهمية

١. توجد المركبات التساهمية على شكل جزيئات مستقلة تترابط بينها بقوى تجاذب ضعيفة ، لذلك تسمى المواد التي ترتبط بروابط تساهمية بالمواد الجزيئية .

٢. المواد الجزيئية قد توجد في الحالة الصلبة (مثل السكر) أو السائلة (مثل الماء) أو الغازية (مثل الهيدروجين) ، ويمكن أن تملك مادة جزيئية واحدة حالات المادة الثلاث إذا رفعنا درجة حرارتها كما يحدث في الثلج الذي يتحول إلى ماء سائل بالتسخين وإلى بخار إذا استمر التسخين .

٣. محاليلها قد توصل للتيار الكهربائي مثل **محاليل الحموض** ، وقد تكون غير موصلة مثل محلول السكر في الماء .

تتفكك محاليل الحموض مثل حمض الهيدروكلوريك HCl إلى أيونات موجبة وأخرى سالبة ، فهي بذلك موصلة للتيار الكهربائي ، أما محلول السكر فهو غير موصل للتيار الكهربائي لأنه يتفكك إلى جزيئات متعادلة عند إذابته في الماء .

٤. درجات انصهارها منخفضة .

٥. الحالات الصلبة منها أغلبها لينة مقارنة بالمركبات الأيونية مثل شمع البرافين

٦. ترتسب المركبات الجزيئية في الحالة الصلبة لتكون شبكات بلورية أضعف من الشبكة البلورية الأيونية

٧. المواد الصلبة التساهمية البلورية ، هشة ، غير موصلة للحرارة والكهرباء وشديدة الصلابة مثل الكوارتز والألماس

في الألماس ترتبط كل ذرة كربون بأربع ذرات كربون أخرى ، هذا الترتيب الرباعي الأوجه المنتظم يشكل نظاما بلوريا شديد الترابط وله درجة انصهار عالية جدا

سؤال : ما نوع الرابطة التساهمية في كل جزيء من الجزيئات التالية HCl , F_2O , NH_3 , CH_4 , CO_2 ؟ مع العلم أن الاعداد الذرية كالتالي (C = 6 , F = 9 , O = 8 , H = 1 , Cl = 12)

CO2 تساهمية غير قطبية ، HCl تساهمية قطبية ، F_2O تساهمية قطبية

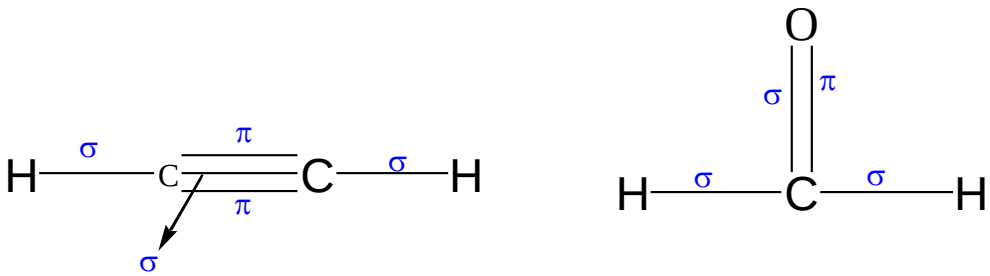
CH_4 تساهمية غير قطبية ، NH_3 تساهمية قطبية (بسبب الزوج الالكتروني)

74.توقع نوع الرابطة التي ستتكون بين أزواج الذرات الآتية:

a. H و S **b.** H و C **c.** Na و S

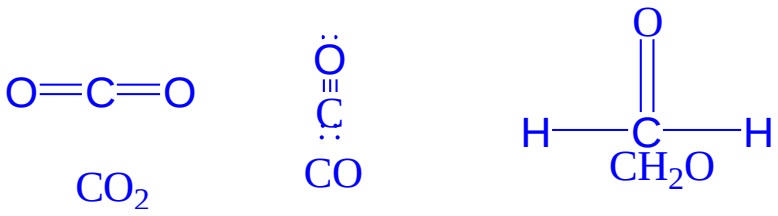
H-S تساهمية ، H-C تساهمية ، S-Na أيونية

84. حدد روابط σ و باي π في كل من الجزيئات الآتية:



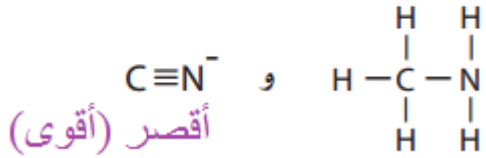
85. أي الجزيئات الآتية، CO ، و CH_2O ، و CO_2 تكون فيها رابطة C–O أقصر، وأيها تكون فيها أقوى؟

برسم لويس



نجد أن CO أقصر وأطول رابطة لأنها ثلاثية

86. أي رابطة من الروابط بين الكربون والنيتروجين في الجزيئات الآتية أقصر، وأيها أقوى؟



92. أكمل الجدول **8–4** الآتي :

الجدول 8 -4 أسماء الأحماض

الصيغة	الاسم
$HClO_2$	حمض الكلوروز
H_3PO_4	حمض الفسفوريك
H_2Se	سيلينيد ثنائي الهيدروجين
$HClO_3$	حمض الكلوريت

93. سمِّ الجزيئات الآتية:

a. NF_3 **b.** SO_3 **c.** NO **d.** SiF_4

94. سمِّ الجزيئات الآتية:

a. SeO_2 **b.** SeO_3 **c.** N_2F_4 **d.** S_4N_4

a. ثالث فلوريد النيتروجين NF_3
b. ثالث أكسيد الكبريت SO_3
c. أول أكسيد النيتروجين NO
b. رابع فلوريد السيليكون SiF_4

a. ثاني أكسيد السيلينيوم SeO_2
b. ثالث أكسيد السيلينيوم SeO_3
c. رابع فلوريد ثنائي النيتروجين N_2F_4
d. رابع نيتريد رباعي الكبريت S_4N_4

117. بَيّن الرابطة الأكثر قطبية في كل زوج مما يلي بوضع دائرة حول نهاية القطب السالب فيها :

a. S–C و C–O **c.** P–Cl و P–H

b. C–N و C–F

118. أشر إلى الذرة السالبة الشحنة في كل رابطة مما يأتي:

a. $C-H^{-\delta}$ **c.** $C-S^{-\delta}$

b. $C-N^{-\delta}$ **d.** $C-O^{-\delta}$

119. توقع أي الروابط الآتية أكثر قطبية

a. C–O **c.** C–Cl

b. Si–O **d.** C– Br

120. رتّب الروابط الآتية تصاعديًّا حسب زيادة القطبية:

a. C–H **b.** N–H **c.** Si– H

d. O– H **e.** Cl– H

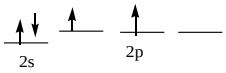
O-H > N-H > Cl-H > Si-H

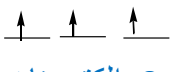
105. أي العناصر الآتية يكوّن جزيئًا مستقرًّا تزيد عدد إلكتروناته الخارجية على ثمانية إلكترونات؟ اشرح إجابتك.

a. B **b.** C **c.** P

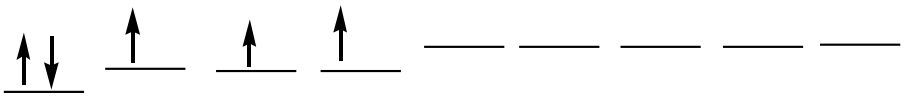
d. O **e.** Se

a. أن يفقد الإلكترونات الثلاث في الغلاف الأخير أسهل من أن يكتسب 5 إلكترونات ليملأ p لذا يستقر بـ B^{3+} يصبح $2s^2$ مثل غاز الهيليوم

b. $6C\ [He]\ 2s^2\ 2p^2$ قبل التهجين 

بعد التهجين  أربع أفلاك مهجنة بإلكترونات مفردة لها القابلية لاستقبل الكترون لكل فلك فيستقر بـ 8 إلكترونات

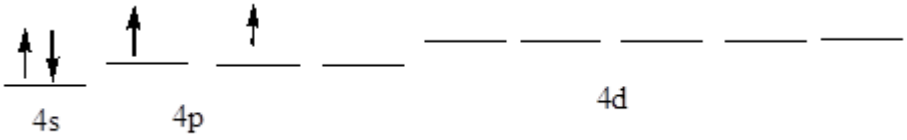
c. $15P\ [Ne]\ 3s^2\ 3p^3\ 3d^0$ ،

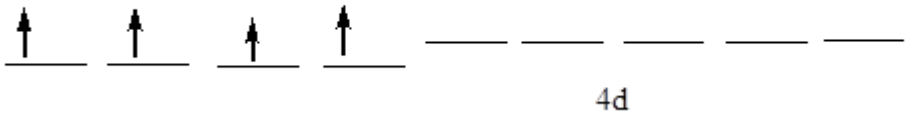


وجود مدار d الفارغ يجعل للفسفور القابلية للاستقرار بأكثر من 8 إلكترونات وممكن أيضا الاستقرار بـ 8 إلكترونات وذلك باستقبال الكترونات لملئ المدار P

d. الأكسجين يستقر بـ 8 إلكترونات $8C\ [He]\ 2s^2\ 2p^4$ باستقبال الكترونين في p

e. $34Se\ [Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$ ، يستقبل إلكترونين ليستقر بالـ 8 إلكترونات وقد يكون روابط تناسقية لأن لديه مدارات فارغة $4d^0$

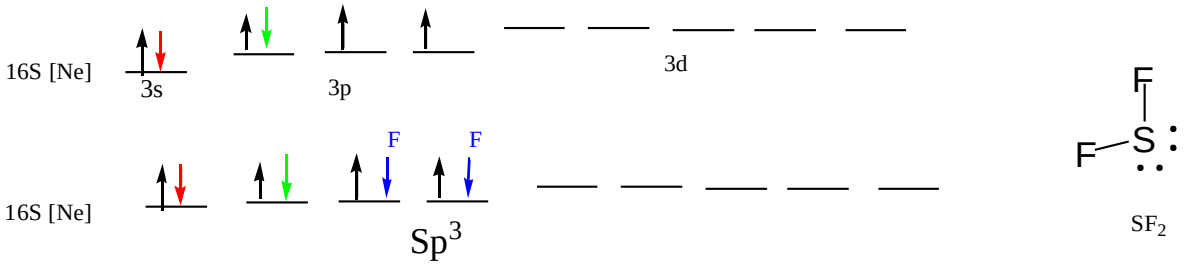




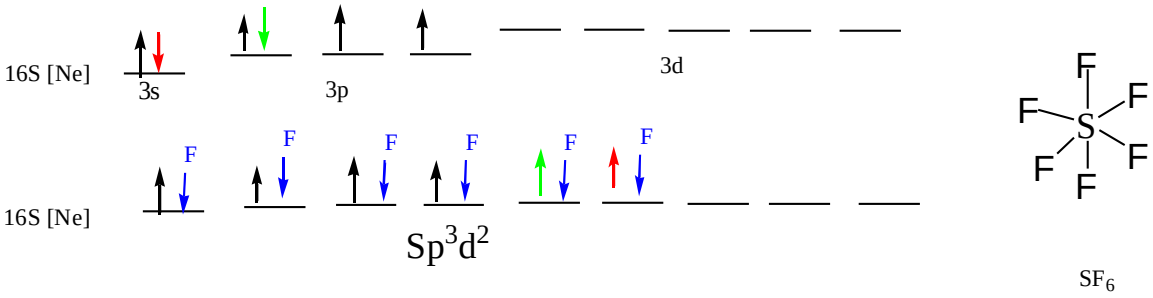
ملاحظة ، أغلب الاستقرار بأكثر من 8 إلكترونات تأتي للذرات ذات مدارات d وإن كانت فارغة تماما

الاستقرار بأقل من 8 إلكترونات غالبا للذرات (5B , 4Be , 3Li ,) حيث تفقد إلكتروناتها الخارجية لتشبه توزيع غاز الهيليوم و 1H يساهم بإلكترونه أو يكتسب ليصل لـ He

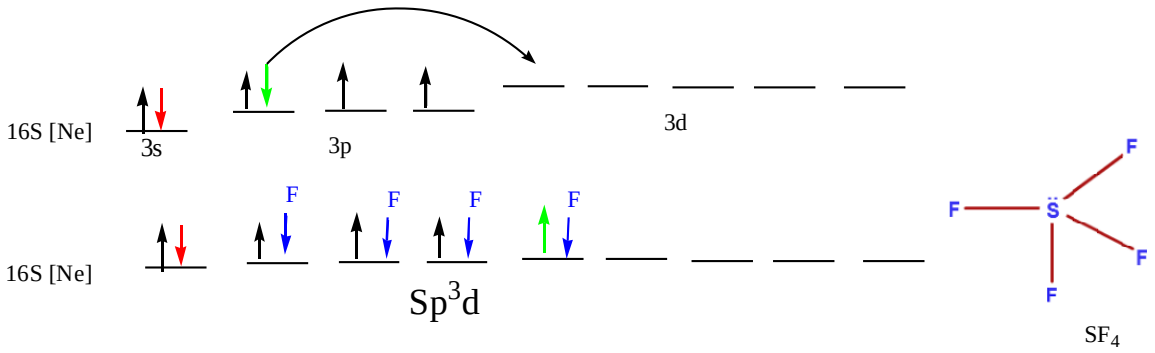
123. استخدم تراكيب لويس لتتنبأ بالقطبية الجزيئية لكل من ثنائي فلوريد الكبريت، ورباعي فلوريد الكبريت وسداسي فلوريد الكبريت.



SF_2 (SP^3 ، منحني) قطبي



SF_6 (sp^3d^2, ثماني الأوجه منتظم) غير قطبي



SF_4 (sp^3d ، ثنائي الهرم المثلثي) قطبي لوجود إلكترونات غير رابطة

أسئلة الاختيار من متعدد

1. الاسم الشائع للمركب SiI_4 هو رباعي أيودو سيلان. ما الاسم العلمي له؟

a. رباعي يوديد السيلان.
b. رباعي يود السيلان.
c. يوديد السليكون.
d. رباعي يوديد السليكون.

2. أي المركبات الآتية يحتوي على رابطة باي واحدة على الأقل؟

a CO_2 **b.** $CHCl_3$ **c.** AsI_3 **d.** BeF_2

5. أي مما يأتي يمثّل تركيب لويس لثنائي كبريتيد السليكون؟

a. :S::Si::S:
b. :S::Si::S: (كل ذرة تساهم بإلكترونين S=Si=S)
c. :S:Si:S:
d. :S:Si:S:

6. تُكَوِّنُ ذرة السيلينيوم المركزية في سداسي فلوريد السيلينيوم القاعدة الثمانية. ما عدد أزواج الإلكترونات التي تحيط بذرة Se المركزية؟

a 4 **b.** 5 **c.** 6 **d.** 7

(كل زوج إلكترونين)

7. أي الغازات الثنائية الذرات فيما يأتي له أقصر رابطة بين ذرتيه؟

a. HI **b.** O_2 **c.** Cl_2 **d** N_2

9. أي المركبات الآتية ليس له شكل الجزيء المنحني؟

a BeH_2 **b.** H_2S **c.** H_2O **d.** SeH_2

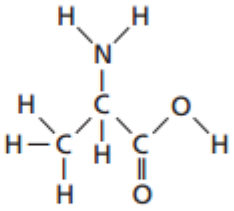
10. أي مما يأتي غير قطبي؟

a. H_2S **b** CCl_4 **c.** SiH_3Cl **d.** AsH_3

طاقة تفكيك الروابط عند 298k

الرابطة	kJ/mol	الرابطة	kJ/mol
Cl– Cl	242	N ≡ N	945
C–C	345	O–H	467
C–H	416	C–O	358
C–N	305	C=O	745
H–I	299	O=O	498
H–N	391		

8. ما مقدار الطاقة الضرورية لتفكيك الروابط جميعها المبينة في الجزيء الآتي:



a. 3024 kJ /mol **b.** 4318 kJ /mol **c.** 4621 kJ /mol **d** 5011 kJ /mol

عدد الروابط	الطاقة اللازمة لتفكيكها
رابطة واحدة C-O	358
رابطة واحدة H-O	467
أربع روابط C-H	4 x 416 = 1664
رابطة C=O	745
رابطة C-N	305
رابطتين N-H	2 x 391= 782
رابطتين C-C	2 x 345 = 690
المجموع	358 + 467 + 1664 + 745 + 305 + 782 + 690 = **5011** KJ/mol

95. اكتب صيغ الجزيئات الآتية:

a. ثنائي فلوريد الكبريت SF_2 **c.** رباعي فلوريد الكربون CF_4

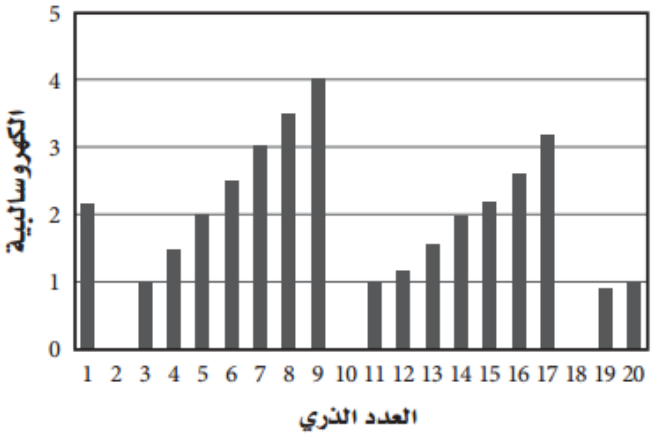
b. رباعي كلوريد السليكون $SiCl_4$ **d.** حمض الكبريتوز H_2SO_3

96. اكتب الصيغ الجزيئية للمركبات الآتية:

a. ثنائي أكسيد السليكون SiO_2 **c.** ثلاثي فلوريد الكلور ClF_3

b. حمض البروموز $HBrO_2$ **d.** حمض الهيدروبروميك HBr

استخدم الرسم البياني في الإجابة عن السؤالين 3 و 4



3. ما كهروسالبية العنصر الذي عدده الذري 14؟

a. 1.5 **b.** 1.9 **c.** 2.0 **d.** 2.2

4. بيِّن أي أزواج العناصر الآتية يكوّن رابطة أيونية؟

a. العدد الذري 3 و 4

b. العدد الذري 7 و 8

c. العدد الذري 4 و 18

d. العدد الذري 8 و 12

طريقة حل السؤال 4 هي بإيجاد الفرق في الكهروسالبية إذا أكبر من 1.7 فالرابطة أيونية

	العدد الذري الأول	قيمة الكهروسالبية	العدد الذري الثاني	قيمة الكهروسالبية	فرق الكهروسالبية
A	3	1	4	1.5	1.5 – 1 = 0.5
B	7	3	8	3.5	3.5 – 3 = 0.5
C	4	1.5	18	0	1.5 – 0 = 1.5
D	8	3.5	4	1.1	8 – 1.1 = 6.9

استعمل الجدول الآتي للإجابة عن الاسئلة 11 – 13.

الخواص الفيزيائية لبعض المركبات المختارة			
المركب	نوع الرابطة	درجة حرارة الانصهار °C	درجة حرارة الغليان °C
F_2	تساهمية غير قطبية	−220	−188
CH_4	تساهمية غير قطبية	−183	−162
NH_3	تساهمية قطبية	−78	33
CH_3Cl	تساهمية قطبية	−64	61
KBr	أيونية	730	1435
Cr_2O_3	أيونية	؟	4000

11. تم اكتشاف مركّب درجة انصهاره −100 °C. فأي مما يأتي ينطبق على هذا المركب؟

a. روابطه أيونية

b. روابطه تساهمية قطبية

c. له رابطة تساهمية قطبية أو رابطة تساهمية غير قطبية

d. له رابطة تساهمية قطبية أو رابطة أيونية

12. أي مما يأتي لا يمكن أن يكون درجة انصهار Cr_2O_3؟

a. 2375 °C

b. 950 °C

c. 148 °C

d. 3342 °C

Cr2O3 و KBr هما فقط المركبان الأيونية لذا فدرجة انصهارهما أعلى من البقية وبالمقارنة بينهما نجد أن عدد الروابط الأيونية في Cr2O3 أكثر فيلزمها طاقة حرارية أكبر لتنصهر

13. أي المركبات الآتية تنطبق عليه البيانات الواردة في الجدول؟

a. المركبات التساهمية القطبية لها درجة غليان مرتفعة.

b. المركبات التساهمية القطبية لها درجة انصهار مرتفعة.

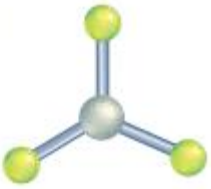
c. المركبات الأيونية لها درجة انصهار منخفضة.

d. المركبات الأيونية لها درجة غليان مرتفعة.

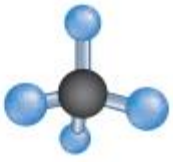
استخدم الأشكال الآتية للإجابة عن الأسئلة من 10 إلى 14.

a.

b.



c.



d.

e.

10. أي الأشكال أعلاه يمثل جزيء كبريتيد الهيدروجين؟

11. أي الأشكال يمثل جزيئات لها أربعة أزواج مرتبطة من الإلكترونات ولا تحتوي أي زوج من الإلكترونات غير المرتبطة؟

12. أي الأشكال يُعرف بالشكل الهرمي؟

13. أي الأشكال يمثل ثاني أكسيد الكربون؟

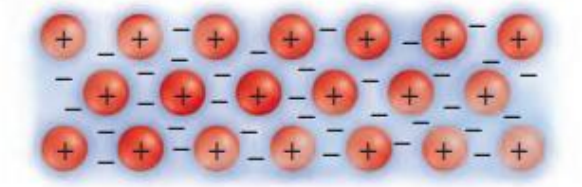
14. أي الأشكال يمثل جزيئًا فيه مجالات مهجنة من نوع sp^2؟

الحل

10 : a , 11:c , 12 : e
13 : d , 14 : b ,

أسئلة الاختيار من متعدد

استعن بالشكل الآتي للإجابة عن السؤال 1



1. أي الأوصاف الآتية ينطبق على النموذج الذي يظهر في الشكل أعلاه؟

   a. الفلزات مواد لامعة وقادرة على عكس الضوء.
   b. الفلزات جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء.
   c. المركبات الأيونية قابلة للطرق.
   d. المركبات الأيونية جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء.

2. العبارة التي لا تنطبق على أيون Sc^{3+} هي أنه:
   العدد الذري لـ Sc = 21

   a. له توزيع إلكتروني يشبه التوزيع الإلكتروني للأرجون Ar.
   b. عبارة عن أيون عنصر الإسكانديوم بثلاث شحنات موجبة.
   c. يعد عنصرًا مختلفًا عن ذرة Sc المتعادلة.
   d. تم تكوينه بإزالة إلكترونات التكافؤ من Sc.

$Sc : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$

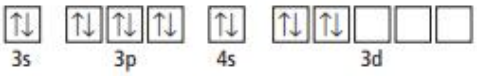
$Sc^{3+} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

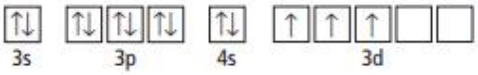
تم تكوينه بإزالة الكتروني التكافؤ من 4s وإلكترون داخلي من 3d

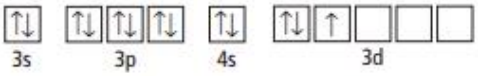
5. ما الصيغة الكيميائية الصحيحة لمركب كبريتات الكروم III؟

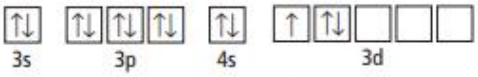
   a. Cr_3SO_4
   b. $Cr_2(SO_4)_3$
   c. $Cr_3(SO_4)_2$
   d. $Cr(SO_4)_3$

6. أي رسوم مربعات المستويات لعنصر الفناديوم في الشكل أدناه يعد صحيحًا؟ العدد الذري 23

   a. 

   b. 

   c. 

   d. 

[[[قاعدة هوند]]]

3. أي الأملاح الآتية تحتاج إلى أكبر مقدار من الطاقة لكسر الروابط الأيونية فيها؟

   a. $BaCl_2$
   b. LiF
   c. NaBr
   d. Kl

4. تتعلق جميع خواص كلوريد الصوديوم NaCl الآتية بقوة روابطه الأيونية ما عدا:

   a. صلابة البلورة.
   b. ارتفاع درجة الغليان.
   c. ارتفاع درجة الانصهار.
   d. انخفاض القابلية للذوبان.

1. أي مما يلي يصف ذرة البلوتونيوم Pu؟

a. يمكن تجزئتها إلى جسيمات صغيرة تحتفظ بخواص البلوتونيوم.

(b) لا يمكن تجزئتها إلى جسيمات صغيرة تحتفظ بخواص البلوتونيوم.

c. ليس لها خواص البلوتونيوم.

d. العدد الذري لذرة البلوتونيوم 244.

3. ما نوع المادة التي لها تركيب محدد، وتتكون من عدة عناصر؟

a. مخلوط غير متجانس.

b. مخلوط متجانس.

c. العنصر.

(d) المركب.

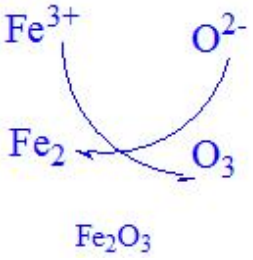
7. ما الصيغ الكيميائية لأكسيد الحديد III؟

(a) Fe_2O_3

b. Fe_3O_2

c. FeO

d. Fe_3O_3



5. تساوي الشحنة الكهربائية للذرة صفرًا لأن:

a. الجسيمات الذرية لا تحمل شحنات كهربائية.

b. الشحنات الموجبة للبروتونات تلغي الشحنات السالبة للنيوترونات.

c. الشحنات الموجبة للنيوترونات تلغي الشحنات السالبة للإلكترونات.

(d) الشحنات الموجبة للبروتونات تلغي الشحنات السالبة للإلكترونات.

6. ما عدد النيوترونات، والبروتونات، والإلكترونات في ذرة $^{126}_{52}Te$ ؟

a. 126 نيوترونًا، 52 بروتونًا، 52 إلكترونًا.

(b) 74 نيوترونًا، 52 بروتونًا، 52 إلكترونًا.

c. 52 نيوترونًا، 74 بروتونًا، 74 إلكترونًا.

d. 52 نيوترونًا، 126 بروتونًا، 126 إلكترونًا.

عدد البروتونات والإلكترونات = 52
عدد النيوترونات = 74 = 52-126

7. نواة العنصر X غير مستقرة بسبب كثرة النيوترونات. لذا فكل ما يلي يمكن أن يحدث إلا أن:

a. يتحلل إشعاعيًا.

(b) يتحول إلى عنصر مستقر غير مشع.

c. يتحول إلى عنصر مستقر مشع.

d. يفقد الطاقة تلقائيًا.

8. ما الذي يشغل معظم حجم الذرة؟

a. البروتونات
b. النيوترونات
c. الإلكترونات
(d) الفراغ