

الجمهورية العربية السورية
وزارة التربية
المركز الوطني لتطوير المناهج التربوية

الكيمياء

الصف العاشر العلمي

طبع لأول مرة في العام الدراسي: 2021-2022 م

المؤلفون

فَئَةٌ مِّنَ الْمُخْتَصِّينَ

حقوق الطباعة والتوزيع محفوظة للمؤسسة العامة للطباعة
حقوق التأليف والنشر محفوظة للمركز الوطني لتطوير المناهج التربوية
وزارة التربية - الجمهورية العربية السورية

طبع لأول مرة عام ٢٠١٧ - ٢٠١٨ م

المقدمة

نقدم للمتعلّمين الأعزاء كتاب الكيمياء المبنيٍ وفق الإطار العام للمنهاج الوطني ووثيقة المعايير الوطنية المطورة، والتي تهدف إلى مواكبة التطوّرات الحاليّة، وتقديم منهاج قائم على البحث العلمي والتجريب يلبي آمال المتعلّمين من جهةٍ، ومتطلبات سوق العمل والمجتمع المحلي من جهةٍ أخرى.

يشهد العالم ثورةً معرفيةً يرافقها تسارُع في إنتاج المعرفة وانتشارها وتطور التقانات المستخدمة إضافةً إلى سرعة التغيّرات في مجالات الحياة كُلّها.

لذلك وجّب ربط المناهج بالحياة اليوميّة للمتعلّم وببيئته، ومواكبة المستجدّات العلميّة والتكنولوجيّة التي سيكون لها الأثر الفعّال في تنمية شخصيّة المتعلّم من الناحيّتين الفكرية والجسدية، وهذا ما يسمح له بالتكامل مع متطلّبات الحياة المعاصرة، ومساهمة في التنمية الوطنيّة المستدامة.

يُخاطب المحتوى العلمي المتعلّم بوصفه محور العمليّة التّربويّة، ويُشجّعه على التّعلم الذّائي، حيث صيغت موضوعات الكتاب بأسلوب علمي مبسط وواضح لتناسب النّمو العقلي والعمري للمتعلّم وتشير دافعيّته. كما يرتكز المحتوى على المعارف والمهارات بعيداً عن الحشو والتّكرار، ويمكّن المتعلّم من مواجهة المشكلات التي يتعرّض لها في حياته اليوميّة، وإيجاد الأساليب المناسبة لحلّها، وكذلك يحفّز المتعلّم على اكتساب مهارات التّواصل والتّفكير والبحث والاستنتاج بدلاً من تلقّي المعلومات وحفظها واستظهارها، كما يؤكّد المحتوى على دور المتعلّم بوصفه موجّهاً للمناقشة، وميسّراً للعلم والعمل.

وكُلُّنا أملٌ وثقة أن يحقّق زملاؤنا المتعلّمون ما نصبو إليه.

فريق التّأليف

الفهرس

الوحدة الأولى: المادة و تحولاتها

الدرس الأول:

- 6 حالات المادة والتغيرات الفيزيائية والكيميائية

الدرس الثاني:

- 18 التفاعلات الكيميائية.....

الوحدة الثانية: المدارات الذرية و الجدول الدوري

الدرس الأول:

- 32 المدارات الذرية

الدرس الثاني:

- 43 الجدول الدوري للعناصر.....

الدرس الثالث:

- 52 دوريّة خاصيّات العناصر.....

الوحدة الثالثة: الجزيئات والروابط الكيميائية

الدرس الأول:

- 74 الروابط الكيميائية.....

الدرس الثاني:

- 89 المحطّات الذرية و تهجينها و تشكّل المحطّات الجزيئية

الدرس الثالث:

- 99 التصاوغ وهندسة الجزيء

الوحدة الرابعة: كيمياء العناصر

الدرس الأول:

- 114 الصوديوم.....

الدرس الثاني:

- 120 النتروجين.....

الدرس الثالث:

- 127 الكبريت.....

الدرس الرابع:

- 137 الكلور

الدرس الخامس:

- 145 الحديد

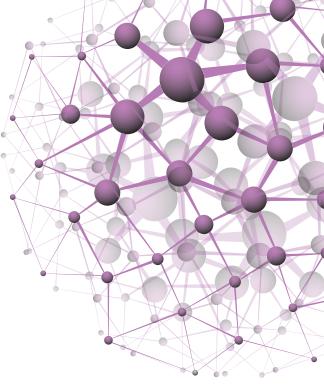
الوحدة الأولى

المادة وتحولاتها

الأهداف العامة للوحدة :

- يُتَعَرَّفُ حالات المادة.
- يَفْهَمُ التَّغْيِيرَاتِ الْفِيَزِيَّاتِيَّةِ وَالْكِيمِيَّاتِيَّةِ.
- يُتَعَرَّفُ التَّفَاعُلَاتِ التَّامَّةِ وَالْعَكُوسَةِ.
- يُتَعَرَّفُ تَفَاعُلَاتِ الْأَكْسَدَةِ وَالْإِرْجَاعِ وَفِقَ الْمَفْهُومِ الْإِلْكْتَرُونِيِّ.





١-١

حالات المادة والتغييرات الفيزيائية والكيميائية



الأهداف:

- * يتعرّفُ حالات المادة.
- * يتعرّفُ التغييرات الفيزيائية.
- * يعطي أمثلة على التغييرات الفيزيائية.
- * يتعرّفُ التغييرات الكيميائية.
- * يتعرّفُ عتبة التغييرات الفيزيائية.

الكلمات المفتاحية:

اللحوظ وأجيبُ:

بالنظر إلى الصورة السابقة:

- هل تشغّلُ المواد الموجودة فيها حيزاً من الفراغ؟
- هل يمكنُ لبعض حواسّك أن تدركَ هذه المواد؟
- هل لجميع هذه المواد كتل؟
- ماذا أستنتجُ مما سبق؟

المادة: هي كُلّ ما تشعرُ به حواسنا، ولها كتلةً وتشغلُ حيزاً من الفراغ.

إضاعة

الكتلة تعبر عن كمية المادة في الجسم، وتقدّر في الجملة الدولية بواحدة الكيلوغرام .kg.

- * حالة البلازما.
- * التحول الفيزيائي.
- * الانصهار.
- * التمييع.
- * الغليان.
- * التكافث.
- * التسامي.
- * التغييرات الفيزيائية.
- * التغييرات الكيميائية.
- * عتبة الانصهار.
- * عتبة الغليان.

1-1 الحالات الفيزيائية للمادة

نشاط (1):

أنظر، ثم أقارن بين الصور الثلاث من حيث الحالة الفيزيائية، والشكل والحجم، وقوى الترابط بين دقائق المادة.



الحالة الفيزيائية	صلب	غير مُحدد	غير ثابت	أقل ترابطاً
الشكل				
الحجم				
قوى الترابط				

نتيجة:



الحالة الصلبة: لها شكل مُحدّد وحجم ثابت، وتكون دقائقها أشد ترابطاً.

الحالة السائلة: لها شكل غير مُحدّد وحجم ثابت، وتكون دقائقها أقل ترابطاً.

الحالة الغازية: لها شكل غير مُحدّد وحجم غير ثابت، وتكون دقائقها أقل ترابطاً من الحالة السائلة.



تجربة:

أعرض لهب شمعة مشتعلة إلى توتر كهربائي عالي.



عند تطبيق توتر كهربائي عالي



قبل تطبيق توتر كهربائي عالي على اللهب



انتبه توّر عالي

الاحظ أن اللهب تأثر بالحقل الكهربائي، ماذا أستنتج؟

أستنتاج: أن اللهب يتكون من دقائق صغيرة مشحونة.

هل شاهدت عبارات تحذيرية من التوتر العالي؟

- عند توليد التيار الكهربائي المتناسب في سوريا يرفع التوتر إلى 66000 V وهذا يؤدي إلى تأين الغازات المحيطة بخطوط النقل، ويصبح الهواء ناقلاً للتيار الكهربائي، مما يؤدي إلى أذية أي كائن حي يقترب من التوتر العالي إلى مسافات معينة. ماذا أستنتاج؟

أستنتاج: إن الهواء تحول إلى غازات متآينة.

- يمكن أن تتكون المادة من تجمّع دقائق صغيرة جداً مشحونة، وتشغل ما يشبه الغيوم الغازية أو الأشعة المتآينة. تسمى المادة في هذه الحالة البلازمما.



تُعدّ البلازمـا تجمـع دقـائق صـغـيرة جـداً مشـحـونة، وتشـكـلـ ما يـشـبـهـ الغـيـومـ الغـازـيةـ أوـ الأـشـعـةـ المـتـائـنةـ، وهـيـ الطـورـ الأـكـثـرـ شـيـوـعاًـ فيـ الـكـونـ. لأنـ اللـهـبـ والـغـامـمـةـ الـكـوـنـيـةـ والـنـجـومـ، والـغـامـمـةـ الـمـشـكـلـةـ لـلـذـرـةـ هيـ أـمـثـلـةـ عنـ الـبـلـازـماـ.

إثراء:



إنـ الإـشـعـاعـاتـ الـكـهـرـطـيـسـيةـ التـيـ تـصـدـرـهاـ الشـمـسـ، وـمـنـهـ الأـشـعـةـ فـوـقـ الـبـنـفـسـجـيـةـ، لـهـاـ الـقـدـرـةـ عـلـىـ تـأـيـينـ الـغـازـاتـ عـنـدـ اـخـتـرـاقـهـاـ الـغـلـافـ الـجـوـيـ الـأـرـضـيـ، وـتـكـوـنـ هـذـهـ الـغـازـاتـ الـمـتـائـنةـ طـبـقـةـ الـأـيـوـنـوـسـفـيرـ التـيـ تـتـكـوـنـ مـنـ الـبـلـازـماـ، وـتـحـيطـ بـكـرـتـنـاـ الـأـرـضـيـةـ عـلـىـ اـرـتـفـاعـ يـيـدـاـ مـنـ 70 km إـلـىـ حـوـالـيـ 450 km عـنـ سـطـحـ الـأـرـضـ.

1-2-1 استعمالات البلازمـا



- صـنـاعـةـ الدـارـاتـ الـإـلـكـتروـنـيـةـ الـمـكـامـلـةـ وـالـتـيـ تـدـخـلـ فـيـ تـرـكـيبـ كـلـ جـهـازـ إـلـكـتروـنـيـ، وـهـذـاـ النـوـعـ مـنـ التـكـنـوـلـوـجـيـاـ الـدـقـيقـةـ وـالـمـعـقـدـةـ تـصـنـعـ باـسـتـعـمـالـ الـبـلـازـماـ.



- تـسـتـعـمـلـ فـيـ شـاشـاتـ الـبـلـازـماـ كـمـصـدـرـ ضـوـئـيـ، مـمـاـ أـدـىـ إـلـىـ تـطـوـرـ كـبـيرـ فـيـ مـجـالـ تـكـنـوـلـوـجـيـاـ شـاشـاتـ الـعـرـضـ.



- فـيـ صـنـاعـةـ مـصـابـحـ الـفـلـوـرـوـسـنـتـ (ـمـصـابـحـ الـفـلـوـرـةـ)ـ وـالـنـيـونـ. الـمـحـافظـةـ عـلـىـ نـظـافـةـ الـبـيـئةـ:

تـسـتـعـمـلـ الـبـلـازـماـ حـالـيـاًـ، فـيـ الـعـدـيدـ مـنـ الـدـولـ الـمـتـقدـمـةـ، فـيـ التـخلـصـ مـنـ الـمـوـادـ السـامـةـ الـمـلـوـثـةـ لـلـبـيـئةـ، مـعـتمـدـيـنـ عـلـىـ الـعـمـلـيـاتـ الـكـيـمـيـائـيـةـ الـفـرـيـدةـ التـيـ تـتـمـ دـاـخـلـ الـبـلـازـماـ. حـيـثـ يـكـنـ أـنـ تـقـوـمـ الـبـلـازـماـ بـتـحـوـيلـ الـغـازـاتـ السـامـةـ الـمـنـبـعـةـ مـنـ مـداـخـنـ الـمـصـانـعـ وـمـنـ عـوـادـمـ السـيـارـاتـ إـلـىـ غـازـاتـ نـافـعـةـ، وـبـتـكـالـيفـ قـلـيلـةـ مـثـلـ تـحـوـيلـ غـازـ NO إـلـىـ غـازـ الـنـتـرـوجـينـ N₂ وـالـأـكـسـجينـ O₂.

- تـسـتـعـمـلـ الـبـلـازـماـ فـيـ صـنـاعـةـ الـأـلـمـاسـ الصـنـعـيـ، وـالـرـفـاقـقـ فـائـقـةـ التـوـصـيلـ الـكـهـرـبـائـيـ.

- تـسـتـعـمـلـ فـيـ الـطـبـ مـثـلـ: تـعـقـيمـ الـأـدـوـاـتـ الـطـبـيـةـ.

نشاط (2):

إنـ الـجـسـيـمـاتـ الـمـشـكـلـةـ لـلـبـلـازـماـ تـسـتـجـيبـ لـلـحـقـولـ الـمـغـناـطـيـسـيـةـ وـالـكـهـرـبـائـيـةـ، فـسـرـ ذـلـكـ.

إثراء:

- في عام 1879م اكتشف العالم السير وليام كرووكس البلازما عن طريق أنبوب كرووكس، وأطلق عليها آنذاك «المادة الإشعاعية».
- اكتشف العالم البريطاني جوزيف تومسون خاصيات وطبيعة البلازما عام 1897م.
- يرجع الفضل في تسمية البلازما إلى العالم إيرفينغ لانغموير في عام 1928م، لأنّه رأى أنّها مشابهة لبلازما الدم.
- تشكّل البلازما نسبة 99% من المادة الكونية بين النجوم وال مجرات من حيث الكتلة والحجم، وبعض الكواكب تشكّل البلازما أغلب مادتها، حيث يعتبر كوكب المشتري كتلة هائلة من البلازما.

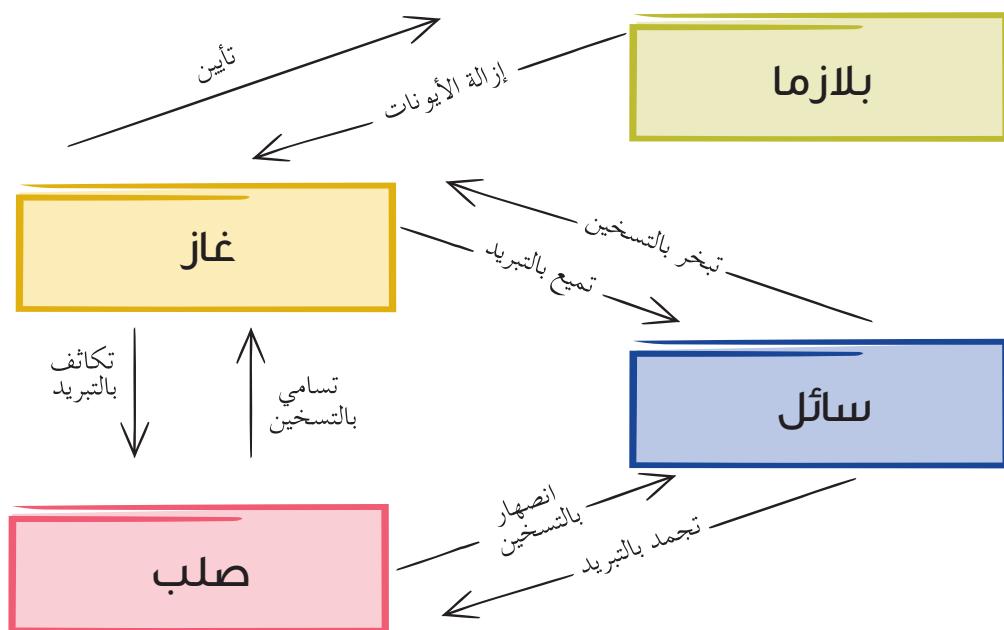
إضاعة

تتكوّن المادة من دقائق صغيرة، ولها ثلاثة أنواع:

1. ذرات مثل الغازات النبيلة والمعادن.
- 2.مجموعات أيونية مثل الأملاح والحموض والأسنس وبعض أكسيد المعادن.
3. جزيئات مثل الماء وسكر الطعام وغاز الأكسجين وغاز الهdroجين وغيرها.

3-1 التغييرات الفيزيائية نشاط (3)

أنظر إلى المخطط الآتي:





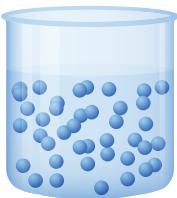
درجة انصهار الغاليوم 30°C
ما هو تفسير لانصهاره عند
وضعه في راحة اليد؟

- أحد التحولات التي يتم فيها اكتساب الطاقة.
- أحد التحولات التي يتم فيها فقدان الطاقة.
- ما تأثير اكتساب الطاقة على قوى الترابط بين دقائق المادة؟
- هل يتغير التركيب الكيميائي للمادة عند انتقالها من حالة فيزيائية إلى أخرى؟

أستنتج: عندما تكتسب دقائق المادة طاقةً تزداد حركتها الاهتزازية، وتضعف قوى الترابط بين دقائقها، فتنتقل المادة من حالة إلى أخرى.



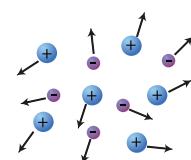
صلب



سائل



غاز



بلازما

ازدياد الطاقة

تساؤل: ماذا يحدث عندما تفقد دقائق المادة السائلة طاقتها الحرارية؟

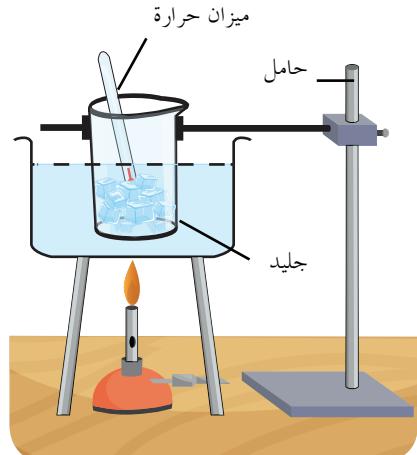
التغيير الفيزيائي: هو تغير يطرأ على حالة المادة فتحوّل من حالة إلى أخرى دون تغيير تركيبها الكيميائي.
نشاط (4):

اعتماداً على المخطط السابق ماذا يقصد بكل من؟
التميّع - الانصهار - التكاثف - التجمّد - التسامي.

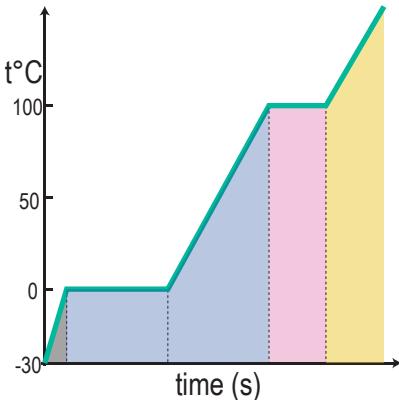
1-3-1 عينة التغييرات الفيزيائية

تجربة:

- خذ قطعاً من الجليد، وضعها في دورق، كما في الشكل، وضع ميزان حرارة مُناسِب.
- ضع الدورق فوق موقد حراري، ولاجِّظ ارتفاع درجة الحرارة تدريجياً.
- دون ملاحظاتك حول:



- حالة الماء قبل بلوغ درجة الحرارة 0°C .
- حالة الماء عند درجة الحرارة 0°C .
- دلالة ميزان الحرارة في أثناء تحول الماء من الحالة الصلبة إلى السائل.



4. استمر بالتسخين، و دون ملاحظاتك حول:

- حالة الماء قبل الدرجة 100°C

- حالة الماء عند بلوغ الدرجة 100°C

- دلالة ميزان الحرارة في أثناء تحول الماء من الحالة السائلة إلى البخارية.

الاحظ:

1. قبل بلوغ الدرجة 0°C الماء حالته صلبة (جليد)، وعند بلوغ الدرجة 0°C يبدأ بالانصهار ويكون في الحالتين الصلبة والسائلة، وتبقي درجة الحرارة ثابتة حتى ينحصر الجليد بكامله.

2. تبدأ درجة حرارة الماء السائل بالارتفاع تدريجياً حتى الدرجة 100°C .

3. يبدأ الماء السائل بالتحول إلى الحالة البخارية عند بلوغ الدرجة 100°C ، وتبقي درجة الحرارة ثابتة حتى يتbxر الماء بكامله.

إضاءة

تطلق كلمة بخار على الحالة الغازية للمادة التي تكون صلبة أو سائلة في درجة حرارة الغرفة.

- فسر ثبات درجة الحرارة في أثناء التحول من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة؟ وماذا تدعى هذه الفترة من الزمن؟ وماذا تدعى درجة الحرارة عندئذ؟

إن الطاقة الحرارية تعمل على إضعاف الترابط بين دقائق المادة، وتغيير الحالة الفيزيائية للمادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة، تدعى هذه الفترة بعتبرة الانصهار، وتدعى درجة الحرارة عندئذ درجة الانصهار.

- فسر ثبات درجة الحرارة في أثناء التحول من الحالة السائلة إلى الحالة البخارية؟ وماذا تدعى هذه الفترة من الزمن؟ وماذا تدعى درجة الحرارة هذه؟

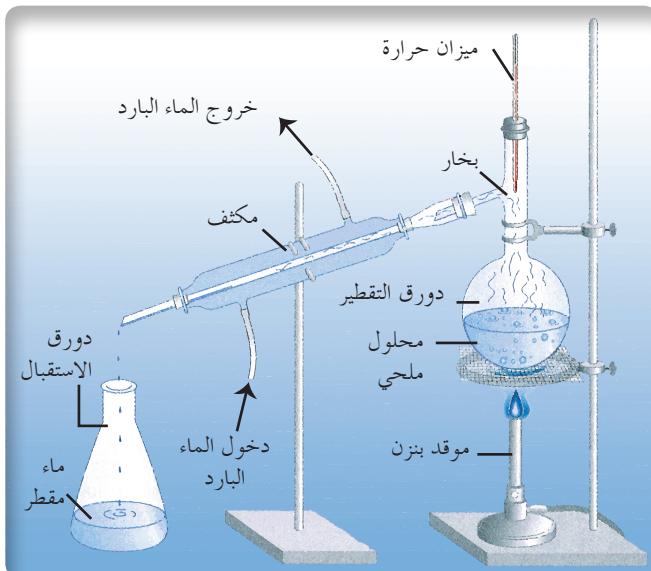
إن الطاقة الحرارية تعمل على تحطيم الترابط بين دقائق المادة، وتغيير الحالة الفيزيائية للمادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية، تدعى هذه الفترة بعتبرة الغليان، وتدعى درجة الحرارة عندئذ درجة الغليان.

إضاءة

تُعرَّف درجة غليان المادة: بأنها درجة الحرارة التي يتساوى عندها ضغط بخار هذه المادة مع الضغط الجوي، وإذا كان الضغط الجوي نظامياً تُسمى درجة الغليان النظامية، وقيمتها بالنسبة للماء النقي 100°C وإذا ازداد الضغط ترتفع درجة الغليان، وإذا انخفض الضغط تنخفض درجة الغليان.

2-3-1 أهمية التغيرات الفيزيائية

تجربة:



- كيف نفصل مكونات خليط من الماء والملح؟
- أُسخن محلولاً ملحيّاً، لاحظ تبخر الماء، وتبقى الملح في حالة صلبة.
- أبرد البخار، فيتحوّل إلى حالة سائلة، فاسمي هذا النوع من التقطير تقطيراً بسيطاً.
- كيف نفصل مكونات خليط من المواد السائلة، اعتماداً على اختلاف درجة غليان كل منها؟
- أُسخن خليطاً من المواد السائلة، فألاحظ تبخر المواد على مراحل تبعاً لدرجة غليان كل منها من الأدنى إلى الأعلى. أسمّي هذا النوع من التقطير، تقطيراً تجزيئياً.

نشاط (5):

كيف يتم فصل مكونات النفط؟

- فكّر كيف تستثمر التحولات الفيزيائية للحصول على أشكال مختلفة من المواد التي تستعملها في حياتك اليومية؟ يمكنُ صهر المواد الصلبة، ثم وضعُها بقوالب حيث يتم تبریدها، والحصول على أشكالٍ مُناسبة، مثل إعادة تشكيل المعادن، الزجاج والبلاستيك... إلخ.



4-1 التغيرات الليميائية



معظم الناس يحبون الحلويات الشرقية، ويعود طعمها الحلو إلى احتواها على السكرور، $C_{12}H_{22}O_{11}$ ، على الرّغم من أنَّ مكونات السكر الكربون والهيدروجين والأكسجين، لا تتمتّع بالطعم الحلو، لكن عند ارتباط هذه العناصر يُعاد ترتيب الذرات فتحطم الروابط، وتشكل روابط جديدة، لتشكيل مركب السكرور ذي الطعم الحلو.

نشاط (6)

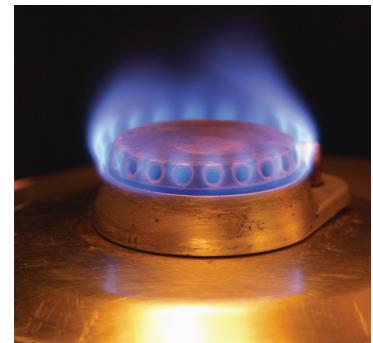
أتأمل وأستنتج:



تفاعل الإسمرار الأنزيمي



تأكسد الحديد



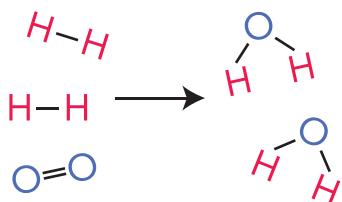
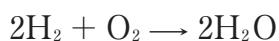
احتراق الغاز المنزلي (غاز البوتان)

- ماذا ينتج عند احتراق غاز البوتان (الغاز المنزلي)؟
- قارن بين خصائص الحديد وصدأ الحديد.
- هل يتغير طعم التفاحه المقطعة بعد تعريضها للهواء؟
- ما تفسيرك لحدوث التغييرات في الحالات السابقة؟

أستنتاج: يحدث تفاعل كيميائي، ويتغير التركيب الكيميائي للمواد المُتفاعلة، فتنتج مواد جديدة.

أفكّر وأستنتج:

عند مزج حجم من غاز الأكسجين مع حجمين من غاز الهيدروجين، وبتمرير شرارة كهربائية يتشكّل الماء، فيحدث التفاعل:



وبكتابة المعادلة بالصيغ المُفصلة:

- ما الروابط التي تفُكّكت؟
- ما الروابط التي تشكّلت؟
- هل رافق التحول تغيّراً في التركيب الكيميائي؟

أستنتاج: التغيير الكيميائي تحول مادة أو أكثر إلى مواد جديدة، ويرافقها تغيير في تركيبها الكيميائي.



في التفاعل الكيميائي تتحطم روابط المواد المُتفاعلة، وتتشكل روابط المواد الناتجة.

نشاط (7)

اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن تفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الفلور، لتشكيل غاز فلور الهيدروجين، مُحدّداً الروابط التي تفُكّكت والتي تشكّلت.

١-٤-١ أهمية التغيرات الكيميائية

الحصول على بعض المنتجات مثل الأدوية والأغذية والفيتامينات والمنظفات والبوليمرات وغيرها.



تعلمت

- المادة: هي كلّ ما تشعر به حواسنا، ولها كتلة، وتشغل حيّزاً من الفراغ.
- حالات المادة: صلبة - سائلة - غازية - بلازما.
- الحالة الصلبة لها شكل مُحدّد وحجم ثابت، ودقائقها أشدّ ترابطًا.
- الحالة السائلة لها شكل غير مُحدّد، وحجم ثابت، ودقائقها أقلّ ترابطًا.
- الحالة الغازية لها شكل غير مُحدّد، وحجم غير ثابت، ودقائقها أقلّ ترابطًا من دقائق الحالة السائلة.
- تُعدّ البلازما تجمّع دقائق صغيرة جداً مشحونة، تشكّل ما يشبه الغيوم الغازية أو الأشعة المتأينة.
- تتكون المادة من دقائق صغيرة، ولها ثلاثة أنواع:
 1. ذرات مثل الغازات النبيلة والمعادن.
 2. مجموعات أيونية مثل الأملاح والحموض والأسس وأكاسيد المعادن.
 3. جزيئات مثل الماء وسكر الطعام وغاز الأكسجين وغاز الهيدروجين وغيرها.
- التغيير الفيزيائي: تغيير يطرأ على حالة المادة، فتحتّول من حالة إلى أخرى دون تغيير تركيبها الكيميائي.
- التغيير الكيميائي: تحول مادة أو أكثر إلى مواد جديدة، ويرافقها تغيير في تركيبها الكيميائي.

أختبر نفسك



أولاً: املأ الفراغات الآتية بما يناسبها:

1. يسمى تحول المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة ، ويعُدُّ تغييرًا و يتم بـ طاقة حرارية.
2. التكافث هو تحول المادة من الحالة إلى الحالة ، و يتم بـ طاقة حرارية.

ثانياً: اختار الإجابة الصحيحة لكل ممّا يأتي:

1. الحالة الفيزيائية للمادة الأكثر شيوعاً في الكون هي:

d. الحالة الغازية

c. حالة البلازمما

b. الحالة السائلة

a. الحالة الصلبة

2. التغيير الفيزيائي مما يأتي هو:

d. الهدريجة

c. التحلل الكهربائي

b. التسامي

a. الصدأ

d. التميّع

c. الاحتراق

b. الغليان

a. التقطير

4. تفصل مكونات النفط بعملية:

d. الترشيح

c. التقطير التجزيئي

b. التقطير البسيط

a. التسامي

5. أفضل طريقة لفصل الميتانول (الكحول) عن الماء هي:

d. الترسيب

c. التبخير

b. التقطير التجزيئي

a. التقطير البسيط

d. الفحم

c. الماء

b. غاز الهيدروجين

a. النحاس

ثالثاً: صنف التحولات الآتية إلى تحولات فизيائية وتحولات كيميائية:

1. احتراق الورق.

2. استعمال بيكربونات الصوديوم في صناعة الحلويات.

3. صدأ الحديد.

4. ذوبان الملح في الماء.

5. هطول المطر.

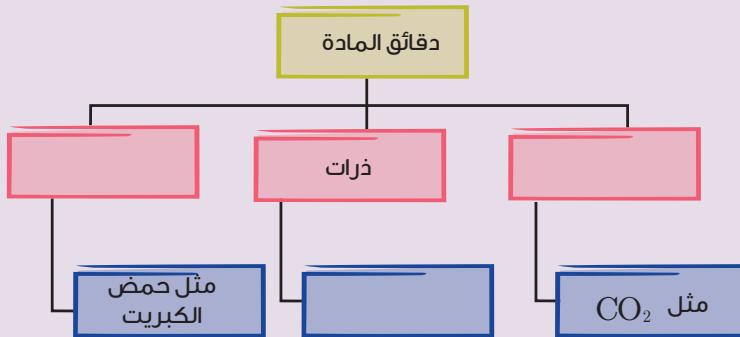
6. تخلل الفواكه.

7. تخمر العجين.

8. تخثر اللبن.

رابعاً: قارن بين الحالة الصلبة، والحالة السائلة، والحالة الغازية من حيث: قوى الترابط بين الدوائقي، والشكل، والحجم، والكتلة الحجمية.

خامساً: أكمل خارطة المفاهيم الآتية:



سادساً: اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن تفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الكلور، موضحاً الروابط التي تحطمـت، والتي تشـكلـت.

سابعاً: وضح بتجربةٍ كيف نفصل خليطاً من مسحوق النحاس وبرادة الحديد وملح الطعام.

ثامناً: إذا علمت أنَّ درجة غليان الصوديوم 883°C ، ودرجة انصهاره 98°C . المطلوب:

- ما الحالة الفيزيائية للصوديوم عند درجات الحرارة الآتية؟
 883°C , 99°C , 89°C , 98°C .
- رسم مخططاً بيانيًّا يوضح تغير درجة الحرارة بدلالة الزمن، بفرض أنَّه يتم تسخين الصوديوم في شروط مُناسبة من الدرجة 0°C إلى الدرجة 1000°C .
- وضح على الرسم الحالات الفيزيائية للصوديوم وعتبة الانصهار وعتبة الغليان.

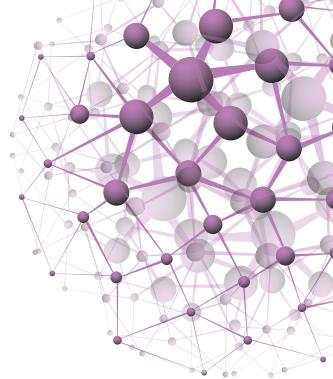
تفكير ناقد

نأخذ قارورة ماء مُثلَّجة مُحكمة الإغلاق، ونضعُها خارج الثلاجة. ماذا تلاحظ بعد فترة قصيرة؟ فسر ذلك؟

أبحث أكثر

ابحث في مكتبة المدرسة والشاككة عن:

- كيفية استثمار التغييرات الفيزيائية والكيميائية في إعادة تدوير النفايات.
- تطبيقات البلازما وأالية استعمالها في حياتنا العملية.
- الأمطار الصناعية.



2-1

التفاعلات الكيميائية



البطلة الأولمبية العالمية غادة شعاع، رفعت العلم السوري في المحافل العربية والأسيوية والعالمية.

يحصل الرياضي على الطاقة اللازمة ليقوم بالأنشطة الجسمية المختلفة من خلال تفاعلات كيميائية مختلفة.

الأهداف:

- * يتعرّفُ التفاعلات التامة.
- * يتعرّفُ التفاعلات العكوسية.
- * يتعرّفُ تفاعلات الأكسدة والإرجاع.
- * يعطي أمثلة على تفاعلات الأكسدة والإرجاع.
- * يبيّن أهميّة الأكسدة والإرجاع في الحياة العملية.

الكلمات المفتاحية:

- * التفاعلات التامة.
- * التفاعلات العكوسية.
- * الأكسدة.
- * الإرجاع.
- * العامل المؤكسد.
- * العامل المرجع.

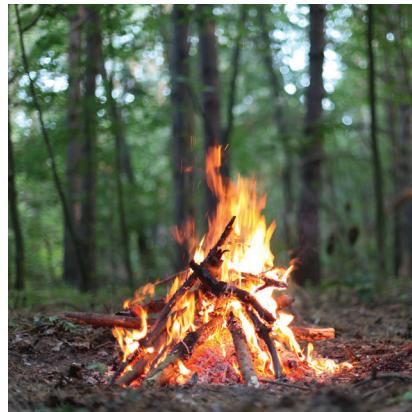
1-2 دلائل حدوث التفاعل الكيميائي

نشاط (1):

الاحظ وأستنتج:



تفاعل النحاس مع حمض الآزوت المركب.



احتراق الخشب بأكسجين الهواء.

• تغيير تركيب الخشب عند احتراقه وانتشار الحرارة.

• عند تفاعل النحاس مع حمض الآزوت المركب يتلوّن محلوله بلون أزرق، وينطلق غاز لونه نارنجي.

أستنتاج: من دلائل حدوث التفاعل الكيميائي اختفاء مواد، تشغّل مواد، ظهور ألوان، انطلاق غازات، انتشار روائح و غيرها.

إضاعة

قبل القيام بتفاعلات كيميائية يجب الحذر، ومعرفة تأثيرها على صحة الإنسان.

مثلاً: يُعدّ غاز NO_2 ضار بالصحة.

2-2 التفاعلات الناتمة

تجربة:

أدوات التجربة: أنبوب اختبار - برادة حديد - حمض كلور الاماء.

• أضع في أنبوب اختبار كمية قليلة من برادة حديد.

• أضيف كمية مُناسبة من حمض كلور الاماء إلى برادة الحديد.

ما دلائل حدوث التفاعل؟ كيف يتم الكشف عن الغاز المنطلق؟



برادة الحديد



محلول حمض كلور الماء HCl



كلوريد الحديد II

- الاحظ اختفاء برادة الحديد، وتشكل مركب لونه أخضر، وانطلاق فقاعات غازية.
- أقرب عود ثقاب مشتعل من فوهة الأنبوب، فيحدث فرقة، مما يدل على انطلاق غاز الهdroجين.
- يتفاعل حمض كلور الماء مع الحديد، ويتكوين كلوريد الحديد، وينطلق غاز الهdroجين، وفق المعادلة:



نتيجة:

التفاعلات التامة: هي تفاعلات تحدث في اتجاه واحد، تتحول فيها المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة، ولا تستطيع المواد الناتجة أن تتفاعل مع بعضها في الشروط ذاتها، لتكون المواد المتفاعلة مرة أخرى.

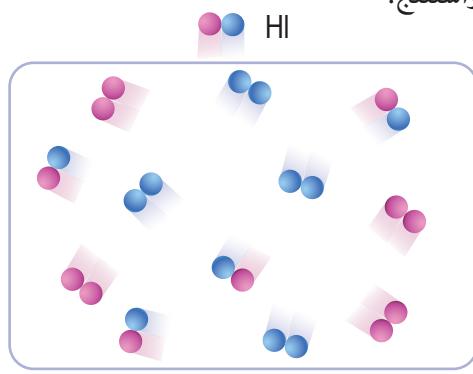
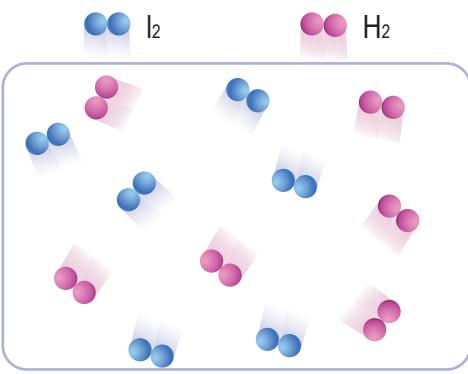
نشاط (2):

اذكر مثلاً عن تفاعل كيميائي يعتبر تماماً من بيتك.

3-2 التفاعلات العلوسة

عند مزج حجم من بخار اليود ذي اللون البنفسجي، مع حجم مساوٍ له من غاز الهdroجين عديم اللون في وعاء مغلق، والتسخين إلى الدرجة 445°C، نلاحظ أن اللون البنفسجي ينقص تدريجياً ثم يثبت.

الاحظ وأستنتج:

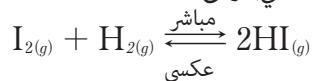


• سُمّ الجزيئات الغازية في كُلٌّ من الشكلين.

• ما دلالة التناقض التدريجي للون البنفسجي، ثم ثباته؟

الاحظ: يتفاعل اليود مع الهتروجين ويتكوّن يود الهتروجين، الذي يتفكّك بالشروط ذاتها إلى اليود والهتروجين.

أي أنَّ التفاعل يحدث باتجاهين متعاكسين (مبادر وعكسى) وفق المعادلة:



نتيجة:

التفاعلات العكوسية هي تفاعلات تتم باتجاهين حيث إنَّ المواد المتفاعلة لا تستهلك كليًّا، لأنَّ المواد الناتجة تتفاعل فيما بينها لتعطى المواد المتفاعلة في الشروط ذاتها.

نشاط (3):

اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن التفاعل العكوس بين غازي النتروجين والهتروجين في شروط مناسبة لتكون غاز النشادر.

4-2 تفاعلات الأسدة والإرجاع

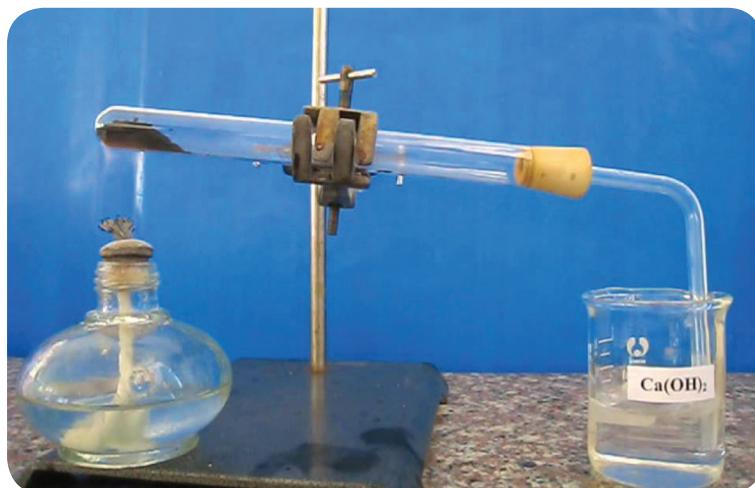
تجربة:

أدوات التجربة: أنبوب اختبار - أكسيد النحاس II - مسحوق الفحم - موقد بنزن - أنبوب يحوي رائق الكلس.

• أخلط كميةً من أكسيد النحاس II مع كميةٍ مُناسبةٍ من مسحوق الفحم.

• أركب الجهاز المُبيَّن في الشكل.

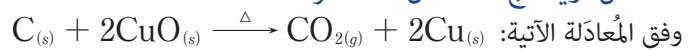
• أُسخن الأنبوب الذي يحوي الخليط السابق لدرجة حرارة مُناسبة، ماذا ألاحظ؟



• على ماذا يدلّ تعّرق رائق الكلس؟

• ما اسم المادة الحمراء الناتجة؟

أُستنتج: يتفاعل مسحوق الفحم مع أكسيد النحاس II، وينطلق غاز ثنائي أكسيد الكربون الذي يُعّرق رائق الكلس، وينتج النحاس الأحمر.



الاحظ من المعادلة:

أنَّ الكربون اكتسب الأكسجين، بينما أكسيد النحاس فقد الأكسجين.

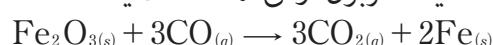
• العملية التي تكتسب فيها المادة الأكسجين تُسمى تفاعل أكسدة.

• العملية التي تفقد فيها المادة الأكسجين تُسمى تفاعل إرجاع.

• عمليتا الأكسدة والإرجاع متلازمتان.

نشاط (4):

يتفاعل أكسيد الحديد III مع أحادي أكسيد الكربون، وفق المعادلة الآتية:



- حدد المادة التي اكتسبت الأكسجين، وماذا يُسمى تفاعله؟

- حدد المادة التي فقّدت الأكسجين، وماذا يُسمى تفاعله؟

إضاعة



الأكسدة والإرجاع وفق المفهوم القديم

الأكسدة: كسب المادة للأكسجين أو الكلور أو فقد الهdroجين

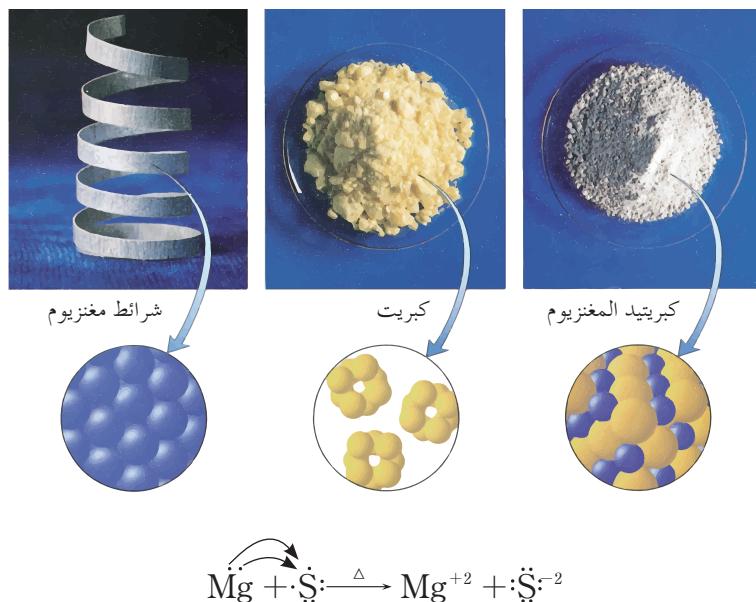
الإرجاع: خسارة الأكسجين أو الكلور من المادة أو اكتساب الهdroجين

4-2-1 المفهوم الإلكتروني للأكسدة والإرجاع

ليس بالضرورة أن تترافق تفاعلات الأكسدة والإرجاع بالأكسجين، وبالتالي لابد من التعرّف إلى مفهوم جديد للأكسدة والإرجاع، وهو المفهوم الإلكتروني.

الاحظ وأستنتاج:

أنظر إلى الصور التي تعبر عن تفاعل المغنتزيوم مع زهر الكبريت.



نتيجة:

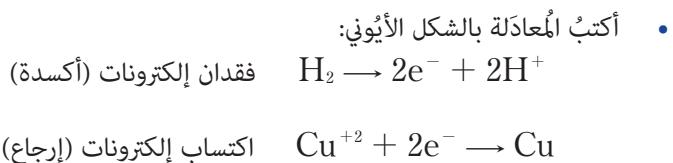
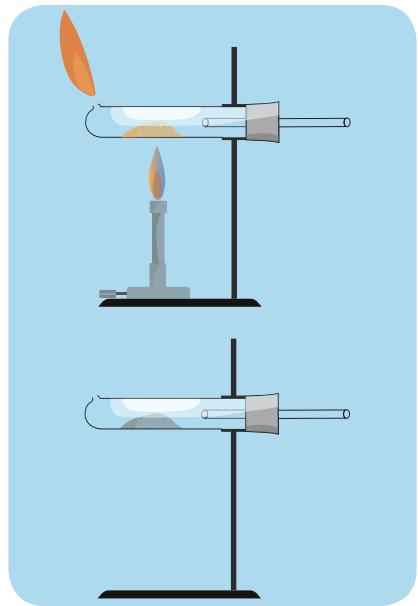
- تفاعل الأكسدة: هو التفاعل الذي يتم فيه فقدان إلكترونات.
- تفاعل الإرجاع: هو التفاعل الذي يتم فيه اكتساب إلكترونات.
- العنصر الذي يفقد إلكترونات يُسمى عالماً مُرجعأً.
- العنصر الذي يكتسب إلكترونات يُسمى عالماً مؤكسداً.

تطبيق:

1. يُمْرَر غاز الهيدروجين على مسحوق أكسيد النحاس II الساخن:

- أكتب المعادلة الكيميائية المُعبّرة عن التفاعل الحاصل:





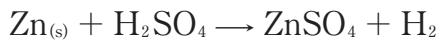
أجمع المعادلين:



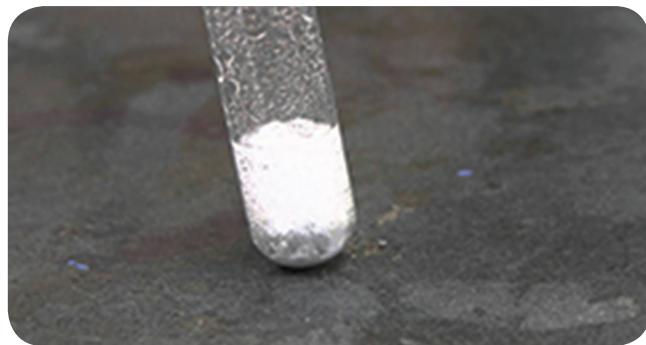
أحد العامل المؤكسد والعامل المرجع.

أفسر لماذا لم يحدث تفاعل أكسدة أو إرجاع على عنصر الأكسجين.

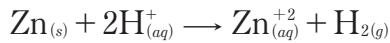
2. أكتب المعادلة الكيميائية المُعبّرة عن تفاعل الزنك مع حمض الكبريت المُمدد:



أكتب المعادلة بالشكل الأيوني:



أجمع المعادلين:



أحد العامل المؤكسد والعامل المرجع.

أفسر لماذا لم يحدث تفاعل أكسدة أو إرجاع على أيون الكبريتات.

نشاط (5):

أكتب المعادلة الكيميائية المُعبّرة عن تفاعل الحديد مع غاز الكلور، ثم حدد وفق المفهوم الإلكتروني للأكسدة والإرجاع كلاً من: تفاعل الأكسدة وتفاعل الإرجاع والعامل المؤكسد والعامل المرجع.

2-4-2 بعض تطبيقات الأكسدة والإرجاع

للاكسدة والإرجاع في حياتنا تطبيقات عديدة، منها:

1. استهصال المعادن كالحديد والألمنيوم من فلزاتها.
2. قصر الألوان كما في الأقمشة والورق.
3. المُدخرات والخلايا الكهربائية.



الحصول على الحديد في الفرن العالي



إنتاج الورق



مُدخرات كهربائية

تعلّمت

- التفاعلات التامة: هي تفاعلات تحدث في اتجاه واحد، تتحوّل فيها المواد المُتفاعلة إلى مواد ناتجة، ولا تستطيع المواد الناتجة أن تتفاعل مع بعضها في الشروط ذاتها، لتكون المواد المُتفاعلة مرة أخرى.
- تفاعلات العكوسية: هي تفاعلات تتم باتجاهين حيث إنّ المواد المُتفاعلة لا تُستهلك كلياً، لأنّ المواد الناتجة تتفاعل فيما بينها لتعطى المواد المُتفاعلة في الشروط ذاتها.
- تفاعل الأكسدة: هو التفاعل الذي يتم فيه فقدان إلكترونات.
- تفاعل الإرجاع: هو التفاعل الذي يتم فيه اكتساب إلكترونات.
- العنصر الذي يفقد الإلكترونات يُسمى عاملاً مُرجعاً.
- العنصر الذي يكسب الإلكترونات يُسمى عاملاً مؤكِساً.

أختبر نفسك



أولاً: أملأ الفراغات الآتية بالكلمات المناسبة:

1. العنصر الذي ----- الإلكترونات يُسمى عاملًا مرجعاً.
2. العنصر الذي ----- الإلكترونات يُسمى عاملًا مؤكسداً.
3. الأكسدة والإرجاع حدثان ----- تتمان في آن واحد، ويطلق عليهما تفاعلات -----.
4. من أهم تطبيقات تفاعلات (الأكسدة والإرجاع) الحصول على ----- النقية، وصناعة المواد -----، وصناعة ----- الكهربائية.

ثانياً: أعط تفسيراً علمياً لكل ممّا يأتي:

1. لا تستهلك المواد المُتفاعلة كلياً في التفاعلات العكوسية.
2. التفاعلات التامة تتم باتجاه واحد.

ثالثاً: اكتب المعادلات المُعبرة عن التفاعلات الآتية، محدداً تفاعل الأكسدة والإرجاع، والعامل المؤكسد والعامل المرجع، وفق المفهوم الإلكتروني للأكسدة والإرجاع.

1. تفاعل الألミニوم مع حمض كلور الماء، حيث يتشكّل كلوريدي الألミニوم وينطلق غاز الهدروجين.
2. تفاعل الحديد مع الكلور، حيث يتشكّل كلوريدي الحديد III.
3. تفاعل غاز الأكسجين مع المغنيزيوم.

رابعاً: حل المسألة الآتية.

يتفاعل 2.5 mol من الألミニوم مع كمية كافية من حمض الكيريت المُمدَّد، فيُنتج كبريتات الألミニوم، وينطلق غاز الهدروجين.
المطلوب:

1. اكتب المعادلة الكيميائية المُعبرة عن التفاعل الحاصل، ثم وزنها.
2. أعد كتابة المعادلة بالشكل الأيوني، ثم حدد تفاعل الأكسدة وتفاعل الإرجاع.
3. احسب عدد مولات الملح الناتج.
4. احسب كتلة حمض الكيريت المتفاعله.
5. احسب حجم غاز الهدروجين المنطلق مُقايساً في الشرطين النظاميين.
علمًـا أنَّ $(\text{H}:1 \text{ Al}:27 \text{ S}:32 \text{ O}:16)$:

تفكير ناقد



عند تعرُّض قطعة من الحديد للهواء الرطب يتشكّل الصدأ، أيهما أكبر كتلة الحديد أم كتلة الصدأ؟ فسر إجابتك.



ابحث في مكتبة المدرسة والشاككة عن أنواع المواد المستعملة في إطفاء الحرائق، مُبيّنًا آلية عملها وكيفية استعمالها.

مشروع التفاعلات الكيميائية

تدخل التفاعلات الكيميائية في مجالات الحياة كافة، وفي العديد من الصناعات منها:
صناعة البلاستيك - صناعة الزجاج - صناعة الأدوية - صناعة الإسمنت - صناعة مواد البناء - إنتاج البتروكيميائيات - إنتاج الزيوت - الصناعات الغذائية وغيرها.



هدف المشروع:

التعرف إلى إحدى الصناعات في سوريا.

مراحل المشروع:

أولاً- التخطيط:

- التعرّف على المواد الأولية في هذه الصناعة.
- التعرّف إلى مراحل عمل المنشآة، والتفاعلات الكيميائية في كلّ مرحلة.
- التعرّف على المنتجات وأهميتها الاقتصادية.
- اقتراح طائق لتطوير عمل المنشآة.

ثانياً- التنفيذ:

1. توزيع طلاب الصف إلى مجموعات.
2. تحديد مهمة كلّ مجموعة:

القيام برحالة علمية إلى أحدى المنشآت الصناعية القريبة من المكان الذي تسكن فيه، أو رحلة إلكترونية عبر الشبكة.

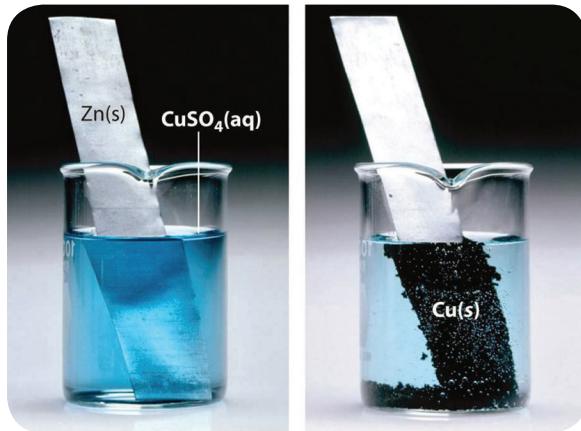
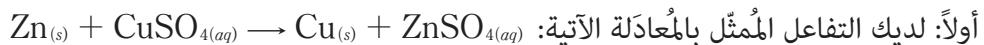
المجموعة	الصناعة	اسم المنشأة	موقع المنشأة
1	البلاستيك		
2	الزجاج		
3	الأدوية		
4	الأسمدة		
5	مواد البناء		
6	البتروكيمائيات		
7		-----	
8		-----	

3. تبادل المعلومات بين المجموعات.
4. يُسلم نسخة ورقية من البحث، أو نسخة إلكترونية.

ثالثاً- التقويم:

مناقشة النتائج وإعداد تقرير كامل الصناعة خلال مدة خمسة عشر يوماً.

أسئلة الوحدة الأولى



ادرس التفاعل السابق، ثم اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

1. العنصر الذي تأكسد هو:

- | | | | |
|-----------|----------|------------|-------------|
| d. النحاس | c. الزنك | b. الكبريت | a. الأكسجين |
|-----------|----------|------------|-------------|

2. العنصر الذي أُرجع هو:

- | | | | |
|-----------|----------|------------|-------------|
| d. النحاس | c. الزنك | b. الكبريت | a. الأكسجين |
|-----------|----------|------------|-------------|

3. العامل المرجع هو:

- | | | | |
|------|--------------|----------------|-------|
| S .d | Cu^{+2} .c | SO_4^{-2} .b | Zn .a |
|------|--------------|----------------|-------|

4. العامل المؤكسد هو:

- | | | | |
|-------|--------------|----------------|--------------|
| Zn .d | Cu^{+2} .c | SO_4^{-2} .b | Zn^{+2} .a |
|-------|--------------|----------------|--------------|

5. نوع هذا التفاعل:

- | | | | |
|------------------------|---------|-----------|----------|
| d. تبادل أحادي (إزاحة) | c. تفكك | b. احتراق | a. اتحاد |
|------------------------|---------|-----------|----------|

6. في أثناء التفاعل يختفي اللون الأزرق لمحلول $CuSO_4$ ، ويخرج كمية صلبة لونها أحمر من مادة:

- | | | | |
|-------------|-----------|------------|----------|
| d. الأكسجين | c. النحاس | b. الكبريت | a. الزنك |
|-------------|-----------|------------|----------|

ثانياً: ضع المصطلح المناسب بين القوسين أمام كل من العبارات الآتية:

1. - - - - - تجمّع لجزيئات صغيرة جداً، تشكّل غيوماً غازية أو أشعة متّائية.

2. - - - - - تحول المادة من حالة إلى أخرى دون التغيير في طبيعة المادة.

3. - - - - - تحول المادة من حالة إلى أخرى ويرافقه تغيير في طبيعة المادة.

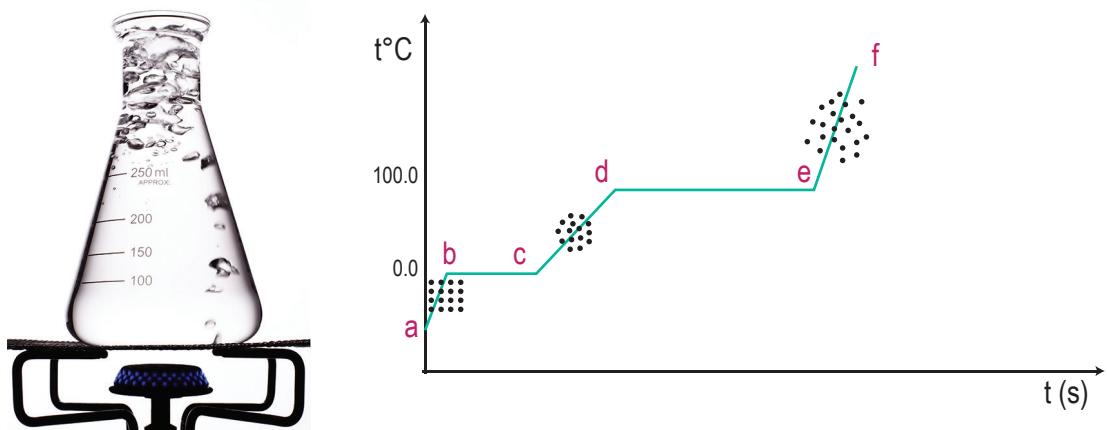
ثالثاً: عبّر عن التفاعلات الآتية، بمعادلات كيميائية موزونة، ثم اكتب التفاعل الإلكتروني للأكسدة، والتفاعل الإلكتروني للإرجاع:

1. تفاعل الكالسيوم مع حمض كلور الماء.

2. تفاعل حمض الكبريت الممدد مع الزنك.

3. تفاعل كبريتات النحاس مع الحديد.

رابعاً: يمثل المخطط المرسوم التحولات التي تطرأ على كمية من الماء المقطر تحت ضغط جوي نظامي:



المطلوب:

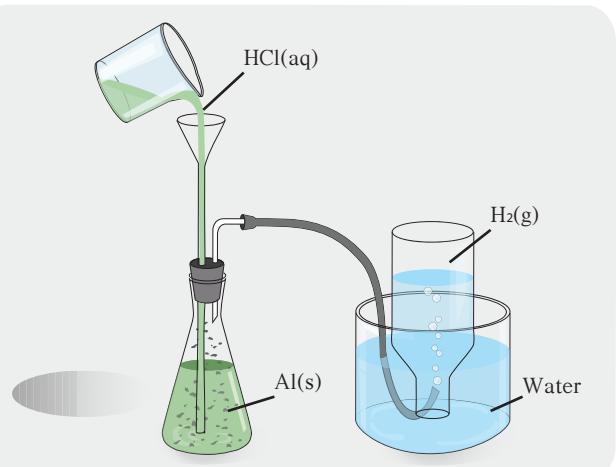
1. حدد الحالات الفيزيائية للماء في كل مما يأتي:
(من a إلى b)، (من b إلى c)، (من c إلى d)، (من d إلى e)، (من e إلى f).
2. ما قيمة درجة تجمد الماء المقطر؟
3. ما قيمة درجة غليان الماء المقطر؟
4. حدد الحالة الفيزيائية للماء المقطر التي تكون فيها قوى الترابط بين دقائقها كبيرة جداً.
5. حدد الحالة الفيزيائية للماء المقطر التي تكون درجة حرارتها مرتفعة.

خامساً: اكتب المعادلات الكيميائية المعتبرة عن التفاعلات الآتية، ثم حدد نوعه تماماً أو عكوساً:

1. تفكّك حمض الكربون الضعيف إلى ماء وغاز ثنائي أكسيد الكربون، في شروط مُناسبة.
2. تفاعل كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) مع نترات الفضة.
3. تأمين حمض الخل بماء.
4. تفاعل غاز بروم الهdroجين مع غاز الكلور في شروط مناسبة.

سادساً: لديك الشكل المرسوم يمثل إجراء تجربة في مختبر الكيمياء:

المطلوب:



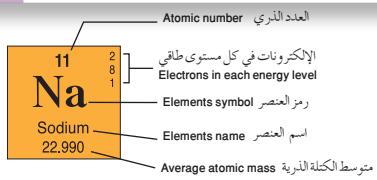
1. فسر لماذا يُجمع غاز الهdroجين الناتج في أنبوب مُنكَس للأسفل في وعاء يحوي ماء.
2. كيف يُكشف عن غاز الهdroجين الناتج؟
3. اكتب المعادلة الكيميائية المُمثلة للتفاعل الحاصل، ثم حدد نوع هذا التفاعل.
4. احسب كتلة الألミニوم المُتفاعل، إذا علمت أن حجم الغاز الناتج في الشرطين النظاميين 0.672 L
 $(\text{H}:1, \text{Cl}:35.5, \text{Al}:27)$

الوحدة الثانية

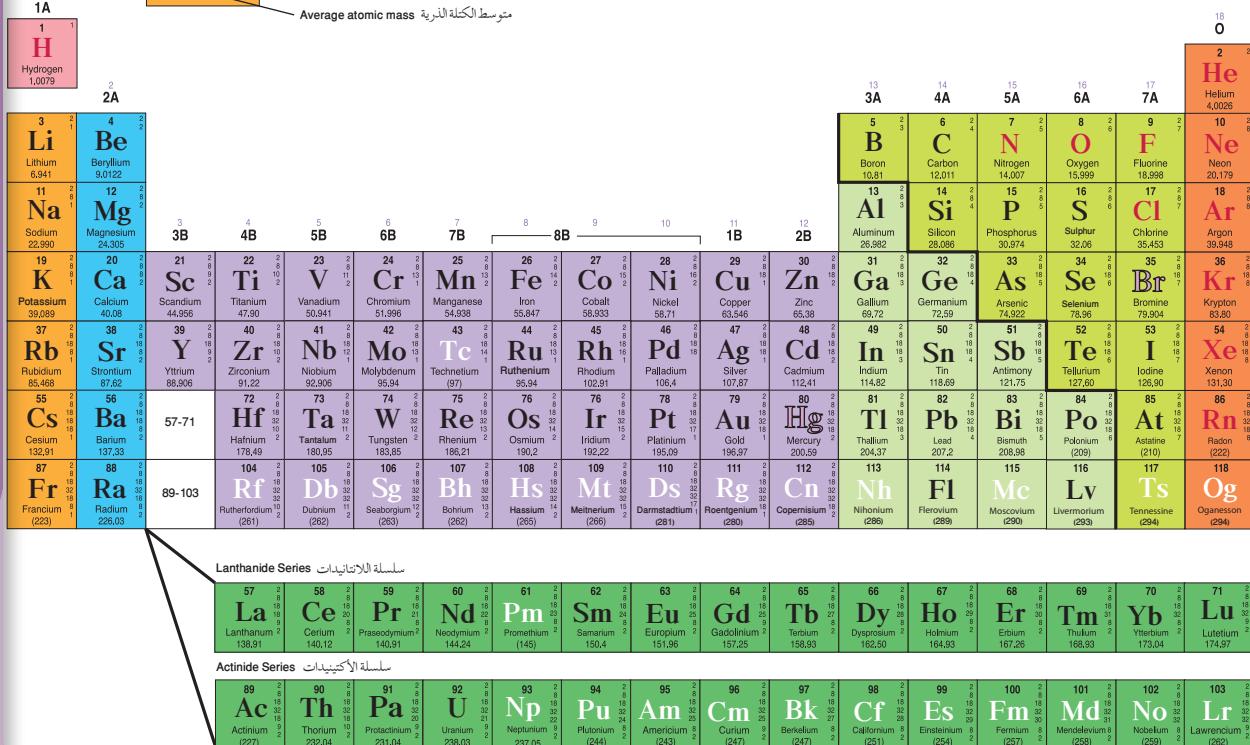
المدارات الذرية والجدول الدوري

الأهداف العامة للوحدة:

- يُتَعَرَّفُ الأعداد الكمومية.
- يُتَعَرَّفُ قواعد التوزُّع الإلكتروني.
- يُتَعَرَّفُ الجدول الدوري للعناصر.
- يُتَعَرَّفُ الدورية.

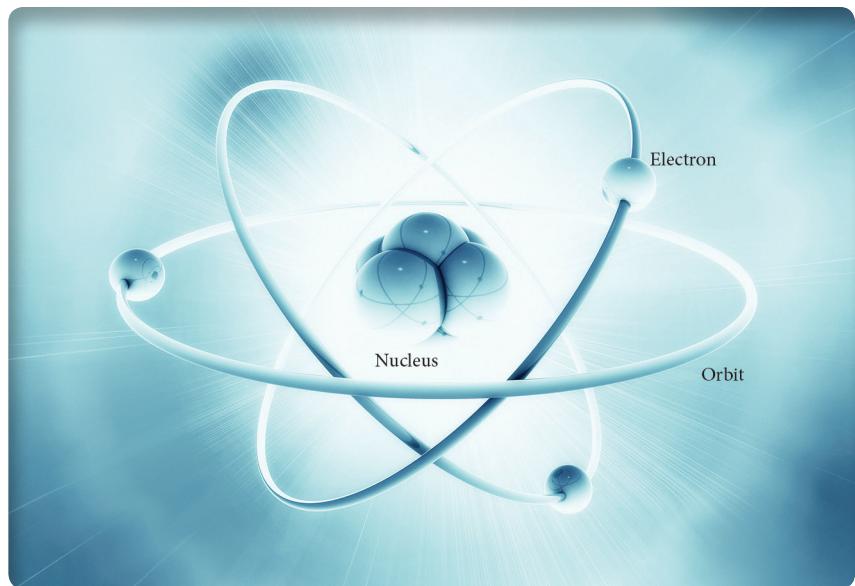
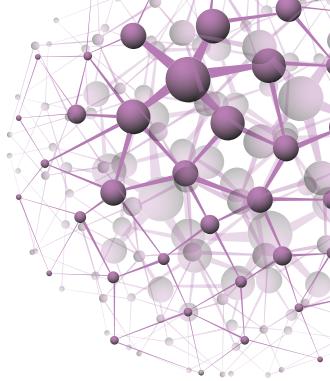


Hydrogen هيدروجين	Non metals لا معدن	Solid صلب
Alkali metals معدن قلوبي	Noble gases غازات نبيلة (حاملة)	Liquid سائل
Alkaline earth metals معدن ترابية قلوبي	Inner transition metals معدن انتقالية داخلية (نادر)	Gas غاز
Transition metals معدن انتقالية	Other metals معدن آخر	Bh غير موجود في الطبيعة
		Not found in nature



1-2

المَدَارُاتُ الْذَّرِّيَّةُ

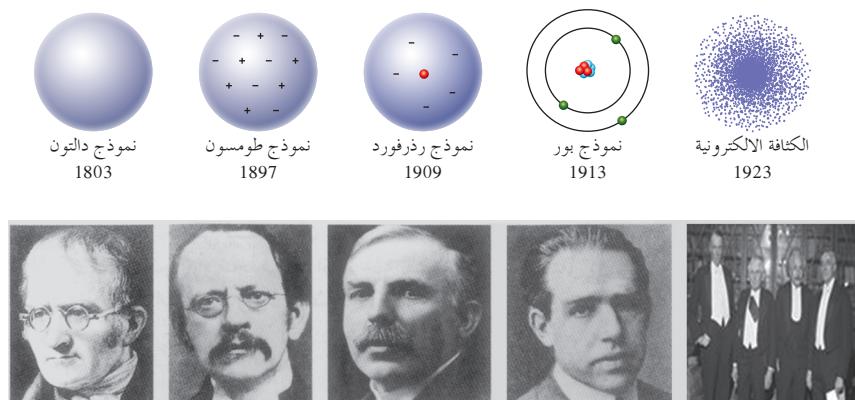


الأهداف:

- * يصف المدار الذري.
- * يصف سلوك الإلكترون على المدار الذري.
- * يتعرّفُ للأعداد الكمومية التي تصف المدار.
- * يتعرّفُ قواعد توزُّع الإلكترونات على المدارات.
- * يمثّل التوزُّع الإلكتروني لبعض الذرات.

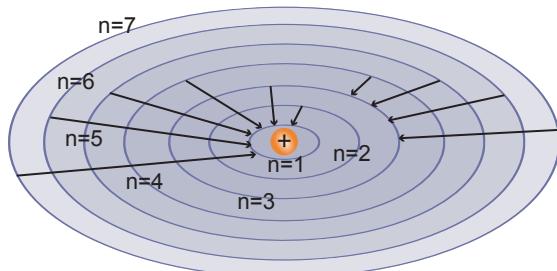
الكلمات المفتاحية:

- * موجة.
- * مبدأ الشك.
- * مدار ذري.
- * الأعداد الكمومية.
- * التوزُّع الإلكتروني.
- * مبدأ باولي.
- * مبدأ أوف باو.
- * قاعدة هوند.



النَّظَرِيَّةُ الْحَدِيثَةُ	نَيْلَزُ بُورُ	تَدُورُ الْإِلْكْتْرُوْنَاتُ حَوْلُ النَّوَاءِ فِي مَدَارَاتٍ مُحَدَّدةٍ وَلَكُلِّ مِنْهَا شَحْنَةٌ طَاقِيَّةٌ مُحَدَّدةٌ	الذَّرَّةُ مُؤَلَّفَةٌ مِنْ شَحْنَاتٍ مُوجَّةٍ وَشَحْنَاتٍ سَالِبَةٍ وَالذَّرَّةُ مُتَعَادِلةٌ كَهْرِيَّاً	جُونُ دَالْتُونُ	جُوزِيفُ طُومِسُونُ	أَرْنُوْسْتُ رَذْرُفُورْدُ
1923	1913	1909	1897	1803	الذَّرَّةُ أَصْغَرُ جُزْءٍ مِنْ مَكَوْنَاتِ الْمَادِيَّةِ	
تصف سلوك الإلكترون وموقعه في الفضاء المحيط بالنواة	حول النواة في مدارات محددة وكل منها شحنة طاقية محددة	الذرة مؤلفة من نواة موجبة الشحنة والكترونات سالبة	الذرة مؤلفة من شحنات موجبة وشحنات سالبة والذرة متعادلة كهربائياً	الذرة مكونات المادة	الذرة أصغر جزء من مكونات المادة	نيوتن دالتون

1-1 السلوك الموجي للمادة :



استطاع العالم **بور** عام 1913 تفسير الطيف المرئي لذرة الهdroجين، لكنه لم يستطع تفسير الخطوط الطيفية للذرات الأخرى. يصدر الإلكترون المتحرّك حول النواة طاقةً على هيئة إشعاع ذي طول موجةٍ مُحدّد وبتوترٍ مُعيّن، عند انتقاله من سوية طاقية أعلى (أبعد عن النواة) إلى سوية طاقية أدنى (أقرب إلى النواة). واقتصر العالم **دي برولي** أنَّ كل جسيم ماديٍ متحرّكٍ تُلزمه في حركته موجةً، يتناسب طولها عكساً مع سرعة الجسيم.

إثراء:

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

λ طول الموجة، h ثابت بلانك، m كتلة الإلكترون، v سرعة الإلكترون.

2-1 مبدأ الشك أو عدم التعين للعالم هايزنبرغ : نشاط (1):



إذا كان لديك بالونان مليئان بالهواء داخل غرفة مُخلقة يبعدان عن بعضهما مسافة x ، وأردنا قياس تلك المسافة بدقة. هل يمكن ذلك؟ عند ملامستهما في أثناء القياس سيتحركان (ينغيّر موضعهما) وبالتالي يكون القياس غير دقيق.

هل يمكن تحديد موضع وسرعة جسيم صغير جداً كالإلكترون يدور حول النواة في حيز صغير جداً؟

أجاب العالم هايزنبرغ على هذا السؤال أنه:

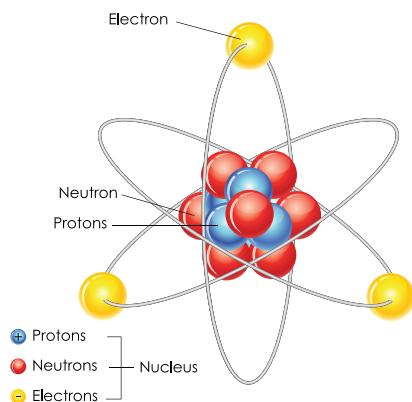
"لا يمكن تحديد موضع وكمية حركة جسيم صغير جداً كالإلكترون يتحرّك في حيز صغير جداً بآنٍ واحد وبدقة، وهذا ما يدعى **مبدأ الشك (عدم التعين)**".

إضاعة:

وصف هايزنبرغ مبدأه بالقول:

"لا يمكن تحديد المستقبل بدقةٍ ليس لأننا لا نعرف الحاضر بدقةٍ وإنما لا نستطيع معرفة الحاضر بدقةٍ."

3- النظرية الحديثة لبنيّة الذرة :



تقوم على مفهومين أساسين:

1. الإلكترون ذو طبيعة ثنائية: فهو يسلك سلوك جسيم أحياناً، أو سلوك ظاهرة موجية أحياناً أخرى.

2. مبدأ الشك أو عدم التعين للعالم هايزنبرغ.

المدار الذري: هو منطقة ثلاثة الأبعاد يكون وجود الإلكترون فيها أكثر احتمالاً، وتكون على شكل غماماتٍ إلكترونية، ولها أبعاد محددة عن النواة، تُسمى نصف قطر المدار.

نشاط (2):

- تقوم النظرية الحديثة لبنيّة الذرة على مفهومين أساسين، ما هما؟
- ما المقصود بمبدأ الشك للعالم هايزنبرغ؟

4- الأعداد الكمومية:

عندما تسأل شخص ما: "أين تسكن؟، فيجيبك" في البناء الثالث، في الطابق الثاني" مثلاً؛ أي يصف مكان سكنه بأرقام. كذلك الإلكترونات يمكن توصيف توضعها في الذرة بأعدادٍ تسمى الأعداد الكمومية.

1-4-1: أولاً: العدد المئي الرئيسي n



تم تقسيم مدرج بصرى إلى صفوف يزداد بعدها عن أرض المسرح وهذا يشبه السويات الطاقية الرئيسية في الغمامات الإلكترونية التي تزداد طاقتها كلما ابتعدنا عن النواة

- العدد الكمي الرئيسي يحدّد البُعد الأكثَر احتمالاً للإلكترون عن النواة، ويحدّد سويات الطاقة الرئيسية للمدرات التي يتحرّك عليها الإلكترون.
- ويأخذ القيم المبيّنة في الجدول الآتي:

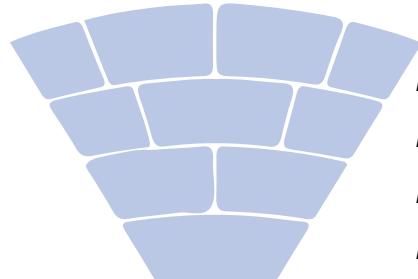
n	1	2	3	4	5	6	7
رمز السوية الطاقية الرئيسية	K	L	M	N	O	P	Q

وتعطى السعة العظمى من الإلكترونات في سويات الطاقة الرئيسية حسب مبدأ باولي بالعلاقة: $2n^2$ حيث n رقم السوية الطاقية الرئيسية.

نشاط (3):

ما قيمة العدد الكمي الرئيسي للسوية الرئيسية M ؟ وما السعة العظمى للإلكترونات في هذه السوية؟

٤-٢ ثالثاً: العدد الكمي الثانوي ℓ :

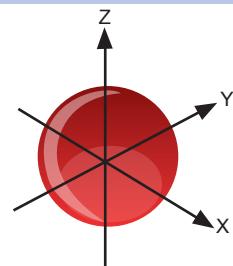
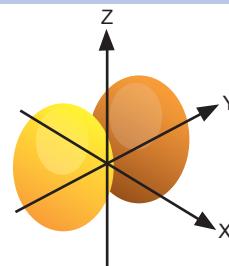
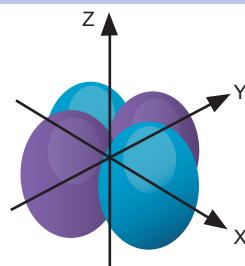
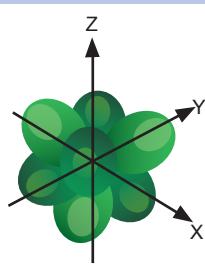


- | | |
|-------|------------------|
| $n=4$ | أربع سويات فرعية |
| $n=3$ | ثلاث سويات فرعية |
| $n=2$ | سوياتان فرعيتان |
| $n=1$ | سوية فرعية واحدة |

يحدّد عدد سويات الطاقة الفرعية في كل سوية رئيسية وهي: f ، d ، s ، ويحدّد الشكل الهندسي لهذا المدار، ويأخذ القيم الصحيحة التي تتراوح بين الصفر و $n - 1$.

$$\ell = 0, 1, 2, 3, \dots, n - 1$$

عندما $\ell = 3$ نوع المحط شكله أكثر تعقيداً f	عندما $\ell = 2$ نوع المحط شكله معقد d	عندما $\ell = 1$ نوع المحط شكله مغزلان يلتقيان بالرأس p	عندما $\ell = 0$ نوع المحط شكله كروي s
--	--	---	--



نشاط (4):

- ما القيم التي يأخذها العدد الكمي الثانوي ℓ من أجل $n = 3$ ؟
- ما العلاقة بين سويات الطاقة الرئيسية والفرعية؟
- ما أشكال المحطات الإلكترونية s, p, d ؟

3-4-1 ثالثاً: العدد اللمي المغناطيسي m :

يحدد عدد الاتجاهات والأوضاع التي يمكن أن يأخذها محطة إلكتروني عند خضوعه لحقل مغناطيسي خارجي، ويأخذ أعداداً

صحيحة تتراوح بين:

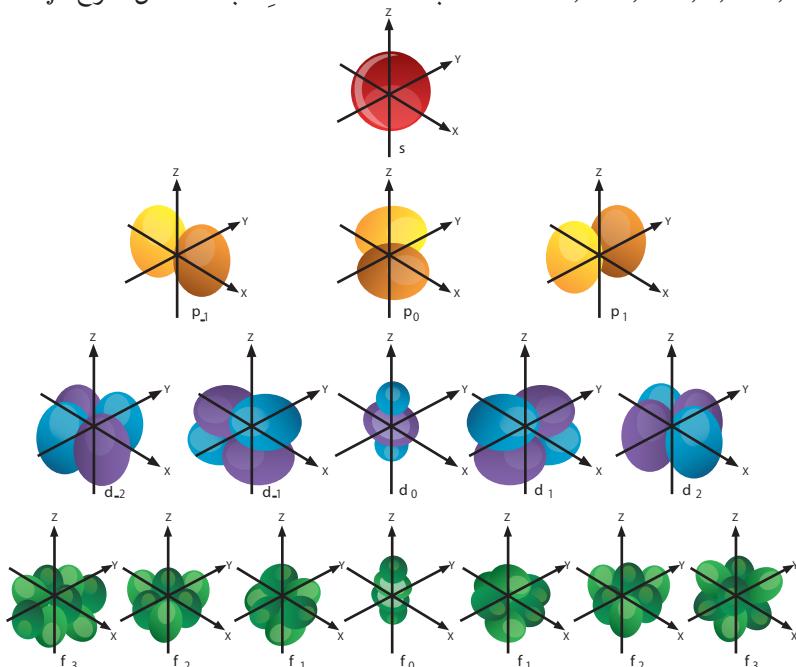
$$(2l+1) \text{ أي مجموع قيمه } m = (-l, -l+1, \dots, 0, \dots, l)$$

$$m = 0 \quad l = 0$$

$$m = -1, 0, +1 \quad l = 1$$

$$m = -2, -1, 0, +1, +2 \quad l = 2$$

$$m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 \quad l = 3$$



4-4-1 رابعاً: العدد اللمومي للفذائي (Spin) m_s :

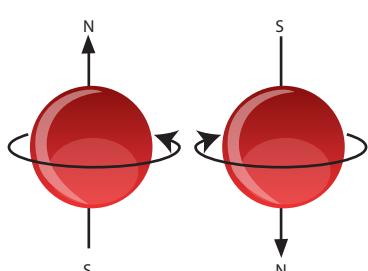
- يُحدّد جهة دوران الإلكترون حول محور ماربِرَكَزَه.

- يُمثّل الإلكترون برسم سهم يشير إلى جهة دورانه حول مُحَوَّره.

- تَسْتَسْعُ كُلُّ حجيرة (محطة) في مدارٍ لزوج من الإلكترونات المُتعاكسة بجهةٍ دورانها حول محور كُلِّ منها.

نشاط (5):

- آخذ مغناطيسين مُستقيمين وأضعهما متوازيين، بحيث يكون قطباهما الشماليان في الاتجاه ذاته، ماذا ألاحظ؟
- أعكس القطبين أحدهما بالنسبة للآخر، ماذا ألاحظ؟
- هل يمكن تفسير وجود إلكترونين في محطة واحد مع وجود قوى تنافر كهربائي بينهما وفق ما سبق؟



يتحرّك الإلكترون حول ذاته حركة مغزليّة تؤدي لنشوء حقلٍ مغناطيسيٍ.

5-1 التوزُّع الإلكتروني في الذرّات:

ماذا يقصد بالتوزُّع الإلكتروني؟

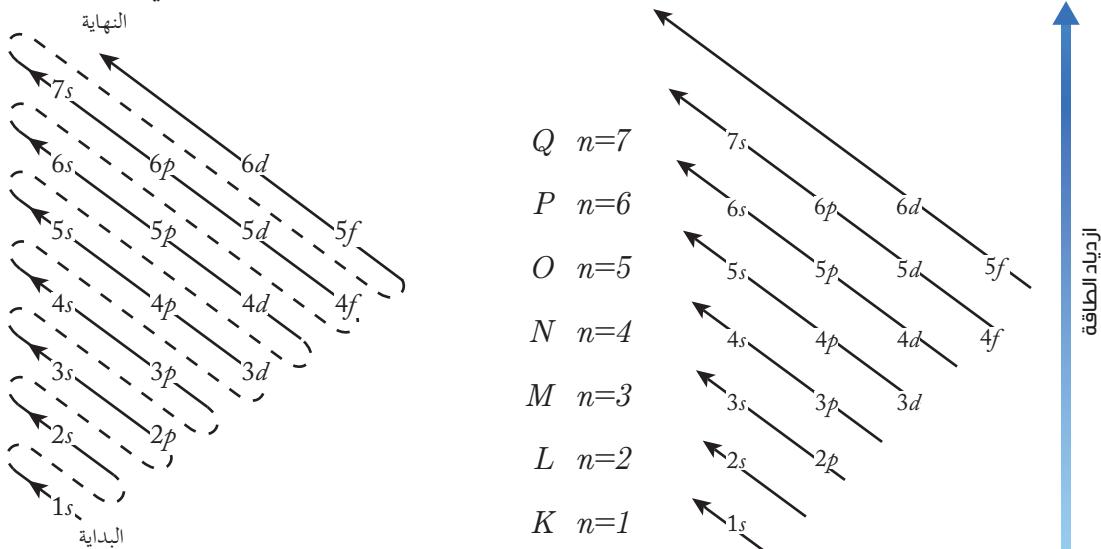
هو الكيفية التي تتوزّع فيها الإلكترونات حول النواة ضمن الغمامات الإلكترونية.

العالم الأمريكي ميلikan أول من قاس شحنة الإلكترون $e = 1.6 \times 10^{-19}$ coulomb وقاس كتلة الإلكترون $m_e = 9.11 \times 10^{-31}$ kg

و يتم ذلك وفق القواعد الآتية:

أولاً: مبدأ البناء (كليتشكو فيسكي):

تملأ الإلكترونات بدءاً من السوية الطاقية الفرعية الأدنى طاقة إلى السوية الطاقية الفرعية الأعلى طاقة، وفق الآتي:



الاحظ:

1. طاقة المحطّات في السوية الفرعية تكون جميعها متساوية.

مثلاً: المحطّات الثلاثة في السوية الفرعية (p_x, p_y, p_z) طاقتها متساوية.

2. طاقة السوية $2p$ أعلى من طاقة السوية $2s$.

$4s, 4p, 4d, 4f$
↓ ازدياد الطاقة

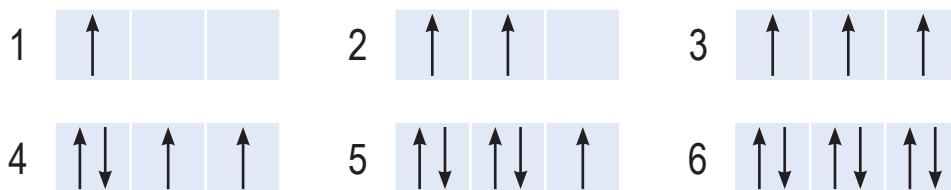
3. إذا كان $n = 4$ فيكون تسلسل سويّات الطاقية الفرعية.

4. طاقة المدار $4s$ أخفض من طاقة $3d$.

ثانياً: قاعدة هوند:

لا يمكن لحجيرة كمية في أي مدار أن تضم إلكترونين معاً قبل أن تضم كل حجيرات المدار إلكتروناً واحداً.

مثال: يتم ملء المدارات p بالإلكترونات وفق الآتي:



ثالثاً: مبدأ باولي (مبدأ الاستبعاد):

لا يمكن أن يكون لإلكترونين في ذرة واحدة الأعداد الكمومية الأربع ذاتها، فإذا اتفقا في الثلاثة الأولى فسوف يختلفان في عدد اللُّف الذاتي.

تطبيق:

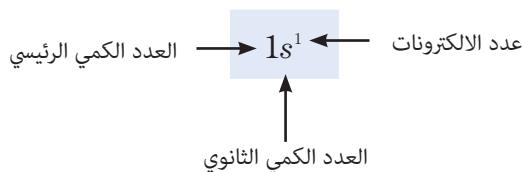
ذرة الهليوم: ${}_{2}He: 1s^2$



رابعاً: الترميز الإلكتروني:

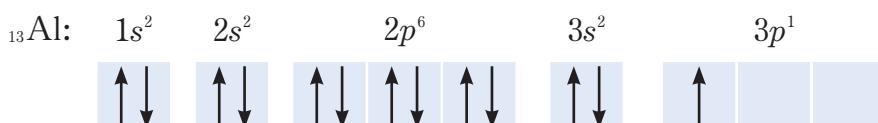
يعبر عن سويات الطاقة الرئيسية، وسويات الطاقة الفرعية، وعدد الإلكترونات في سوية الطاقة الفرعية.

مثال:

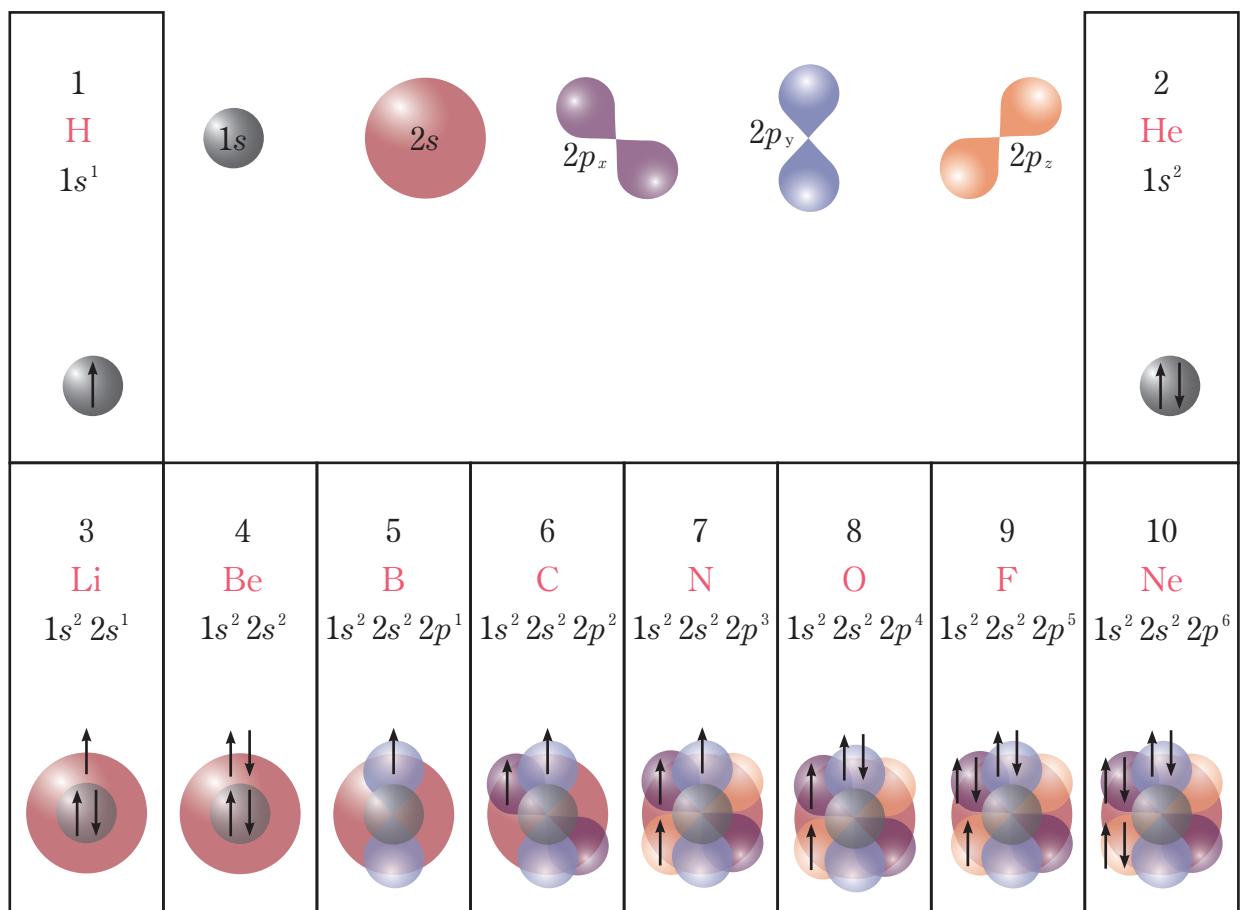


ذرة الهيدروجين ${}_{1}H: 1s^1$

لاحظ التوزع الإلكتروني للعناصر الآتية: ${}_{13}Al$ ، ${}_{19}K$



6-1 أمثلة على التوزع الإلكتروني لبعض العناصر:

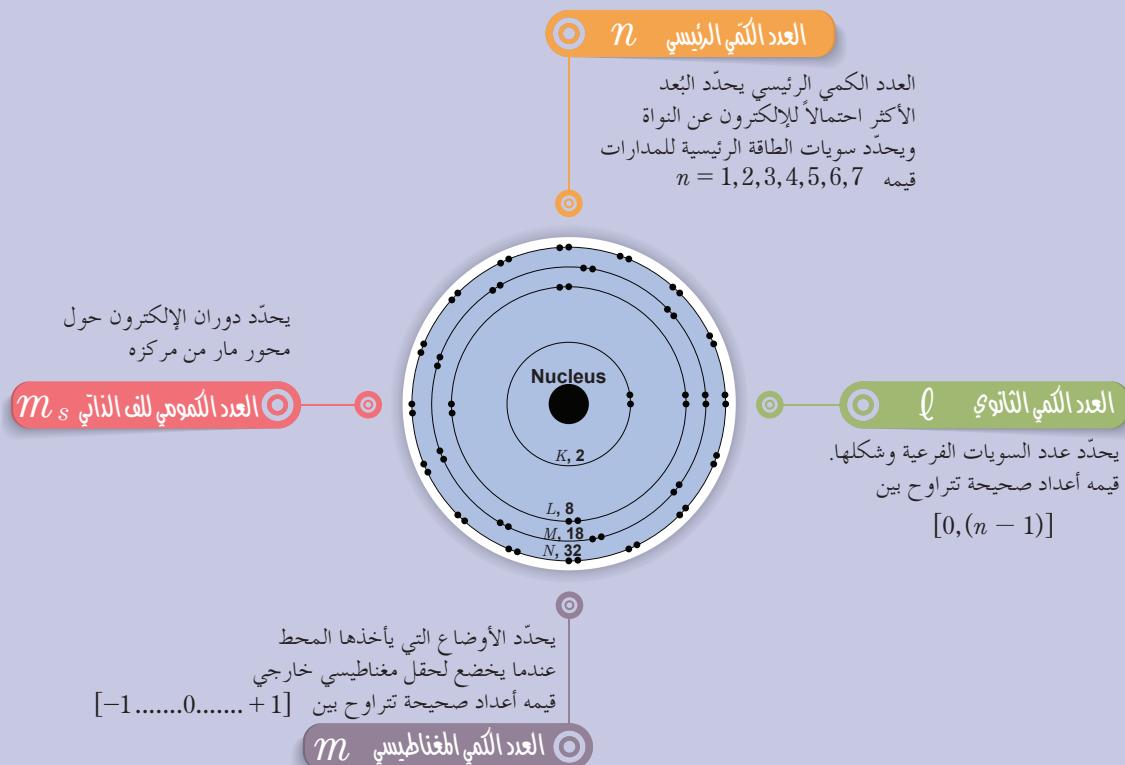


إثراء:

استثناءات التوزع الإلكتروني:
نلاحظ وجود استقرار لذرات بعض العناصر التي تكون فيها المدارات s و d مُمتلئة أو نصف مُمتلئة، مثل عنصري الكروم والنحاس:

^{24}Cr	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^1$	$3d^5$
^{29}Cu	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^1$	$3d^{10}$

- السلوك الموجي للمادة: يُصدر الإلكترون طاقةً على هيئة إشعاعٍ عند انتقاله من مدارٍ أبعد إلى مدارٍ أقرب إلى النواة، ويتصّرط طاقةً عند انتقاله بالعكس، لذلك هو جسيم، ويسلك سلوك موجة.
- مبدأ الشك هايزنبرغ: لا يمكن تحديد موضع وكمية حركة أو سرعة جسيم صغير جداً كالإلكترون يتحرّك في حيزٍ صغير جداً بآن واحد وبدقّة.
- وصف المدار الذري: المنطقة التي يكون وجود الإلكترون فيها أكثر احتمالاً حول النواة.
- النظريّة الحديثة لبنيّة الذرة: تقوم على مفهومين أساسين (للإلكترون طبيعة ثنائية، مبدأ الشك هايزنبرغ).
- تعين سويات الطاقة من خلال معرفة الأعداد الكموميّة:



- يخضع التوزُّع الإلكتروني إلى ثلات قواعد:
 - مبدأ الاستبعاد: لا يمكن أن يكون لإلكترونَيْن في ذرّةٍ واحدة الأعداد الكموميّة الأربع ذاتها.
 - مبدأ البناء: إنَّ الإلكترونات تملأ المدارات بدءاً من المدار ذي السوية الطاقية الأدنى وبالتدريج.
 - قاعدة هوند: لا يمكن لحُجيرة كمية في أيِّ مدار أن تضمَّ إلكترونَيْن معاً قبل أن تضمَّ كلَّ حُجيرات المدار إلكتروناً واحداً.

أختبر نفسك



أولاً: املأ الفراغات بالكلمات المناسبة:

1. عند انتقال الإلكترون من سوية طاقية أقرب إلى سوية طاقية أبعد عن النواة فإنه
2. سوية الطاقة الرئيسية الثانية تتكون من سويتين فرعيتين هما
3. العدد الكمومي الذي يحدد سويات الطاقة الفرعية هو
4. يختلف الإلكترونون الموجودان في المحوط $1s$ في ذرة الهليوم في العدد الكمومي

ثانياً: اختار الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

1. السعة العظمى من الإلكترونونات للسوية الطاقية الرئيسية M :
a. 32 b. 18 c. 8 d. 2
2. تتنبئ السوية الطاقية الفرعية f إلى السوية الطاقية الرئيسية:
a. الأولى b. الثانية c. الثالثة d. الرابعة
3. القيم التي يأخذها العدد الكمومي l من أجل $n = 2$ هي:
a. 1,2,3 b. 0,1,2 c. 0,1 d. 1,2
4. إذا كانت $(n = 3, l = 2)$ هذا يعني أن المدار هو:
a. $3d$ b. $3s$ c. $2p$ d. $2s$

ثالثاً: ضع الكلمة ص أمام العبارة الصحيحة، وكلمة غلط أمام العبارة غير الصحيحة وصحّحها:

1. عدد الإلكترونونات العزباء (المفردة) في ذرة عنصر الحديد ^{26}Fe يساوي 3.
2. المدار $4p$ تكون فيه قيمة $n = 1$ ، $l = 4$.
3. السعة العظمى للسوية الطاقية الفرعية $3s$ هي إلكترونون.
4. العدد الأعظمى للإلكترونونات التي تتسع لها سوية الطاقة الرئيسية الثالثة يساوي 8.

رابعاً: رتب السويات الطاقية الآتية، تبعاً لنقصان الطاقة:

$2s$ ، $5f$ ، $3d$ ، $4p$

خامساً: اكتب التوزع الإلكتروني للعناصر الآتية، بطريقة المربعات والأسماء:
 $_{9}\text{F}$ ، $_{29}\text{Cu}$ ، $_{15}\text{P}$

سادساً: اكتب التوزع الإلكتروني للذرات الآتية، بطريقة التمييز الإلكتروني:
 $_{18}\text{Ar}$ ، $_{8}\text{O}$ ، $_{19}\text{K}$

سابعاً: إذا علمت أن التوزع الإلكتروني لذرة الأكسجين O هو $2p^4 2s^2 1s^2$. المطلوب اكتب:

- a. العدد الذري للأكسجين.
- b. عدد المحوطات المتميلة.
- c. عدد الإلكترونونات العزباء.

ثامناً: أكمل الجدول الآتي:

رمز المخطّ	قيمة l	قيمة n
	3	4
	1	2
	2	5
	0	1

تفكير ناقد

ناقش الفرق بين نموذج رذرفورد ونموذج بور والنظرية الحديثة لبنية الذرة.

أبحث أكثر

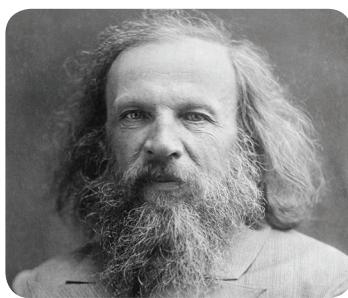


تمتليئ محطّات $4s$ قبل محطّات $3d$ باليكترونات في أثناء التوزّع الإلكتروني، ابحث في مكتبة المدرسة والشاككة.

الجدول الدوري للعناصر 2-2



عند زيارتك لمؤسسة استهلاكية تجد أنّ موادها السلعية رُبّت في أقسام، فهناك قسم للأغذية وللمفروشات، وللمنظفات وهكذا، وهذا يُسّهل على المستهلك الوصول إلى القسم الذي يريد، لشراء المادة السلعية المطلوبة.



العالم الروسي ديمتري مندليف

1834-1907 م

تمّ التعرّف إلى العناصر الكيميائية مثل الذهب والنحاس والفضة منذ القديم، حيث إنّ هذه العناصر توجد في الطبيعة، ويسهل الحصول عليها بالطريق البديهي، وبازدياد عدد العناصر المكتشفة، التي بلغ عددها أكثر من 60 عنصراً معروفاً، بدأ العلماء ملاحظة تكرارية في الخاصيات الكيميائية والفيزيائية.

أُجريت عدّة محاولات لإيجاد علاقاتٍ بين خاصيّات هذه العناصر من بينها جدول مندليف، حيث لاحظ العالم الروسي ديمتري مندليف مفهوم الدوريّة أو التكرار في صفات العناصر المعروفة آنذاك، ورتبها وفقاً لكتلها الذريّة، وترك موقع فارغة لإضافة عناصر جديدة لم يتمّ اكتشافها في ذلك الوقت، ومنها الغازات النبيلة.

قام العالم هنري موزلي بإعادة ترتيب العناصر بحسب عددها الذريّ، الذي يمثل عدد البروتونات الموجودة في كلّ عنصر، ومع مرور الزمن أُضيفت عناصر أخرى طبيعية وصناعية.

في مطلع عام 2016، بلغ عدد العناصر 118، وبذلك يكتمل الجدول الدوري، الذي دعي بالجدول الدوري الحديث.

الأهداف:

- * يتعرّفُ إلى الجدول الدوري.
- * يحدد موقع عنصر في الجدول الدوري اعتماداً على البنية الذريّة.
- * يستقرئ صفات عنصر ما من موقعه في الجدول الدوري.
- * يتعرّفُ على الخواص الرئيسيّة لبعض الفصائل الكيميائيّة.
- * يثمن دور العلماء في تطوير الجدول الدوري.

الكلمات المفتاحية:

- * الفصائل.
- * الأدوار.
- * المعادن القلوية.
- * المعادن القلوية الترابية.
- * المعادن الانتقالية.
- * الالمعادن.
- * أشباه المعادن.
- * الهالوجينات.
- * الغازات النبيلة.
- * الالاثنيات.
- * الأكتينيات.

1-2 ترتيب الجدول الدوري الحديث:

نشاط (1):

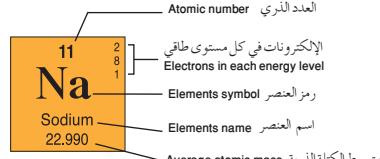
الاحظ وأستنتج:

The table shows the periodic table with groups 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A, and 8A highlighted. Groups 1A and 2A are in pink, while groups 3A through 8A are in blue. The elements are listed with their atomic numbers, symbols, and names.

Group 1A	Group 2A	Group 3A	Group 4A	Group 5A	Group 6A	Group 7A	Group 8A
H Hydrogen 1.0079							
Li Lithium 6.941	Be Beryllium 9.0122	Sc Scandium 44.956	Ti Titanium 47.90	V Vanadium 50.941	Cr Chromium 51.996	Mn Manganese 54.938	Fe Iron 55.847
Na Sodium 22.990	Mg Magnesium 24.305	Y Yttrium 88.906	Zr Zirconium 91.22	Nb Niobium 92.906	Mo Molybdenum 95.94	Tc Technetium 97.00	Ru Ruthenium 98.905
K Potassium 39.08	Ca Calcium 40.08	Hf Hafnium 178.49	Ta Tantalum 180.95	W Tungsten 183.85	Re Rhenium 186.21	Osm Osmium 190.2	Pt Platinum 195.09
Cs Cesium 132.91	Ba Barium 137.33	Dub Dubnium 261 (262)	Sg Seaborgium 262 (263)	Bh Bohrium 262 (264)	Hs Hassium 265 (266)	Mt Meitnerium 265 (267)	Ds Darmstadtium 266 (268)
Fr Francium 223 (224)	Ra Rutherfordium 225.03 (226)	Db Rutherfordium 261 (262)	Am Americium 243 (244)	Cm Curium 247 (248)	Bk Berkelium 247 (249)	Cf Curium 251 (252)	Es Einsteinium 254 (255)
	Ra Rutherfordium 225.03 (226)	Db Rutherfordium 261 (262)	Am Americium 243 (244)	Cm Curium 247 (248)	Bk Berkelium 247 (249)	Cf Curium 251 (252)	Es Einsteinium 254 (255)

Below the main table are two additional series:

- Lanthanide Series:** Includes Lanthanum (La), Cerium (Ce), Praseodymium (Pr), Neodymium (Nd), Promethium (Pm), Samarium (Sm), Europium (Eu), Gadolinium (Gd), Terbium (Tb), Dysprosium (Dy), Holmium (Ho), Erbium (Er), Thulium (Tm), Ytterbium (Yb), and Lutetium (Lu).
- Actinide Series:** Includes Actinium (Ac), Thorium (Th), Protactinium (Pa), Uranium (U), Neptunium (Np), Plutonium (Pu), Americium (Am), Curium (Cm), Bk, Cf, Es, and Einsteinium (Einstein).



1. ممَّ يتكوّن الجدول الدوري؟

2. فسر عدم انتظام شكل الجدول الدوري؟

3. فسر اختلاف عدد الأعمدة في كل فئة؟

4. ما العلاقة بين عدد أدوار الجدول الدوري وعدد سويات الطاقة الرئيسية؟

• يتكون الجدول الدوري من مجموعة مربّعات، كل مربّع يحتوي: اسم العنصر، رمزه، عدده الذري، كتلته الذريّة وتوزُّعه الإلكتروني.

• رتب العناصر في المربّعات حسب تزايد العدد الذري، في فصائل، وأدوار.

• عدم انتظام شكل الجدول الدوري يعود إلى الاختلاف في التوزُّع الإلكتروني للعناصر، مما أدى إلى إدراجها في أربع فئات (s, p, d, f) مُختلفة في عدد الأعمدة.

• عدد الأعمدة في كل فئة يساوي عدد الإلكترونات الأعظمي في السوية الفرعية كما يلي:

- تتكون الفئة s من فصيلتين، هما 1A المعادن القلوية التي تحتوي طبقتها السطحية إلكترونًا واحدًا في السوية الفرعية s، و 2A فصيلة المعادن القلوية الترابية التي تحتوي طبقتها السطحية إلكترونين فقط في السوية الفرعية s، وعنصر الهليوم.

- الفئة p تتكون من ست فصائل، إلكتروناتها السطحية تشغل السوية الفرعية p، تبدأ من 3A حتى 8A فصيلة الغازات النبيلة.

أما الفئة d تتكون من عشرة أعمدة، وُضعت في ثمانى فصائل B تحتوي العناصر الانتقالية، ومتاز عناصر هذه الفئة بامتلاء جزئي أو كلي للسوية الفرعية s من السوية الطاقية الرئيسية n ، وبامتلاء جزئي أو كلي للسوية الفرعية d من السوية الطاقية الرئيسية $(1 - n)$.

- الفئة f تشمل العناصر الانتقالية الداخلية وتتميز بامتلاء كلي للسوية الطاقية s الخارجية وامتلاء أو شبه امتلاء للسويات $4f, 5f$ ، وتحوي أربعة عشر عموداً، مما مجموعنا اللانثنائيات والأكتينيات التي تدعى بالأتربيبة النادرة.

- عدد أدوار الجدول الدوري سبعة تقابل سويات الطاقة الرئيسية.

نشاط (2):

لاحظ موقع كل من العناصر الآتية في الجدول الدوري:

المجموعة 1: الصوديوم، المغنيزيوم، الألミニوم، الحديد والزنك.

المجموعة 2:

الكربون، الأزوت، الكبريت و اليود.

المجموعة 3: الجermanيوم والسيليكون (السيليسيوم).

توزيع العناصر في الجدول الدوري من حيث خاصيتها إلى:

1. **معدان:** تقع على يسار ووسط الجدول الدوري تتشابه بخواصها الفيزيائية من حيث اللمعان، البريق والنالقية للكهرباء والحرارة، القدرة على السحب والطرق وغيرها، كما تتشابه بالخواص الكيميائية، فتميل إلى فقد الإلكترونات السطحية بسهولة، فتتأكل بسرعة (مثل عناصر المجموعة 1).

2. **لامعدان:** تقع على يمين وأعلى الجدول الدوري، صفاتها عكس المعادن فهي رديئة النقل للحرارة والكهرباء، هشة غير قابلة للسحب أو التصفيف لا بريق لها، تميل إلى كسب الإلكترونات (مثل عناصر المجموعة 2).

3. **أشباء المعادن:** تقع على جانبي الخط المترعرع في الجدول الدوري لها خواص فизيائية وكيميائية مشابهة للمعادن واللامعادن معًا (مثل عناصر المجموعة 3).



الجرمانيوم من أشباه المعادن



زهر الكبريت



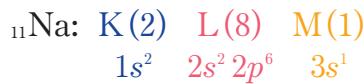
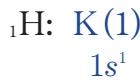
معدن الذهب

إثراء: *

يُعدّ السيлиكون والجرمانيوم عنصرين مهمين في الصناعة، ولا سيما في صناعة رقائق الحاسوب والخلايا الشمسية، كما استعمل السيليكون في الجراحة التجميلية.

2-2 التوزُّع الإلكتروني للعناصر والجدول الدوري:

الاحظ التوزُّع الإلكتروني للعناصر الآتية، ثم أجب عن الأسئلة:



1. ما عدد الإلكترونات في الطبقة السطحية للعناصر السابقة؟

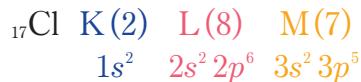
2. إلى أي فصيلة تنتمي هذه العناصر؟ ولماذا؟

عدد الإلكترونات السطحية للعناصر السابقة واحد، وتنتمي إلى الفصيلة 1A فصيلة المعادن القلوية، لأنَّ عدد الإلكترونات الطبقية السطحية في السوية الفرعية s يساوي الواحد.

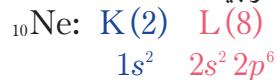
نشاط (3)

لديك العناصر الآتية: ^{17}Cl ، ^{10}Ne ، ^{12}Mg ، حدد موقعها في الجدول الدوري، اعتماداً على التوزُّع الإلكتروني:

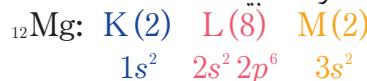
الحل:



يقع الكلور في الدور الثالث، الفصيلة 7A، فصيلة الهالوجينات.



يقع النيون في الدور الثاني، الفصيلة 8A، فصيلة الغازات النبيلة.



يقع المغزنيوم في الدور الثالث، الفصيلة 2A، فصيلة المعادن القلوية الترابية.

نتيجة:

يحدُّد موقع عنصر في الجدول الدوري من خلال التوزُّع الإلكتروني للعنصر، حيث تُحدُّد السوية الطاقية الرئيسية الأخيرة الدور الذي ينتمي له العنصر، أمَّا الفصيلة فتحُدد من خلال عدد الإلكترونات في السوية الطاقية الرئيسية الأخيرة.

نشاط (4)

حدُّد موقع عنصر الكالسيوم ^{20}Ca في الجدول الدوري اعتماداً على التوزُّع الإلكتروني.

3-2 استخدامات الجدول الدوري:

للجدول الدوري أهمية عند العلماء وطلاب الكيمياء في دراسة الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر، وكيفية اختلافها من مجموعة إلى أخرى ضمن الجدول، ومعرفة خصائص عنصر ما، وكيفية تفاعلاته مع عنصر آخر، من خلال معرفة المجموعة التي ينتمي لها هذا العنصر.

4-2 التعرّف على بعض الفضائل الرئيسية في الجدول الدوري: أولاً: فصيلة المعادن القلوية 1A:

تضمُّ (الهdroجين H، الليثيوم Li، الصوديوم Na، البوتاسيوم K، الروبيديوم Rb، السيزيوم Cs، والفرانسيوم Fr وهو عنصر مُشع) وهي عناصر تنتهي جميعها بإلكترون تكافؤ واحد في السوية الفرعية s، ويعتبر الهdroجين من الالمعادن.

- طاقة تأينها الأولى ضعيفة لسهولة تحرّر إلكترون التكافؤ وتعطي أيوناً موجباً M^+ ، أمّا طاقة التأين الثانية، فهي عالية.
- تتناقص درجة الانصهار والغليان للمعادن القلوية بازدياد العدد الذري.
- تمتاز المعادن القلوية ببريق أبيض فضي، عدا السيزيوم أصفر ذهبي، ويزول البريق عند التعرض للهواء.
- تتمتع بقدرة إرجاعية عالية.
- جيدة النقل للحرارة والكهرباء.

ثانياً: فصيلة المعادن القلوية الترابية 2A:

تضمُّ (البيريليوم Be، المغنيزيوم Mg، الكالسيوم Ca، السترانسيوم Sr، والراديوم Ra وهو عنصر مُشع). وهي عناصر تنتهي جميعها بإلكترون تكافؤ في السوية الفرعية s.

- طاقة تأينها أعلى من المعادن القلوية، مما يجعلها أقل صفةً معدنيةً منها وتعطي أيوناً موجباً M^{+2} .
- تمتاز المعادن القلوية الترابية ببريق أبيض فضي.
- تُعدّ المعادن القلوية الترابية أكثر قساوةً من المعادن القلوية، إلا أنّها أقل قدرةً إرجاعيةً منها.
- ارتفاع درجتي الانصهار والغليان للمعادن القلوية الترابية عن المعادن القلوية.
- جيدة النقل للحرارة والكهرباء.

إثراء:

يُعدّ الكالسيوم من العناصر الضرورية أيضاً لجسم الإنسان ويشكل 2% من كتلة الإنسان يتَركَّز 98% منها في العظام والأسنان.

ثالثاً: الفصيلة 7A فصيلة الهالوجينات:

تضمّ (الفلور F، الكلور Cl، البروم Br، اليود I، والأستاتين At وهو عنصرٌ مشعٌ)، تحتوي السوية السطحية على سبعة إلكترونات، إلكترونٍ منها في السوية 8، وخمسةٍ منها في السوية p ، قليل هذه العناصر إلى كسب إلكترون والتحول إلى أيون سالب X^{-} ، ويُعدّ الفلور أكثر العناصر كهرسلبية.

- تزداد درجات الانصهار والغليان لهذه العناصر بازدياد العدد الذري من الفلور إلى اليود، ويعود ذلك إلى ازدياد قوى فاندرفالس بين جزيئات الهالوجين.
- عند درجة الحرارة العادية الكلور والفلور غازان، أمّا البروم فهو سائل، واليود صلب.
- الهالوجينات توجد حزنة على شكل جزيئات ثنائية الذرة.
- لهذه الغازات ألوان تميّزها: أصفر فاتح للفلور - أصفر مخضر للكلور -بني محمر للبروم - بنفسجي لليود.

رابعاً: الفصيلة 8A فصيلة الغازات النبيلة:

تشمل مجموعة الغازات النادرة وتضمّ (الهليوم He، النيون Ne، الأرغون Ar، الكريبيتون Kr، الكزينون Xe، الرادون Rn).

- تتميّز بطبقة إلكترونية خارجية مشبعة $1s^2$ في الهليوم، و $ns^2 np^6$ في باقي عناصر الفصيلة.
- توجد في الحالة الذرية (أحادية الذرة)، كما أنها لا تكون روابط مع ذرات عناصر أخرى.
- يصعب تحويل الغازات النبيلة إلى الحالة السائلة أو الصلبة، بسبب ضعف قوى التجاذب بين ذرات الغاز، ويُشدّ الهليوم في أنّه يشكّل جسمًا صلباً حقيقياً بفعل الضغط فقط، بغضّ النظر عن درجة الحرارة.
- تتميّز بدرجة غليان مُنخفضة جداً، كما أنّ لها حرارة تبخر صغيرة، لأنّ الفعل المُتبادل بين ذرات الغاز النبيل ضعيف، لاقتصره على فعل قوى فاندر فالس فقط.
- تتناقص طاقة التأين من الهليوم إلى الرادون، مما يجعل الفاعلية الكيميائية لهذه الغازات تزداد مع العدد الذري. ولهذا فإنّه لا تُعرف أية مركبات كيميائية للهليوم والنيون والأرغون، بينما يمكن للكريبيتون والكزينون تشكيل بعض المركبات الثابتة مع عناصر أخرى.

- رُتبَت العناصر في الجدول الدوري حسب أربع فئات (s, p, d, f) تمثِّل سويات الطاقة الفرعية للذرة، التي تحوي إلكترونات التكافؤ.
- يحوي الجدول سبعة أسطر أفقية هي الأدوار، مُكافئة لعدد سويات الطاقة الرئيسية وثمانى فصائل من A, B.
- يشير رقم الفصيلة A إلى عدد الإلكترونات في الطبقة السطحية.
- يدخل الإلكترون المضاف إلى المدار الفرعية p, s في عناصر الفصيلة A. ويدخل إلى المدار d في عناصر الفصيلة B، وإلى المدار f في عناصر الأتربة النادرة.
- تقع المعادن على يسار الجدول، واللامعادن على يمينه، أمّا أشباه المعادن؛ فتقع على جانبي الخط المترجّج في الجدول.
- في أسفل الجدول زمرتان هما اللانثانيات والأكتينيات، تشَكَلان مجموعة الأتربة النادرة.
- يُحدَّد موقع عنصر في الجدول الدوري من خلال التوزُّع الإلكتروني للعنصر، حيث تُحدَّد السوية الطاقية الرئيسية الأخيرة الدور الذي ينتمي له العنصر، أمّا الفصيلة؛ فتحَدَّد من خلال عدد الإلكترونات في السوية الطاقية الرئيسية السطحية (الخارجية).
- تمتاز المعادن القلوية والقلووية الترابية بقدرة إرجاعية.
- تمتاز الهالوجينات بأنَّها عناصر كهرسلبية، ويُعَدُّ الفلور أكثرها كهرسلبية.
- تمتاز الغازات النبيلة بأنَّها جزيئات أحادية الذرة، وهي غازات يصعب إسالتها.

Periodic Table of the Elements

The diagram shows the periodic table with the following details:

- Atomic Number:** Indicated by arrows pointing to the first column of numbers (1, 2, 3, 4, etc.) above the table.
- Name:** Indicated by arrows pointing to the element names below the table.
- Symbol:** Indicated by arrows pointing to the element symbols to the right of the table.
- Atomic Weight:** Indicated by arrows pointing to the element atomic weights (e.g., 1.008 for Hydrogen) located below the table.

1 IA		2 II A																				18 VIIIA																	
1 H Hydrogen 1.008	2 Be Beryllium 9.0121831	3 Li Lithium 6.94	4 Mg Magnesium 24.305	3 III B			4 IV B			5 V B			6 VI B			7 VII B			8 VIIIB			9 VIIIB			10 VIIIB			11 I B			12 II B			13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	2 He Helium 402.609
5 Na Sodium 22.9897922	6 Al Aluminum 26.9815385	7 Sc Scandium 44.959989	8 Ti Titanium 47.867	9 V Vanadium 50.9415	10 Cr Chromium 51.9961	11 Mn Manganese 54.938944	12 Fe Iron 55.845	13 Co Cobalt 58.933194	14 Ni Nickel 58.933194	15 Cu Copper 63.546	16 Zn Zinc 65.38	17 Ga Gallium 69.723	18 Ge Germanium 71.693	19 B Boron 10.81	20 C Carbon 12.01	21 N Nitrogen 14.017	22 O Oxygen 15.999	23 F Fluorine 18.998403163	24 Ne Neon 20.1977																				
20 K Potassium 39.0983	21 Ca Calcium 40.078	22 Sc Scandium 44.959989	23 Ti Titanium 47.867	24 V Vanadium 50.9415	25 Cr Chromium 51.9961	26 Mn Manganese 54.938944	27 Fe Iron 55.845	28 Co Cobalt 58.933194	29 Ni Nickel 58.933194	30 Cu Copper 63.546	31 Zn Zinc 65.38	32 Ga Gallium 71.693	33 Ge Germanium 74.91965	34 As Arsenic 74.91965	35 Se Selenium 78.971	36 Br Bromine 79.924	37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.90584	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.90637	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium (98)	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.90550	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.8682	48 Cd Cadmium 112.414	49 In Indium 114.819	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 126.90447	53 I Iodine 126.90447	54 Xe Xenon 131.293					
55 Cs Caesium 132.9056196	56 Ba Barium 137.327	57 - 71 Lanthanoids	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.9785	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.223	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.0944	79 Au Gold 196.966569	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.38	82 Pb Lead 202.202	83 Bi Bismuth 208.98040	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)																						
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (228)	89 - 103 Actinoids	104 Rf Rutherfordium (267)	105 Db Dubnium (288)	106 Sg Seaborgium (289)	107 Bh Bohrium (270)	108 Hs Hassium (289)	109 Mt Meitnerium (278)	110 Ds Darmstadtium (281)	111 Rg Roentgenium (253)	112 Cn Copernicium (285)	113 Nh Nilonium (288)	114 Fl Flerovium (289)	115 Mc Moscovium (289)	116 Lv Livermorium (283)	117 Ts Tennessine (294)	118 Og Oganesson (294)																						
57 La Lanthanum 138.90547	58 Ce Cerium 140.216	59 Pr Praseodymium 140.90765	60 Nd Neodymium 144.242	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.92535	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.93033	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.9342	70 Yb Ytterbium 173.045	71 Lu Lutetium 174.9668																									
89 Ac Actinium (227)	90 Th Thorium 232.0377	91 Pa Protactinium 231.03588	92 U Uranium 238.02891	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259)	103 Lr Lawrencium (266)																									

أختبر نفسك



أولاًً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. الفلور من عناصر فصيلة:

- a. المعادن القلوية
b. المعادن النادرة
c. الغازات النادرة
d. الهالوجينات

2. يُعد السيليكون:

- a. معيناً قلويًا تربياً
b. شبه معدن
c. معيناً انتقالياً
d. معيناً قلويًا

3. يشبه الليثيوم عنصر:

- a. الألミニوم
b. الهليوم
c. اليود
d. الصوديوم

4. توجد أشباه المعادن في الجدول الدوري فقط في الفئة:

- a. .a
b. .b
c. .c
d. .d

ثانياً: اكتب اسم عنصرين لهما خاصيّات مشابهة لعنصر الكالسيوم.

ثالثاً: ما الذي يوحّيه إليك أرقام الأعمدة A في الجدول الدوري؟

رابعاً: اكتب التوزّع الإلكتروني للعناصر الآتية، وحدّد موقعها في الجدول الدوري:



خامساً: ما الصفة الكيميائية المميّزة للعناصر في الفصيلة (7A)؟ وما اسم هذه الفصيلة؟

سادساً: قارن بين المعادن واللامعادن من حيث : البريق، الطرق والسحب، الناقلة للحرارة والكهرباء.

سابعاً: ضع كلمة ص ح أمام العبارة الصحيحة وص ح العبارة غير الصحيحة في كلّ ممّا يأتي:

1. يتّشابه الصوديوم والبوتاسيوم بالخاصيّات الكيميائيّة.

2. ينتمي اليود إلى الفصيلة 8A .

3. عدد الأعمدة (الفصائل) A في الجدول الدوري سبعة.

4. الأرغون من العناصر النشيطة كيميائياً.

5. يُعد المغنيزيوم من المعادن القلوية الترابية.

6. عدد سويّات الطاقة الرئيسية لعناصر الدور الرابع اثنان.

ثامناً: أكمل الجدول الآتي، اعتماداً على الجدول الدوري:

العنصر	العدد النزّي	الدور	الفصيلة	التكافؤ
N	7		5	
F	9	الثاني		
Ca	20		2	

تاسعاً: أُعْطِ تفسيراً علمياً لـكُلِّ مَا يأْتِي:

1. صعوبة إسالة الغازات النبيلة.
2. يتَّصف البوتاسيوم بقدرة إرجاعيَّة.
3. درجة غليان الفلور أقلَّ من درجة غليان اليود.

عاشرًا: اكتب رمز كُلِّ مَا يأْتِي:

1. عنصر لا معدني في المجموعة $4A$.
2. عنصران يوجدان في الحالة السائلة عند درجة حرارة الغرفة.
3. غاز نبيل في الدور الثالث.

تفكير ناقد



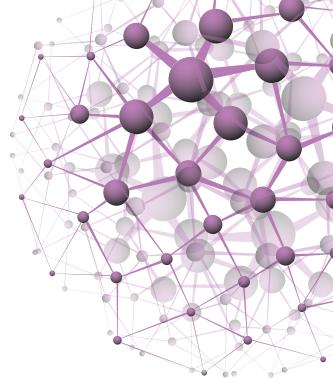
تختلف الخصائص الفيزيائية للبوتاسيوم عن الخصائص الفيزيائية للكلور، فسُّر ذلك.

أبحث أكثر



ابحث في مكتبة المدرسة والشاككة عن:

1. كيفية اكتشاف عنصر الفوسفور، وخصائصه الفيزيائية والكيميائية واستخداماته.
2. وظائف الكالسيوم في جسم الإنسان، وماذا ينتج عن نقص عنصر الكالسيوم أو زيادته في جسم الإنسان؟



3-2

دورية خاصيّات العناصر



تتنوع خاصيّات العناصر في الطبيعة، وتشكّل مناظر طبيعية مدهشة في ألوانها وتدرّجها، كذلك فإنَّ لعناصر الجدول الدوري خاصيّات دوريَّة يتم الاستفادة منها في تكوين مركبات ومواد جديدةٍ تلبي حاجات الإنسان ومُطلباته.

الأهداف:

- * يتعرّفُ بعض الخaciّات الدوّرية لعناصر الجدول الدوري.
- * يبيّن تدرُّج الخaciّات الدوري للعناصر عبر الدور والفصيلة.
- * يربط التدرُّج في الخaciّات للعناصر مع التوزُّع الإلكتروني لها.
- * يتعرّفُ قاعدة الثمانية.
- * يوظُّف قاعدة لويس بالتمييز النقطي الإلكتروني التكافؤ.

الكلمات المفتاحية:

- * طول الرابطة.
- * طاقة التأين.
- * قاعدة الثمانية.
- * الكهرسلبية.
- * الألفة الإلكترونية.

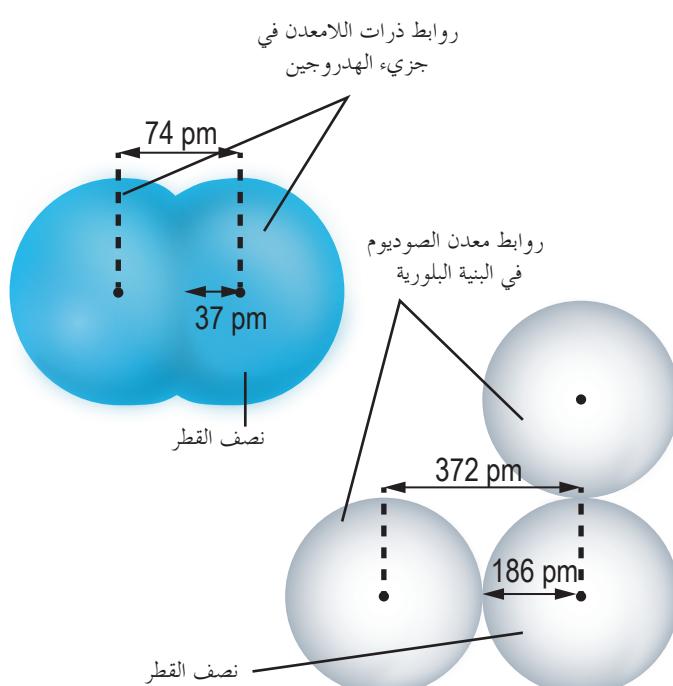
1-3 نصف قطر الذرة:

نشاط (1):

الاحظ وأستنتج:

- ما دلالة القيمة 186 pm في معدن الصوديوم؟ و 37 pm في جزيء الهيدروجين؟
- ما دلالة القيمة 372 pm في معدن الصوديوم؟ و 74 pm في جزيء الهيدروجين؟

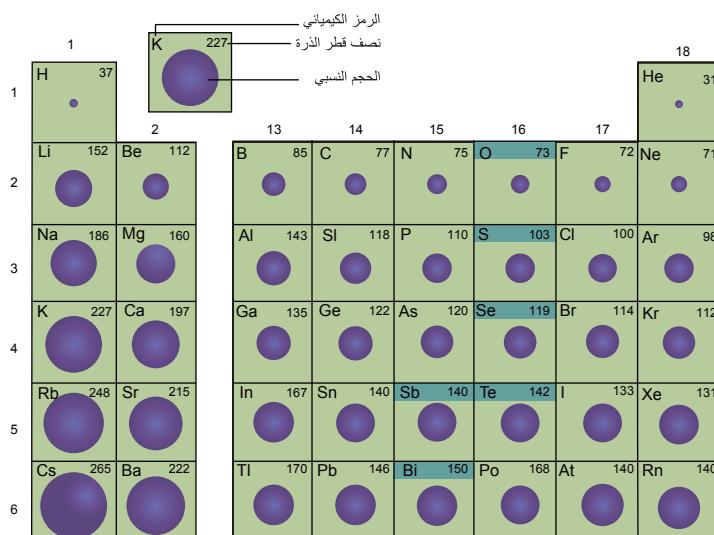
أستنتاج:



تعتمد أقصاف قطرات الذرات على نوع الرابط التي تكونها الذرات.

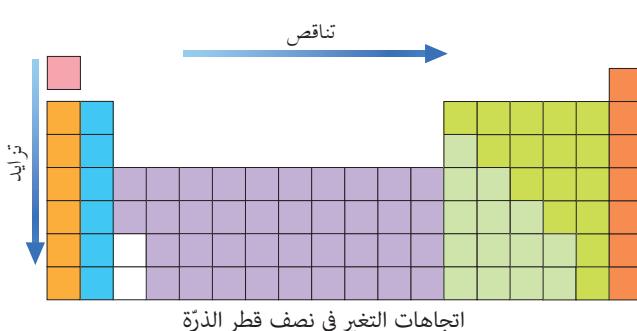
- طول الرابطة هو المسافة بين نوّي ذرتَين مُتَحَدَّتَين في الرابطة المُشَتَّرَكَة، أو هو المسافة بين مركزي الأيونين في الرابطة الأيونية، ويُسَمَّى نصف قطر الأيوني.

الاحظ و أجيّبُ:



مقطع من الجدول الدوري يوضح الأحجام النسبية وأقصاف قطرات الذرات مقاسة بوحدة البيكومتر (pm)

- كيف تتغير أنصاف الأقطار الذرية للعناصر في الدور الواحد للجدول الدوري؟ فسر ذلك.
- كيف تتغير أنصاف الأقطار الذرية للعناصر في الفصيلة الواحدة للجدول الدوري؟ فسر ذلك.



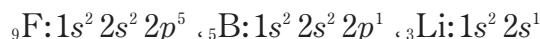
- أستنتاج:**
- يتناقصُ في الغالب نصف قطر الذرة عند الانتقال من يسار الدور إلى يمينه بازدياد العدد الذري. فكلما زادت شحنة النواة الموجبة زادت قوة جذب النواة لـلإلكترونات التكافؤ، مما يسبب نقص قطر الذرة.
 - يزداد في الغالب نصف قطر الذرة عند الانتقال من أعلى إلى أسفل الفصيلة بازدياد العدد الذري، ويفسر ذلك (رغم ازدياد الشحنة الموجبة للنواة):
 - ازدياد عدد السويات الطاقية الرئيسية.
 - تعمل السويات المممثلة على حجب تأثير النواة على إلكترونات التكافؤ، فيقل التجاذب بينهما.
 - زيادة قوّة التناحر بين الإلكترونات.

تطبيق:

قارن بين أنصاف أقطار الذرات الآتية : ${}_{\text{Li}}^{\text{3}}$, ${}_{\text{B}}^{\text{5}}$, ${}_{\text{F}}^{\text{9}}$.

الحل:

- لاحظ التركيب الإلكتروني لهذه العناصر.



- جميع هذه العناصر تقع في دور واحد.
- يمكن ترتيبها بحسب تزايد نصف القطر الذري. (بازدياد العدد الذري يتناقص القطر الذري)

$$\text{F} \longrightarrow \text{B} \longrightarrow \text{Li}$$

تطبيق:

إذا كان طول الرابطة في جزيء الهيدروجين يساوي 0.74 \AA ، وطول الرابطة في جزيء كلور الهيدروجين تساوي 1.29 \AA ، احسب نصف قطر ذرة الكلور.

الحل:

$$r = \frac{d(\text{طول الرابطة})}{2} = \frac{d(\text{نصف قطر ذرة الهيدروجين})}{2}$$

$$r = \frac{0.74}{2} = 0.37 \text{ \AA}$$

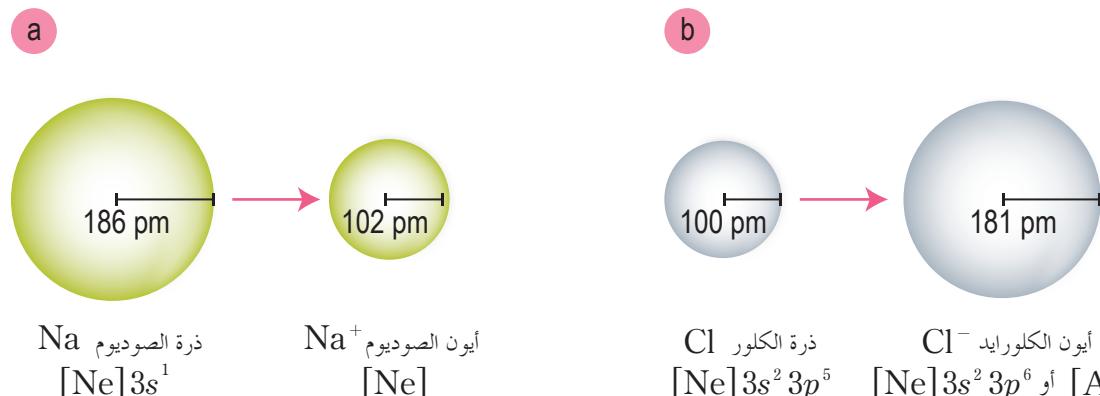
$$\text{طول الرابطة} = \text{نصف قطر ذرة الهيدروجين} + \text{نصف قطر ذرة الكلور}$$

$$1.29 - 0.37 = r' = 0.92 \text{ \AA}$$

2-3 نصف قطر الأيون:

نشاط (2):

الاحظ الشكل وأتساءل:



- ما دلالة القيمة 186 pm في ذرة الصوديوم؟ و 100 pm في ذرة الكلور؟
- ما دلالة القيمة 102 pm في أيون الصوديوم؟ و 181 pm في أيون الكلوريدي؟
- فسر الاختلاف في قيمة نصف القطر الذري للعنصر عن نصف قطر أيونه.

نستنتج:

عندما تفقد الذرة إلكترونات وتكون أيوناً موجباً يصغر حجمها. يفسر ذلك:
إن فقدان إلكtronون تكافؤ أو أكثر ينتج فراغاً في السوية الخارجية، مما يؤدي إلى نقصان في نصف القطر، وبالتالي يقل التناfar الكهربائي الساكن بين ما تبقى من إلكترونات، بالإضافة إلى زيادة التجاذب بينها وبين النواة ذات الشحنة الموجبة، مما يسمح للإلكترونات بالاقتراب أكثر من النواة.

عندما تكتسب الذرات إلكترونات وتكون أيونات سالبة يزداد حجمها. يفسر ذلك:
إن إضافة إلكترون إلى الذرة يولد تناfar كهربائياً ساكناً أكبر مع إلكترونات السوية الخارجية يدفعها بقوة نحو الخارج، ينتج عن ذلك زيادة المسافة بين إلكترونات الخارجية، مما يؤدي إلى زيادة نصف القطر.

نشاط (3):

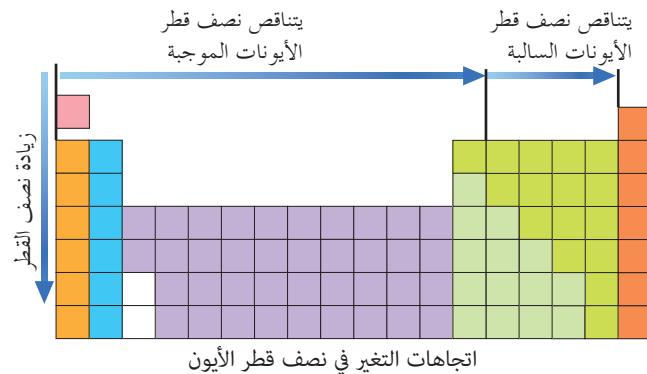
الاحظ وأجيّب:

نصف قطر الأيون									
الرمز الكيميائي									
الحجم النسبي									
Li	76	Be	31						
1+		2+							
Na	102	Mg	72						
1+		2+							
K	138	Ca	100						
1+		2+							
Rb	152	Sr	118						
1+		2+							
Cs	167	Ba	135						
1+		2+							

مقطع من الجدول الدوري يوضح قيم نصف قطر الأيون مقاساً بوحدة (pm)

- كيف تتغير أنصاف الأقطار الأيونية للعناصر في الدور الواحد للجدول الدوري؟ فسر ذلك.
- كيف تتغير أنصاف الأقطار الأيونية للعناصر في المجموعة الواحدة للجدول الدوري؟ فسر ذلك.

أستنتج:



- إن العناصر التي في الجهة اليسرى من الجدول تكون أيونات موجبة أصغر حجماً، في حين تكون العناصر التي في الجهة اليمنى من الجدول أيونات سالبة أكبر حجماً في الغالب، وبالانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدور يتناقص حجم الأيون الموجب. وعند بداية الفصيلة الخامسة يتناقص حجم الأيون السالب الأكبر أيضاً تدريجياً.
- عند الانتقال من أعلى إلى أسفل الفصيلة، فإن إلكترونات السويات الخارجية في الأيون تكون في سويات طاقة أعلى، مما ينتج عنه زيادة في حجم الأيون. لذا يزداد نصف قطر كلّ من الأيونات الموجبة والسلبية عند الانتقال إلى الأسفل خلال الفصيلة.

نشاط (4)

رتّب العناصر الآتية حسب تزايد نصف قطر الأيون لكُلّ منها:



3-3 طاقة التأين:

ما المقصود بطاقة التأين؟

هي الطاقة المبذولة لانتزاع إلكترون من ذرة (X) معدلة مأخوذه بمفردها في الحالة الغازية:



يدلّ هذا التعريف على طاقة التأين الأولى حيث تميّز العناصر المعدنية بقدرة ذرّاتها على التخلّي عن إلكتروناتها الخارجية مُتحوّلة إلى أيونات تحمل شحنات موجبة.

وهناك تأينات لاحقة خاصة بانتزاع إلكترونات إضافية من الذرات متعددة الإلكترونات.

طاقة التأين الثانية هي الطاقة اللازمة لإجراء التفاعل:



تقدير طاقة التأين بالإلكترون فولط (eV) من أجل ذرّة واحدة أو بالكيلو جول ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) من أجل واحد مول.



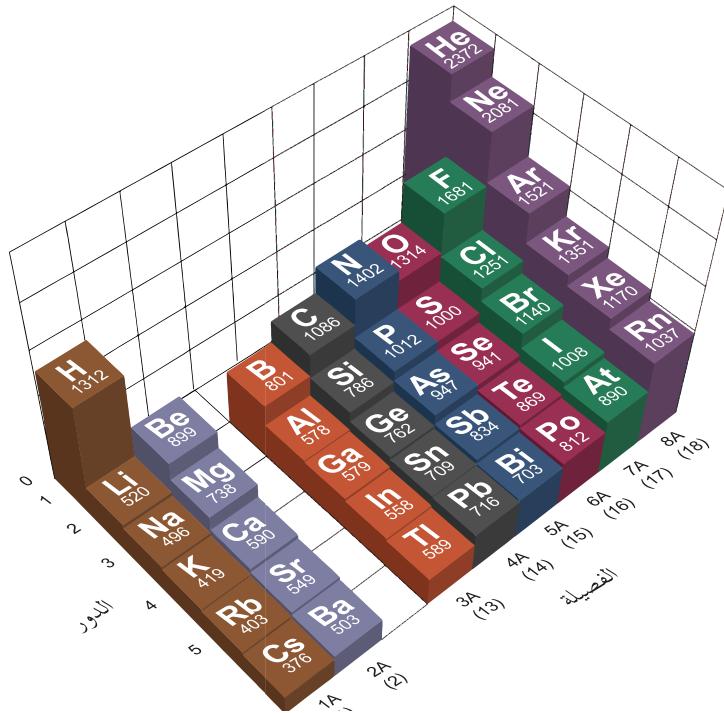
$$1\text{eV} = 1.6 \times 10^{-19} \text{J}$$

إثراء:

طاقة التأين والحياة:

إنَّ الزيادة في الضغط الذي يتعرَّض له الغُواصون تحت سطح الماء يتسبَّب في دخول كمِيَّة كبيرة من الأكسجين إلى الدم وهذا يسبِّب الإغماء والغثيان. ولتجنب ذلك يستخدم الغُواصون خليط يسمَّى هيلوكس - أكسجين مُخفَّف بالهليوم. لأنَّ طاقة تأين الهليوم العالية تقلُّل من دخول الأكسجين إلى الدم.

الاحظ الشكل:

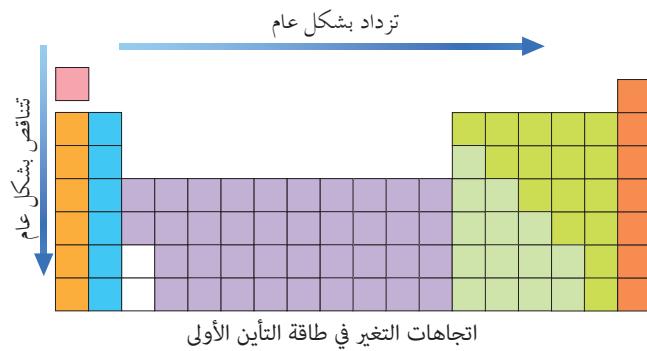


أسئلة وأجيب:

1. كيف تتغيَّر طاقة التأين للعناصر في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري؟ فسر ذلك.
2. كيف تتغيَّر طاقة التأين للعناصر في الفصيلة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري؟ فسر ذلك.

أستنتج:

- تزداد طاقة التأين لذرات عناصر الدور الواحد بازدياد العدد الذري (من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري) والسبب في ذلك يعود إلى تزايد شحنة النواة (ازدياد عدد البروتونات) وهذا يزيد من جذب النواة للإلكترونات الخارجية.
- تتناقص طاقة التأين لذرات الفصيلة الواحدة بازدياد العدد الذري (من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري) رغم تزايد شحنة النواة، وذلك بسبب تزايد عدد سويَّات الإلكترونية الرئيسية التي تعمل على زيادة حجب الإلكترونات السطحية عن النواة وبالتالي تناقص تأثيرها بها.



أفگر ثم أفسر:

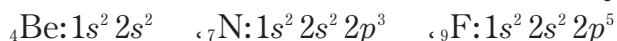
- إنّ طاقة تأين الليثيوم المنخفضة أهميّة في صنع الخلايا الكهربائية الجافة (البطاريات) للحاسوب: لأنّ سهولة خسارة الإلكترونات يساعد البطارية على إنتاج طاقة كهربائية أكبر.
 - إنّ طاقة تأين الليثيوم المنخفضة أهميّة في صنع الخلايا الكهربائية الجافة (البطاريات) للحاسوب: لأنّ سهولة خسارة الإلكترونات التكافؤ، وطاقة التأين الكبيرة تشير إلى تمكّن النواة بهذه الإلكترونات بشكل كبير.
 - الذرات التي لها قيم طاقة تأين كبيرة لا تميل إلى تكوين الأيونات الموجبة، لأنّ طاقة التأين تشير إلى مدى تمكّن نواة الذرة بالكترونات.

تطبيق:

رتّب العناصر الآتية تصاعدياً حسب تزايد طاقة التأين ${}_{\text{Be}}^4$, ${}_{\text{N}}^7$, ${}_{\text{F}}^9$.

الحل:

اكتب التوزع الإلكتروني لهذه العناصر:



جميع هذه العناصر تقع في دور واحد. (تزايد طاقة التأين بازدياد العدد الذري لعناصر الدور الواحد).
 $\text{Be} \rightarrow \text{N} \rightarrow \text{F}$

اًلْفَةُ اَلِلَّهُوْنَةُ : 4-3

H								He
-73								0
Li	Be ~(0)		B	C	N	O	F	Ne
-60			-29	-122	0	-141	-328	0
Na	Mg ~(0)		Cu	Al	Si	P	S	Cl
-53			-118	-43	-134	-72	-200	-349
K	Ca ~(0)		Ag	Ga	Ge	As	Se	Br
-48			-125	-29	-119	-78	-195	-324
Rb	Sr ~(0)		Au	In	Sn	Sb	Te	I
-47			-282	-29	-107	-101	-190	-295
Cs	Ba ~(0)		Tl	Pb	Bi			Xe
-45			-19	-35	-91			0

جدول قيم الألفة الالكترونية لبعض العناصر بوحدة kJ/mol

نشاط (5)

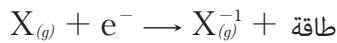
الاحظ الشكل وأتساءل:

- ما المقصود بالألفة الإلكترونية؟
- كيف تتغير الألفة الإلكترونية في الدور الواحد؟
- كيف تتغير الألفة الإلكترونية في الفصيلة الواحدة؟

أستنتج:

- تميل ذرات بعض العناصر وبشكل خاص اللامعدنية منها، لاكتساب إلكترونات إضافية وتشكيل أيونات سالبة، وهذا ما يعبر عنه بالألفة الإلكترونية.

تُعرّف الألفة الإلكترونية بأنّها: الطاقة المتحرّرة عند انضمام إلكترون واحد إلى ذرة غازية معتدلة لتشكل أيوناً غازياً سالباً في حالة مستقرة.



وتقدير الألفة الإلكترونية بالكيلو جول للمول الواحد ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$).
الألفة الإلكترونية الثانية أو الثالثة: يلزم طاقة لإضافة إلكترون ثانٍ أو ثالث إلى الأيون السالب للتغلب على قوى التناافر الكهربائي.

تغّير الألفة الإلكترونية عبر الدور والفصيلة في جدول التصنيف الدوري:

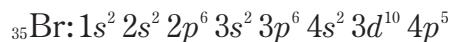
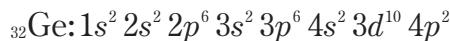
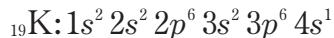
- في الدور الواحد تزداد الألفة الإلكترونية بازدياد العدد الذري (من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري)، وذلك لازدياد شحنة النواة (ازدياد عدد البروتونات)، وهذا ما يزيد من جذب النواة للإلكترونات.
- في الفصيلة الواحدة تقل الألفة الإلكترونية بازدياد العدد الذري (من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري)، وذلك لازدياد عدد الطبقات الإلكترونية، وهذا يؤدي إلى حجب إلكترونات الطبقة السطحية عن النواة الأمر الذي يؤدي بدوره إلى زيادة التناافر بين الإلكترونات السطحية والإلكترون المُضاف.

تطبيق:

رتب العناصر الآتية تصاعدياً حسب زيادة الألفة الإلكترونية: K_{19} , Ge_{32} , Br_{35} .

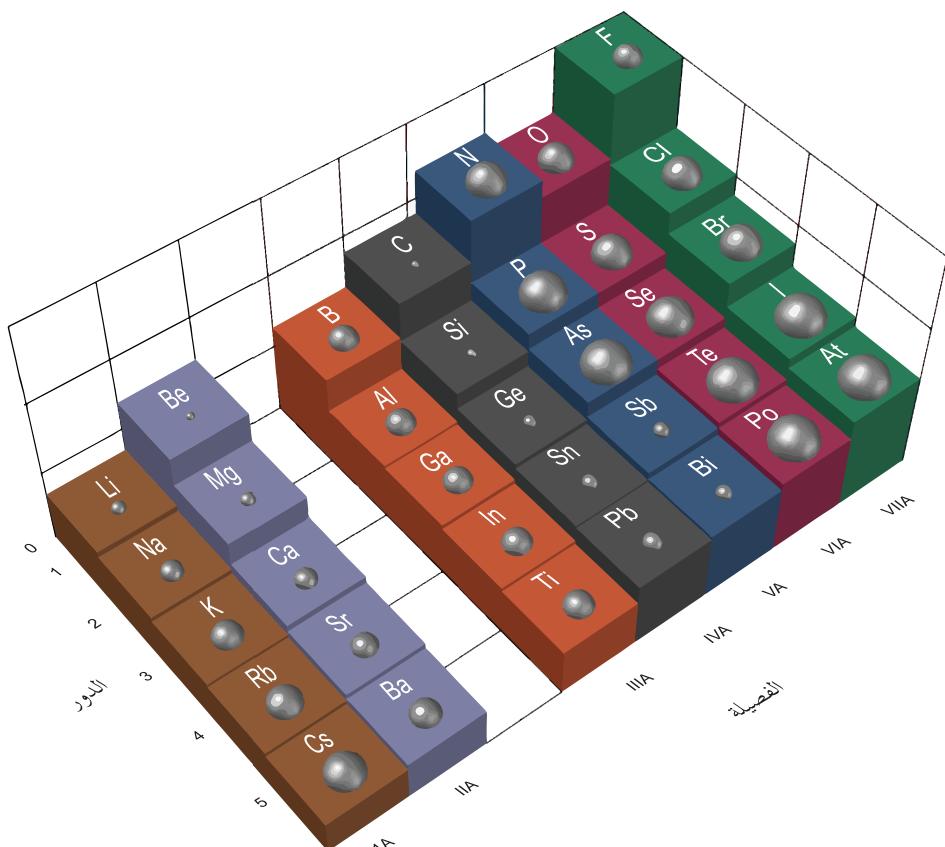
الحل:

اكتب التوزع الإلكتروني لهذه العناصر:



لاحظ أنها تقع في دور واحد. تزداد الألفة الإلكترونية بازدياد العدد الذري.





. تغيير الكهرسلبية لعناصر الفصائل A.

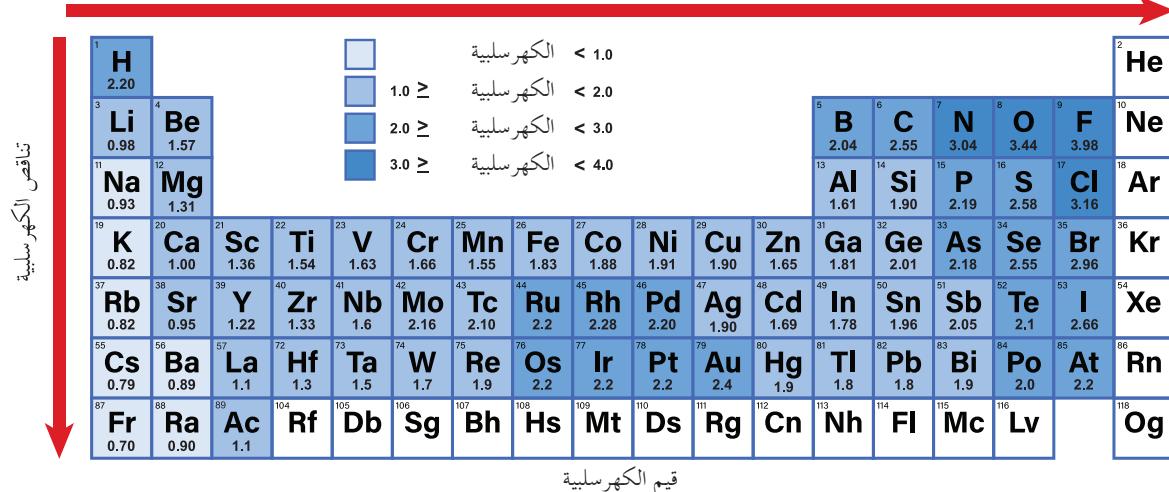
ألاحظ الشكل وأتساءل:

1. ما العنصر الأكثر كهرسلبية والعنصر الأقل كهرسلبية؟
 2. ما المقصود بالكهرسلبية؟
 3. لم تُعَيَّن قيمة الكهرسلبية للغازات النبيلة؟ فسر ذلك.
 4. كيف تتغير قيمة الكهرسلبية في الدور الواحد وفي الفصيلة الواحدة؟

أفگر ثم أحیب:

- الفلور F أكثر العناصر كهرسلبية بقيمة 3.98 في حين أنّ السبيزيوم والفرنسيوم أقلّ العناصر كهرسلبية بقيمة 0.79 و 0.7 على الترتيب.
 - تعرّف الكهرسلبية بأنّها مدى قابلية ذرّات العنصر على جذب إلكترونات في الرابطة الكيميائية، ويكون للذرّة الأكثر كهرسلبية قوّة جذب أكبر لإلكترونات الرابطة.
 - لم تُعِينَ قيم الكهرسلبية للغازات النبيلة، لأنّها تشكّل عدداً قليلاً من المركبات.
 - تقلّل الكهرسلبية في الفصيلة بزيادة العدد الذري (أي كلّما اتجهنا إلى الأسفل)، بسبب زيادة نصف قطر الذرة، وتأثير جذب السويّات المُمُتَلِّئة لقوى جذب النواة، وزيادة التنافر بين إلكترونات.
 - تزاد الكهرسلبية في الدور بزيادة العدد الذري، بسبب نقص نصف قطر الذرة، وزيادة شحنة النواة، وزيادة قوى الجذب الكهربائي.

تزايد الكهرسلبية



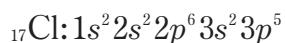
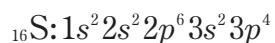
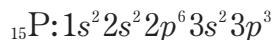
الكلورسلبية: هي خاصية من خصائص الذرات في المركبات، بينما طاقة التأين والألفة الإلكترونية هما خصائص للذرات بحالتها المفردة.

نشاط (6):

هل يوجد ارتباط بين الكلورسلبية وحجم الذرة؟ فسر ذلك.

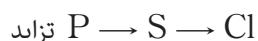
تطبيق:

اكتب التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر الآتية ثم رتبها حسب تزايد الكلورسلبية .
₁₅P ، ₁₆S ، ₁₇Cl .



الحل:

الألاحظ أن جميعها تقع على دور واحد (الثالث).



نشاط (7):

ما الفرق بين الكلورسلبية والألفة الإلكترونية؟

6-3 الخاصيّات المعدنيّة واللامعدنيّة:

		لا معدن		معدن		أشباه معدن			
1	IA							18	VIIA
1 H	Hydrogen	2 IIA						2 He	Helium
3 Li	Lithium	4 Be	Beryllium					3 Ne	Neon
11 Na	Sodium	12 Mg	Magnesium	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIIB	7 VIIIB	8 VIIIB
19 K	Calcium	20 Ca	Scandium	Titanium	Vanadium	Chromium	Manganese	Iron	Cobalt
37 Rb	Strontium	38 Sr	Yttrium	Zirconium	Nickel	Molybdenum	Technetium	Ruthenium	Rhodium
55 Cs	Ba	56 Ba	Lanthanoids	Hafnium	Tantalum	Tungsten	Rhenium	Osmium	Iridium
87 Fr	Radium	88 Ra	Actinoids	Rutherfordium	Dubnium	Seaborgium	Bohrium	Platinum	Auro
		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt		
57 La	Lanthanum	58 Ce	Praseodymium	60 Nd	Neodymium	61 Pm	Promethium	62 Sm	Samarium
89 Ac	Actinium	90 Th	Thorium	91 Pa	Protactinium	92 U	Uranium	93 Np	Neptunium
59 Pr		140 Sm		144 Eu		145 Gd		150 Tb	
60 Nd		141 Pm		148 Dy		151 Ho		156 Er	
61 Pm		142 Sm		152 Tm		157 Tl		160 Yb	
62 Sm		143 Nd		153 Dy		158 Ho		161 Lu	
63 Eu		144 Gd		154 Er		159 Tl		162 Tm	
64 Gd		145 Tb		155 Tl		160 Dy		163 Yb	
65 Tb		146 Ho		156 Ho		161 Er		164 No	
66 Dy		147 Er		157 Tl		162 Fm		165 Lu	
67 Ho		148 Tl		158 Tl		163 Md		166 Lr	
68 Er		149 Er		159 Fm		164 No		167 Rn	
69 Tm		150 Tl		160 Md		165 No		168 At	
70 Yb		151 Tl		161 Fm		166 Po		169 Rn	
71 Lu		152 Lu		162 Md		167 At		170 At	

لاحظ موقعَ كُلٍّ من المعادن، واللامعادن، وأشباه المعادن في الجدول الدوري، ومن خلال دراستك سابقًا صُفَّ الخaciّات العاّمة لـ كُلٍّ منها. كيف تتحجّر الخaciّة المعدنية واللامعدنية في الدور الواحد وفي الفصيلة الواحدة؟

المعادن:

- هي عناصر قتلى طبقتها السطحية بأقل من نصف سعتها بالإلكترونات (أقل من 4 إلكترونات) مثل الصوديوم والمغنيزيوم والألمانيوم).
- تميل إلى فقد إلكترونات التكافؤ وتكون أيونات موجبة.
- تميّز بـ كبر نصف قطر الذرة وصغر كُلٍّ من الألفة الإلكترونية وطاقة تأينها.
- ناقلة جيدة للكهرباء لسهولة حركة وانتقال إلكترونات بين الذرات من مكانٍ آخر داخل المعدن.

اللامعادن:

- هي عناصر قتلى طبقتها السطحية بأكثر من نصف سعتها بالإلكترونات، مثل الفوسفور والأكسجين والكلور.
- تميل إلى اكتساب إلكترونات التكافؤ وتكون أيونات سالبة.
- تميّز بـ صغر نصف قطر الذرة وكـ بـ كـ من الألفة الإلكترونية وطاقة تأينها.
- غير ناقلة للكهرباء لصغر الحجم الذري وصعوبة فصل إلكترونات التكافؤ.

أشباه المعادن:

- هي عناصر طبقتها السطحية ممثـلة بـ حـوـالي نـصـف سـعـتها.
- لـها مـظـهـرـ المـعـادـنـ وـمـعـظـمـ خـاصـيـاتـ الـلامـعـادـنـ وـخـاصـيـاتـهاـ وـسـطـ بـيـنـ المـعـادـنـ وـالـلامـعـادـنـ.
- تـسـتـعـمـلـ فيـ موـصـلـاتـ التـراـنـزـسـتـورـ وـالأـجـهـزـةـ الـكـهـرـبـائـيـةـ لأنـ نـاقـلـيـتهاـ الـكـهـرـبـائـيـةـ أـعـلـىـ مـنـ الـلامـعـادـنـ، وأـقـلـ مـنـ الـمـعـادـنـ.

أستنتج:

- بزيادة العدد الذري تقل الصفة المعدنية، وتزداد الصفة اللامعدنية في الدور الواحد.
- بزيادة العدد الذري تزداد الصفة المعدنية، وتقل الصفة اللامعدنية في الفصيلة الواحدة.

7-3 قاعدة الثمانية:

أسئلة:

أكتب التوزع الإلكتروني لعنصر الصوديوم، وألاحظ البنية الإلكترونية لأيون الصوديوم. وأحدد الإلكترونات في الطبقة الخارجية له، ثم أستنتج نص قاعدة الثمانية.

أتذكر:

عندما تخسر ذرة الصوديوم إلكترون التكافؤ الوحيد لديها لتنتج أيون صوديوم، يتغير التوزع الإلكتروني لها على النحو الآتي:



الاحظ أن التوزع الإلكتروني لأيون Na^+ مشابه للتوزع الإلكتروني للنيون (غاز نبيل).

قاعدة الثمانية: إن الذرة تكتسب الإلكترونات أو تخسرها أو تشارك بها، لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ في السوية الطاقية السطحية.

ما فائدة قاعدة الثمانية؟

تكمّن فائدة هذه القاعدة في تعين نوع الأيون الذي يُنتجه العنصر، فالعناصر التي تقع على الجانب الأيمن من الجدول الدوري تكتسب عادةً الإلكترونات لتحصل على التوزع الإلكتروني للغاز النبيل، ولهذا السبب تُتّجِّه هذه العناصر أيونات سالبة، إلا أنه بطريقة مشابهة تفقد العناصر التي على الجانب الأيسر من الجدول الدوري الإلكترونات لتنتج أيونات موجبة.

الاحظ:

إن هذه القاعدة لا تشمل عناصر الدور الأول، لأنّها تحتاج إلى إلكترونَيْن فقط.

أسئلة:

ما إلكترونات التكافؤ؟ وكيف تُحدّد تكافؤات العناصر النموذجية في الجدول الدوري؟ كيف مثل لويس هذه الإلكترونات؟

٨-٣ إلكترونات التكافؤ :

إلكترونات التكافؤ: هي الإلكترونات الموجودة في السوية السطحية للعنصر.

- تكافؤ عنصر:

هو عدد الإلكترونات التي تفقدتها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرة عند تكوين المركبات الكيميائية، وهذه الإلكترونات تشغّل في ذرّاتها المأكولة في حالتها المستقرة السويات ذات الطاقة العليا.

- قيم التكافؤات المألوفة للعناصر النموذجية في الفصائل: IA, IIA, IIIA, IVA هي 1, 2, 3, 4 وهذه القيم هي عدد إلكترونات التكافؤ في الذرات المفروضة.

- قيم التكافؤات المألوفة لعناصر الفصائل:

تساوي الفرق بين العدد الأعظمي (البالغ ثمانية إلكترونات) وعدد إلكترونات تكافؤها.

- ذرات العناصر النبيلة (الخاملة) التي تُشكّل الفصيلة (VIIIA)، تملك ثمانية إلكترونات تكافؤ عدا ذرة عنصر الهليوم التي تحوي إلكترونيًّا تكافؤًّا فقط.

- اعتمد لويس ترميزًا ملائمًا، تبدو فيه إلكترونات التكافؤ على شكل نقاط تحيط برمز العنصر تساوي في عددها رقم الفصيلة.

IA								VIIIA
H	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	He:	
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe:	
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn:	
Fr	Ra							

تطبيق:

اكتب التوزُّع الإلكتروني للعناصر الافتراضية الآتية: (Z₆, Y₈, X₉)، ثم استنتج عدد إلكترونات التكافؤ في كل منها.

الحل:

لاحظ التوزُّع الإلكتروني لهذه العناصر:

X: 1s² 2s² 2p⁴ ، عدد إلكترونات التكافؤ 6.

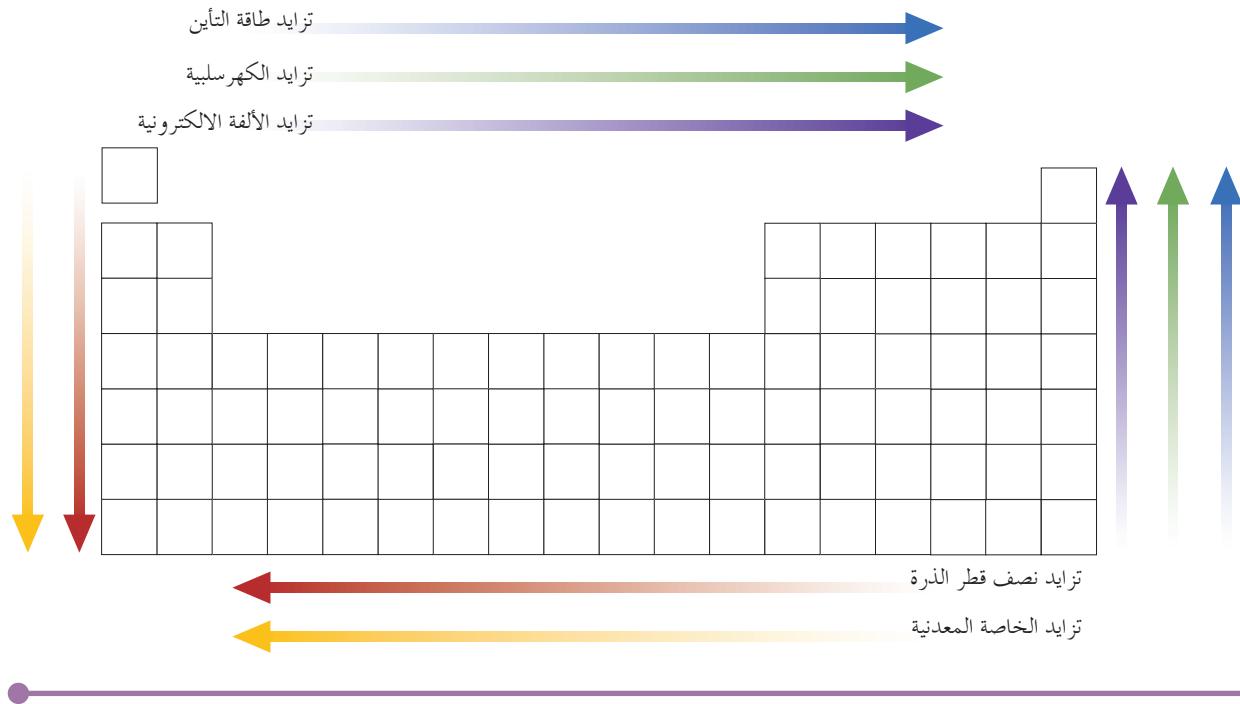
Y: 1s² 2s² 2p² ، عدد إلكترونات التكافؤ 4.

Z: 1s² 2s² 2p⁵ ، عدد إلكترونات التكافؤ 7.

نشاط (8)

اكتب التوزع الإلكتروني لكُل من البوتاسيوم والفلور، ثم أجب الأسئلة الآتية:

1. ماذا تحتاج كُل ذرة لتحقيق قاعدة الثمانية؟ وما عدد إلكترونات التكافؤ؟
2. ما موقع كُل منها في الجدول الدوري؟ وما تكافؤه؟
3. اكتب تمثيل لويس لكُل منها.



- الخاصيّات الفيزيائيّة والخاصيّات الكيميائيّة تتغيّر دورياً تبعاً لأعدادها الذريّة.
- نصف القطر الذري هو نصف المسافة بين نوايَ ذرَّتين مُتماثلتين ومُترابطتين كيميائياً (وتقدّر عادةً باليكومتر pm).
- أنصاف الأقطار الذريّة لعناصر الدور الواحد تتناقص بازدياد العدد الذري (من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري) وتزداد بازدياد العدد الذري لعناصر الفصيلة الواحدة (من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري)
- طاقة التأيّن: هي الطاقة اللازمّة لانتزاع إلكترون واحد من ذرة عنصر معين مُعتدلة الشحنة مأخوذه في الحالة الغازية، وتقدّر بوحدة ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$).
- تزداد طاقة التأيّن لذرات عناصر الدور الواحد بازدياد العدد الذري (من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري)، وتتناقص لذرات الفصيلة الواحدة بازدياد العدد الذري (من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري).
- الألفة الإلكترونيّة: هي الطاقة الناتجة عندما تكتسب ذرة غازيةً متعادلةً إلكتروناً واحداً لتشكل أيوناً غازياً سالباً، وتقدّر بوحدة ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$).
- تزداد الألفة الإلكترونيّة في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري وتقلّ بازدياد العدد الذري في الفصيلة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل.
- الكهرسلبية: هي قدرة الذرة على جذب الإلكترونات في أيّ مركب كيميائي.
- تزداد كهرسلبية العناصر في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري، وتتناقص في الفصيلة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل.
- تكافؤ عنصر: هو عدد الإلكترونات التي تفقدتها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرة عند تكوين المركبات الكيميائية. وتشغل المدارات ذات الطاقة العليا عندما تكون ذرّاتها مستقرّة.
- بزيادة العدد الذري تقلّ الصفة المعدنيّة، وتزداد الصفة اللامعدنيّة في الدور الواحد.
- بزيادة العدد الذري تزداد الصفة المعدنيّة، وتقلّ الصفة اللامعدنيّة في الفصيلة الواحدة.

أختبر نفسك



أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. عناصر الفصيلة الواحدة في الجدول الدوري متماثلة في:
a. عدد إلكترونات التكافؤ. b. الخصائص الفيزيائية.
c. التوزُّع الإلكتروني. d. عدد الإلكترونات.
2. إحدى العبارات الآتية صحيحة:
a. نصف قطر ذرة الصوديوم Na أكبر من نصف قطر ذرة المغنزيوم Mg.
b. قيمة الكهرسلبية للكربون C أصغر من قيمة الكهرسلبية للبور B.
c. نصف قطر الأيون Br^- أصغر من نصف قطر ذرة البروم Br.
d. طاقة التأين الأولى لعنصر البوتاسيوم K أصغر من طاقة التأين الأولى لعنصر الريبيديوم Rb.

3. الفصيلة التي تحتوي على أشباه معادن:

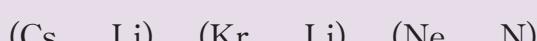
- | | | | |
|---------|-------|--------|-------|
| VIIA .d | VA .c | IIA .b | IA .a |
|---------|-------|--------|-------|

ثانياً: أعطِ تفسيراً علمياً لكُلّ ممّا يأتي:

1. يقل نصف القطر الذري في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين.
2. طاقة التأين للغازات النبيلة عالية.
3. العناصر التي يكون لها طاقة تأين صغيرة نشيطة كيميائياً.
4. تزايد طاقة تأين العناصر المتتالية في الجدول الدوري عبر الدور.
5. نصف قطر الأيون الموجب أقل من نصف قطر ذرته.
6. نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته.
7. تستعمل أشباه المعادن في موصلات الترانزستور والأجهزة الكهربائية.

ثالثاً: أجب عن الأسئلة الآتية:

1. أي العناصر الآتية: المغنزيوم أم الكالسيوم أم البريليوم، نصف قطر أيونه أكبر؟ وأيها نصف قطر أيونه أصغر؟
2. ما سبب اختلاف نصف قطر أيون الاممعدن ونصف قطر ذرته؟
3. حدد أي من العنصرين له أكبر طاقة تأين في كُلّ من الأزواج الآتية:



4. يُعد العنصر ذو التوزُّع الإلكتروني: $\text{Ar}[4s^2]$ من أهم المعادن الموجودة في الحليب، والمطلوب حدد كُلّ من:
a. الفصيلة b. الدور c. الفئة التي يتبعها هذا العنصر d. تكافئه
5. قارن بين أقطار الذرات الآتية: ${}_{\text{4}}\text{Be}$ ${}_{\text{12}}\text{Mg}$ ${}_{\text{20}}\text{Ca}$
6. رتب العناصر الآتية تصاعدياً حسب تزايد طاقة التأين: ${}_{\text{6}}\text{C}$ ${}_{\text{14}}\text{Si}$ ${}_{\text{32}}\text{Ge}$
7. رتب العناصر الآتية تصاعدياً حسب تزايد الألفة الإلكترونية: ${}_{\text{16}}\text{S}$ ${}_{\text{34}}\text{Se}$ ${}_{\text{52}}\text{Te}$
8. احسب طول الرابطة في جزيء الفلور، علماً أن طول الرابطة في جزيء فلور الهيدروجين 0.94 \AA ، وطول الرابطة في جزيء الهيدروجين 0.6 \AA .

يوجد اختلاف في الخصائص الفيزيائية بين المعادن واللامعادن. فسر ذلك.



تمتاز المعادن بخاصية اللمعان والبريق، ابحث في مكتبة المدرسة والشاككة عن سبب هذه الخاصية.

مشروع تطوير مفهوم الذرة عبر مراحل تاريخية

هدف المشروع:

إظهار دور العلماء عبر التاريخ في اكتشاف تطور بنية الذرة.

مراحل المشروع:

أولاً- التخطيط :

- دراسة كل نموذج من النماذج الآتية:
نموذج دالتون، نموذج رذفورد ، نموذج بور، النموذج الحديث لبنية الذرة.
- مقارنة النماذج السابقة وإظهار الفرق بينها.

ثانياً- التنفيذ :

- ويتضمن :
- توزيع الطلاب إلى أربع مجموعات.
 - تبحث كل مجموعة عن نموذج من النماذج السابقة.
 - تبادل المعلومات بين المجموعات ومقارنة النماذج.

ثالثاً- التقويم:

يتضمن مناقشة النتائج، وإعداد تقرير شامل يبيّن دور العلماء في تطور بنية الذرة خلال مدة خمسة عشر يوماً.

أسئلة الوحدة الثانية

أولاً: لديك الجدول الآتي:

العنصر	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
العدد الذري	3	4	5	6	7	8	9	10

بالاعتماد على الجدول السابق، اختر الإجابة الصحيحة لـكـل مـمـا يـأـتـي:

١. العنصر الموجود في الطبيعة على شكل غازات أحادية الذرة (منفردة):

Ne .d F .c O .b N .a

2. العنصر الذى نصف قطر أيونه أصغر من نصف قطر ذرّته:

Ne .d Li .c F .b C .a

3. العنصر الذي تكون شحنة أيونه (3^+) ثلاثي موجب:

O .d N .c B .b Be .a

٤. العنصر الذي ينتمي إلى العناصر القلوية الترابية:

Ne .d Li .c F .b Ca .a

5. العنصر الذي نصف قطر أيونه أكبر من نصف قطر ذرته:

Ne .d Li .c F .b Be .a

6. العنصر الذي ينتمي إلى فصيلة الـ *الهالوجينات*:

Ne .d Li .c F .b C .a

٧. العنصر الأكثر طاقة تأين:

Ne .d B .c F .b Be .a

8. العنصر ذو نصف القطر الذري الأصغر:

Ne .d Li .c B .b Be .a

٩. العنصر الأقل ألفة إلكترونية:

^a Ne, B, Li, Be values are taken from the literature.

.10. العنصر الأكثر كهرسلبية:

Ne .d

B .c

F .b

Li .a

.11. العنصر الذي ذرّته أكبر حجماً:

N .d

B .c

O .b

Be .a

.12. عنصر النتروجين تحوي سويّته الطاقية الأساسية الخارجية (السطحية):

4 إلكترونات .d

5 إلكترونات .c

6 إلكترونات .b

7 إلكترونات .a

.13. العنصر الذي سويّته الطاقية الفرعية $2p$ مُمثّلة بستة إلكترونات:

Ne .d

F .c

O .b

C .a

.14. التوزّع الإلكتروني لعنصر النيون Ne يطابق التوزّع الإلكتروني للأيون:

Be⁺² .d

O⁻ .c

Li⁺ .b

Fe⁻ .a

.15. التوزّع الإلكتروني لذرة عنصر الكربون:

1s² 2s² 3p² .d

1s¹ 2s¹ 2p⁴ .c

1s² 2s² 2p² .b

1s² 2s¹ 2p³ .a

.16. عدد الإلكترونات العزباء في ذرة الأكسجين:

4 .d

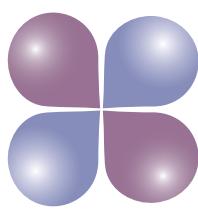
6 .c

2 .b

8 .a

.17. السوية الطاقية الفرعية s في ذرة الليثيوم Li شكل المحط الإلكتروني لها:

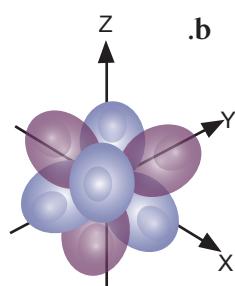
.d



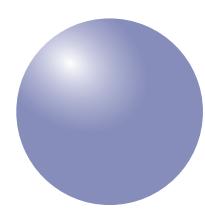
.c



.b



.a



.18. المحط الإلكتروني في ذرة الكربون C الذي شكله مَعْلَان يلتقيان بالرأس:

f .d

d .c

p .b

s .a

.19. التوزّع الإلكتروني في ذرة الكربون [He]2s² 2p³] لعنصر:

Li .d

B .c

N .b

O .a

ثانياً: أعط تفسيراً علمياً لكُل ممّا يأتي:

1. كهرسلبية الأكسجين أعلى من كهرسلبية الترrogen.
2. نصف قطر Fe^{+2} أكبر من نصف قطر Fe^{+3} .
3. عنصر البوتاسيوم لا يوجد حرّاً في الطبيعة.

ثالثاً: أجب عن الأسئلة الآتية:

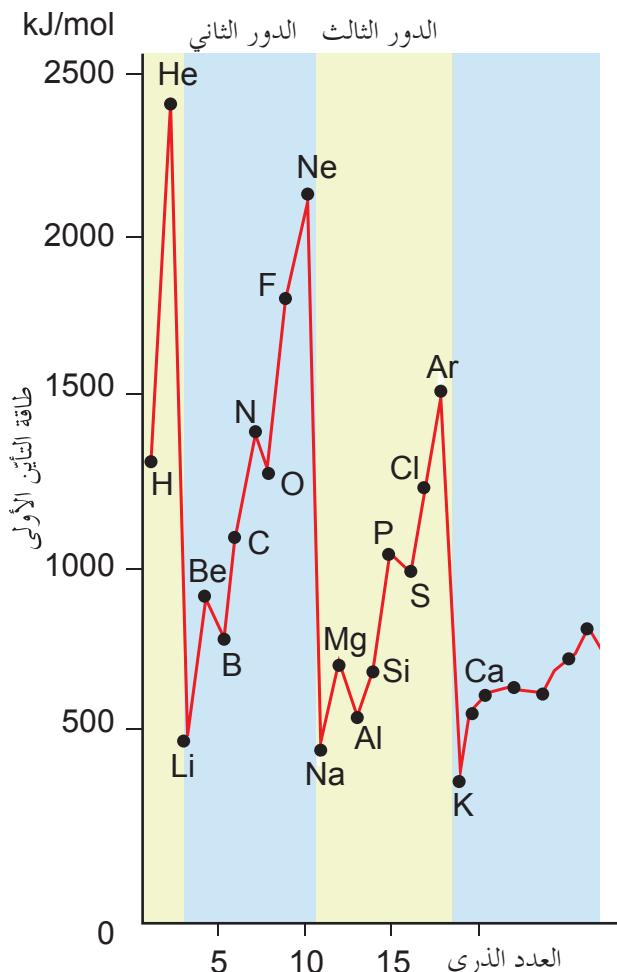
1. أكمل الجدول الآتي، ثم رتب المحطات بحسب تزايد الطاقة.

$n + \ell$	قيمة ℓ	قيمة n	رمز المخط
			$3d$
			$4s$
			$2p$
			$5f$

2. بالاستعانة بالجدول الدوري صنف العناصر الآتية: Zn, Kr, K, Si, Br إلى:
 a. عنصر انتقالي. b. معدن قلوي. c. شبه معدن. d. لمعدن. e. غاز نبيل.
3. اكتب التوزع الإلكتروني لـ Ca_{20} ، ثم حدد الأعداد الكمومية الأربع لإلكتروني السوية الطاقية السطحية.

رابعاً: المخطط البياني يُمثل دورية طاقة التأين الأولى لبعض لعناصر بدلالة أعدادها الذرية.
المطلوب:

1. رتب عناصر الدور الثاني تصاعدياً حسب طاقة التأين الأولى لكل منها.
2. رتب العناصر الآتية: Ca , S , N , He , Ne تنازلياً حسب طاقة التأين الأولى لكل منها.
3. حدد عناصر الدور الثاني والثالث التي تشذ عن الخاصية الدورية لطاقة التأين الأولى. ثم حدد الفصائل التي تنتمي إليها هذه العناصر.
4. حدد العنصر الذي له أكبر قيمة لطاقة التأين الأولى. ثم فسر سبب ارتفاع هذه القيمة.

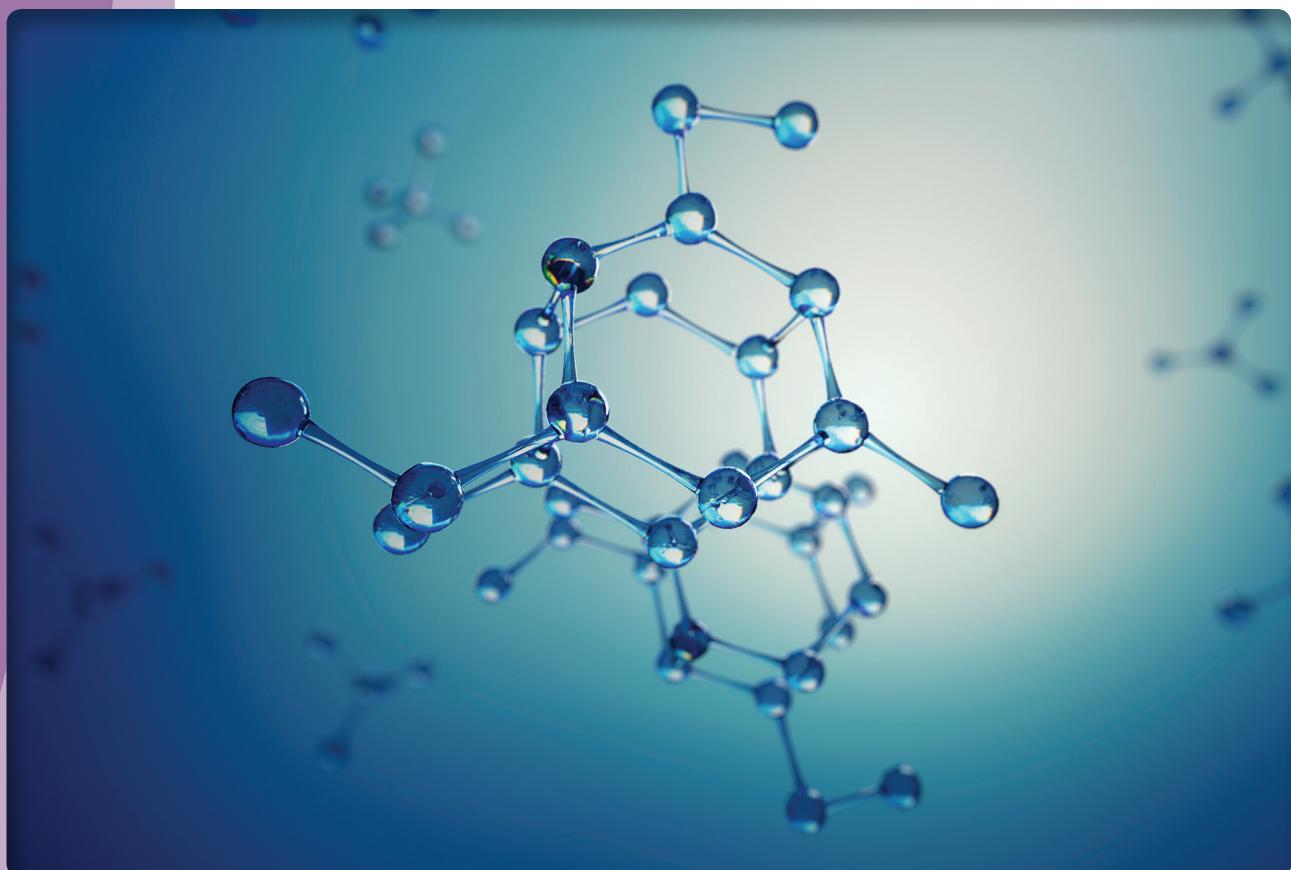


الوحدة الثالثة

الجزيئات والروابط الكيميائية

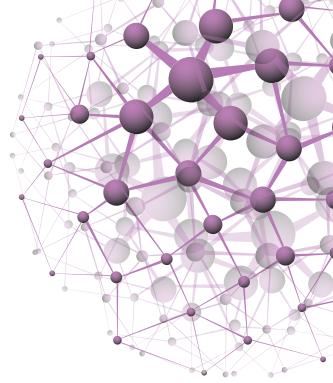
الأهداف العامة للوحدة :

- يُتَعَرَّفُ بالروابط الكيميائية وطبيعتها.
- يُتَعَرَّفُ تداخل المحاطات وتهجينها.
- يُتَعَرَّفُ التصاوغ (التماكب).
- يُتَعَرَّفُ هندسة الجزيء بطريقة فسبر (VSEPR).



1-3

الروابط الكيميائية



الأكسجين مولد الحياة



الغواص يتنفس الأكسجين

الأهداف:

- * يشرح البنية الذرية والتركيب الإلكتروني.
- * يتعرّفُ الروابط الكيميائية بين الذرات.
- * يُمثلُ الروابط الكيميائية بأنواعها.
- * يُبيّنُ الروابط بين الذرات في الجزيء.
- * يحدّد نوع الرابطة من خلال حساب فرق الكهربالية بين الذرات المرتبطة.
- * يتعرّفُ الروابط الكيميائية بين الجزيئات.

الكلمات المفتاحية:

- * رابطة أيونية.
- * رابطة مشتركة.
- * رابطة مشتركة قطبية.
- * رابطة تساندية.
- * رابطة معدنية.
- * رابطة هيدروجينية.
- * قوى ارتباط فاندر فالس.

1-1 الروابط بين الذرات

تميل ذرات معظم العناصر للارتباط فيما بينها لتشكل تجمعات ذرية ثابتة تسمى الجزيئات، وتكون الجزيئات ثنائية الذرة أو متعددة الذرات، وتوجد بعض العناصر على شكل بلورات فيها عدد غير محدود من الذرات المترابطة فيما بينها ويؤدي هذا الارتباط لاستقرار هذه الذرات.

1-1-1 الرابطة الأيونية

نشاط (1):

إذا علمت أنَّ Ar ، Na_{11} ، Cl_{17} ، Ne_{10} .

- أكتب التوزع الإلكتروني لكُل منها بطريقة المراعات والأسهم.
- أحدُد عدد الإلكترونات في السوية الطاقية الأخيرة لكُل منها.
- أحدُد الذرات التي تميل إلى فقد الإلكترونات، وأحدُد عدد الإلكترونات التي يمكن فقدتها.
- أحدُد الذرات التي تميل إلى كسب الإلكترونات، وأحدُد عدد الإلكترونات التي يمكن اكتسابها.
- أوضح آلية تشكُّل كلوريド الصوديوم.

إضافة

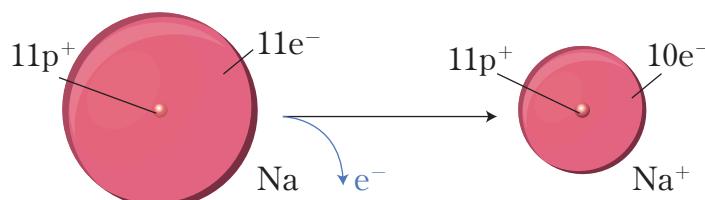
ذرات الغازات النبيلة أكثر استقراراً، لأن سويتها الطاقية الأخيرة مماثلة باليونات.

استنتج:

- يمكن لبعض الذرات أن تفقد إلكتروناً أو أكثر من سويتها الطاقية الأخيرة وتحوّل إلى أيون موجب.

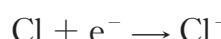


مثال: ذرة الصوديوم

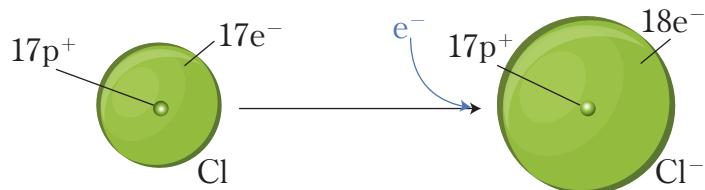


الاحظ أنَّ أيون الصوديوم يأخذ البنية الإلكترونية للغاز النبيل الأقرب له (نيون Ne).

- يمكن لبعض الذرات أن تكتسب إلكتروناً أو أكثر، وتحوّل إلى أيون سالب.



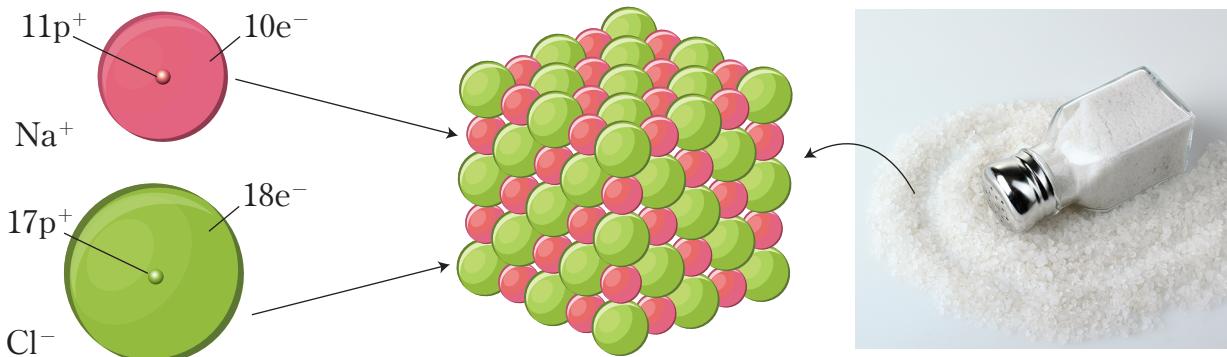
مثال: ذرة الكلور



الاحظ أنَّ أيون الكلوريدي يأخذ البنية الإلكترونية للغاز النبيل الأقرب له (الأرغون Ar).

تشكل ملح كلوريد الصوديوم

يتم الترابط بين أيون الكلوريد Cl^- وأيون الصوديوم Na^+ نتيجة التجاذب الكهربائي لتشكل جزيء كلوريد الصوديوم المتعادل كهربائياً، وذلك بارتباطهما برابطة تسمى الرابطة الأيونية.



بلورات ملح كلوريد الصوديوم (ملح الطعام)

استنتج:

تنشأ الرابطة الأيونية عن التجاذب الكهربائي الساكن بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة، مُشكّلة مركبات أيونية، وتكون عادة على شكل شبكة بلورية صلبة ثلاثية الأبعاد.

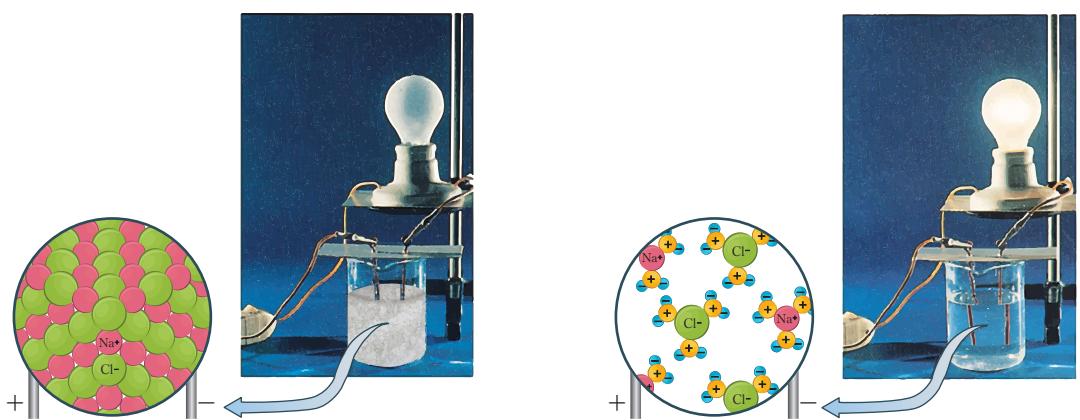
نشاط (2):

وضح آلية تشكيل جزيء كلوريد المغnezيوم MgCl_2 ، علمًا أن: Mg^{12+} ، Cl^{-17} .

خصائص المركبات الأيونية:

تجربة:

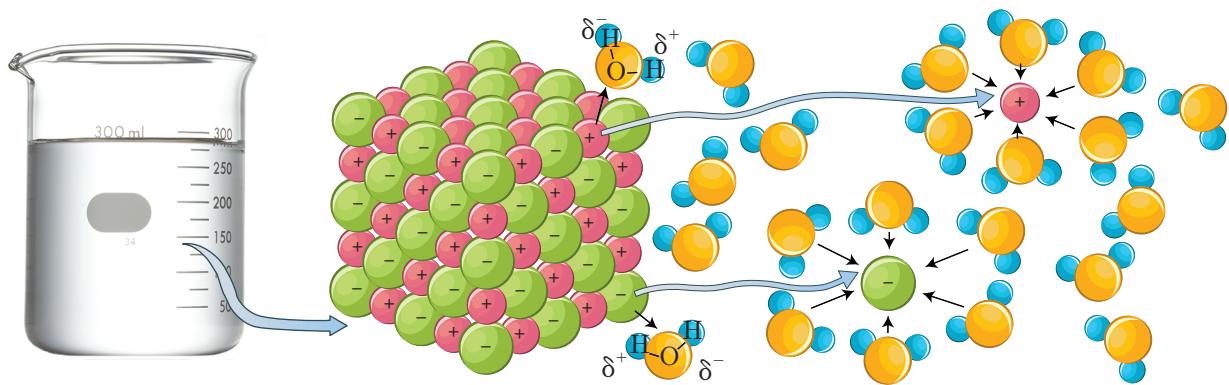
- آخذ كمية من بلورات كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) وأقسّمها إلى ثلاثة أقسام:
- أذيب القسم الأول بكمية كافية من الماء، ماذا لاحظ؟
- أضع محلول الناتج في وعاء الناقلية الكهربائية (وعاء زجاجي يحوي مسرين موصولين بدارة كهربائية تحوي بيل ومصباح)، ثم أغلق الدارة، ماذا لاحظ؟ وكيف أفسر ذلك؟
- أضع القسم الثاني من الملح الصلب في الوعاء السابق، وأغلق الدارة، ماذا لاحظ؟ وكيف أفسر ذلك؟
- أعرض القسم الثالث للطرق، ماذا لاحظ؟



أُستنتجُ:

خاصيّات المركّبات الأُيونيّة:

- صلبة في الدرجة العاديّة من الحرارة.
- توجّد على شكل تجمّعات أُيونيّة بترتيب مُنظام تشكّل بلورات.
- درجات انصهارها وغليانها مرتفعة، بسبب وجود قوى تجاذب كهربائيّ ساكن، مثل: NaCl درجة انصهاره 801°C .
- بلوراتها سريعة الكسر، ولا تقبل السحب والتصفيف، لأنّ طبقاتها مقاومةً للحركة.
- معظمها ذوّاب في الماء.
- محاليلها ومصاہيرها ناقلة للتيار الكهربائيّ، لأنّ أُيوناتها حرة الحركة.



2-1-1 الرابطة المُشتركة (التساهمية)

نشاط (3):

إذا علمت أن: H_1 , O_8 , N_7 .

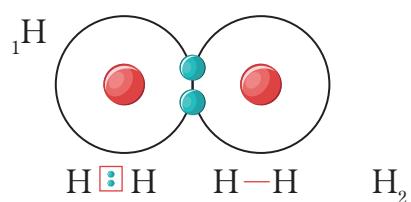
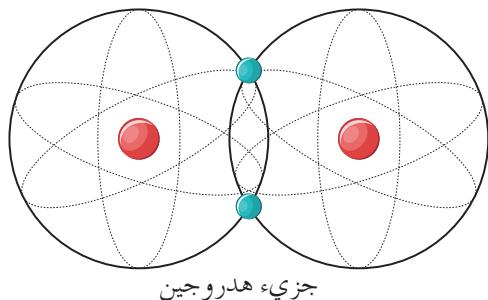
• أكبّ تمثيل لويس للذرات السابقة.

• أحدد عدد الإلكترونات التي يمكن أن تشارك بها كلّ من الذرات السابقة.

• أفسّر تشكّل جزيئات العناصر السابقة.

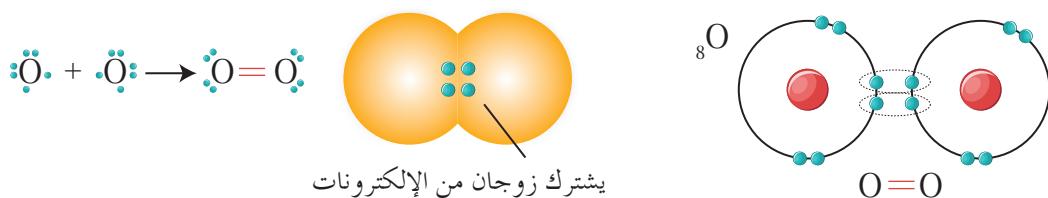
الاحظ وأُستنتجُ:

تشكّل جزيء H_2



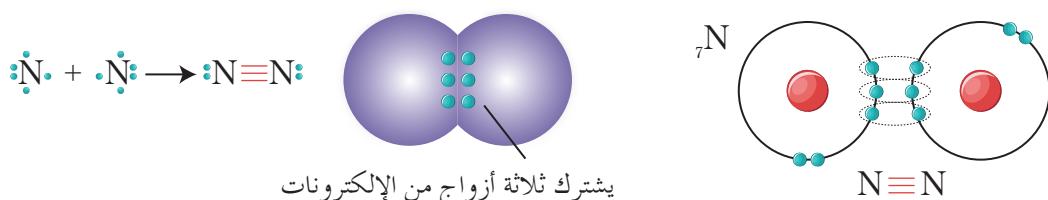
تحوي ذرة الهيدروجين في سويتها الطاقية الأخيرة إلكتروناً وحيداً، ولكي تستقر فإنها تشتراك مع ذرة هيدروجين آخر بـإلكترون لتشكيل زوج إلكتروني تجده نواتاً الذرتين في الوقت ذاته، فتأخذ بنية الغاز النبيل الأقرب لها He. تُسمى هذه الرابطة "رابطة مشتركة أحادية" تمثلها بقطعة مستقيمة ترسم بين رمزي الذرتين المرتبطتين H – H.

شكل جزء O₂



تحوي ذرة الأكسجين في سويتها الطاقية الأخيرة ستة إلكترونات، ولكي تستقر فإنها تشتراك مع ذرة أكسجين آخر بـإلكترون لتشكيل زوجين من الإلكترونات تجدهما نواتاً الذرتين في الوقت ذاته، فتأخذ بنية الغاز النبيل الأقرب لها Ne، تُسمى هذه الرابطة "رابطة مشتركة ثنائية (مزدوجة)"، ويمثل جزء الأكسجين O = O.

شكل جزء N₂



تحوي ذرة النتروجين في سويتها الطاقية الأخيرة خمسة إلكترونات، ولكي تستقر فإنها تشتراك مع ذرة نتروجين آخر بـثلاثة إلكترونات لتشكيل ثلاثة أزواج إلكترونية تجدهم نواتاً الذرتين في الوقت ذاته، فتأخذ بنية الغاز النبيل الأقرب لها Ne، تُسمى هذه الرابطة "رابطة مشتركة ثلاثية"، ويمثل جزء النتروجين N ≡ N.

استنتج:

الرابطة المشتركة: هي القوة الرابطة بين ذرتين لاشتراكهما بزوج إلكتروني أو أكثر.

خصائص المركبات ذات الروابط المشتركة:

تجربة:

- أضيف كمية من الزيت إلى أنبوب يحوي ماءً مقطرًا، أرجُل الأنبوب وأتركه فترة قصيرة، ماذا لاحظت؟
- أضع المزيج السابق في وعاء النقلية الكهربائية، وأغلق دارته. أكتب ملاحظاتي.

أستنتج:

خاصيات المركبات ذات الروابط المشتركة:

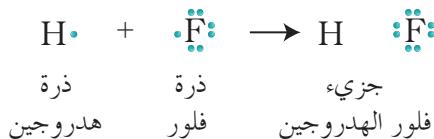
- مُعظمها غازات، لأنَّ قوى الربط بين جزيئاتها ضعيفة وتوجد بعضها في الحالة الصلبة والحالة السائلة.
- لا تذوبُ في الماء (الماء محل قطبي)، إنَّما تذوب في محلات اللاقطبية مثل البنزن ورباعي كلوريد الكربون.
- لا تنقلُ التيار الكهربائي، لأنَّها لا تحوي أيونات.
- مُعظمها ذات درجات انصهار وغليان منخفضة، لأنَّ قوى الترابط بين جزيئاتها ضعيفة.

3-1-1 الرابطة المشتركة القطبية

نشاط (4):

إذا علمت أنَّ H_1F_9 .

- أكتب تمثيل لويس للذرتين السابقتين.
- أحدد عدد الإلكترونات التي يمكن أن تشارك بها كل من الذرتين السابقتين.
- أفسر تشكُّل جزيء فلور الهdroجين HF .

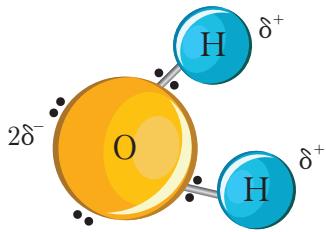


غاز فلور الهدروجين غاز سام، لكن له أهمية كبيرة في الكتابة على الزجاج، حيث له القدرة على التفاعل مع SiO_2 المكون الرئيسي للزجاج مُعطياً SiF_4 ، وفي الصناعات الكيميائية.

- تمتلك ذرة الهدروجين في سويتها الطاقية الأخيرة إلكتروناً وحيداً، وتمتلك ذرة الفلور في سويتها الطاقية الأخيرة سبعة إلكترونات.
- لكي تستقر كل من الذرتين يجب أن تأخذ بنية الغاز النبيل الأقرب لها.
- تقدم كل منها إلكتروناً لتكون الزوج الإلكتروني المشكّل للرابطة المشتركة القطبية في جزيء فلور الهدروجين الذي يكون أقرب للذرة الأكثر كهرسلبية (ذرة الفلور).
- تكتسب ذرة الفلور شحنة حميدة سالبة، وتكتسب ذرة الهدروجين شحنة حميدة موجبة.

أستنتج:

الرابطة المشتركة القطبية: تنشأ بين ذرتين مختلفتين في الكهرسلبية، حيث ينجذب الزوج الإلكتروني المشترك نحو الذرة الأكثر كهرسلبية.



تطبيق:

:(5) نشاط

أوضح تشكّل الروابط المشتركة القطبية في جزء النشادر NH_3 ، علماً أن: N , H .

دور الكهرسلبية في تحديد طبيعة الرابطة (قاعدة باولينج):

تُحدَّد نوع الرابطة في المركبات الكيميائية تبعاً لقيم فرق الكهربالية للعناصر، وفق الجدول الآتي:

النسبة المئوية للطبيعة الأيونية	نوع الرابطة	الفرق في الكهرسلبية
أقل من 5%	مشتركة غير قطبية	أقل من 0.3
من 5% حتى 50%	مشتركة قطبية	بين 0.3 و 1.7
من 50% حتى 100%	أيونية	أكثر من 1.7

نشاط (6):

أحدّد نوع الرابطة بين كل من الجزيئات الآتية: I_2 , NaCl , LiH . وفق قاعدة باولينغ، إذا علمت أن:

العنصر	I	H	Li	Na	Cl
قيمة الكهربائية	2.5	2.1	1.0	0.9	3

الحادي

نوع الرابطة	الفرق في الكهربائية	الجزيء
مشتركة	0	I_2
مشتركة قطبية	$2.1 - 1.0 = 1.1$	LiH
أيونية	$3 - 0.9 \equiv 2.1$	NaCl

١٥٣

اعتماداً على قيم الكهرسلبية في الجدول الآتي:

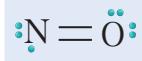
العنصر	Ca	H	O	Cl
قيمة الكهرسلبية	1.0	2.1	3.5	3

حدّ طبيعة الرابطة الكيميائية وفق قاعدة باولينغ، بين كلّ من الجزيئات الآتية:
أكسيد الكالسيوم CaO ، اطاء H_2O ، غاز الكلور Cl_2 .

استثناءات قاعدة الثمانية الإلكترونية:

كما في الحالات الآتية:

- حالة المركبات التي تحوي إحدى ذراتها عدداً فردياً من إلكترونات التكافؤ، مثل ذرة النتروجين N_7 عند ارتباطها بالأكسجين O_8 في جزيء NO :

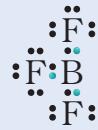


- حالة المركبات التي يكون لإحدى ذراتها عدد ذري صغير، مثل البور Be^4 والبريليوم B^5 والبريليوم BF_3 في المركبين:

كلوريد البريليوم $BeCl_2$



فلوريد البور BF_3



- حالة المركبات التي تحوي أكثر من ثمانية إلكترونات حول إحدى ذراتها، مثل الفوسفور P_{15} في جزيء خماسي كلوريد الفوسفور PCl_5 .



4-1-1 الرابطة التساندية

نشاط (7):

تشكل أيون الأمونيوم NH_4^+ الألحوظ وأستنتج:

- أيون الهيدروجين (بروتون) H^+ يمتلك مداراً إلكترونياً فارغاً.

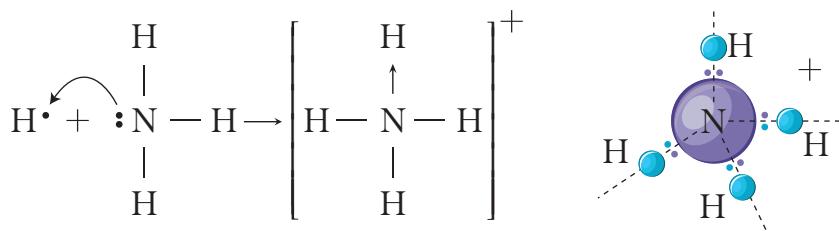
- ذرة النتروجين في جزيء النشادر $H:\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{N}}}:$ تمتلك زوجاً إلكترونياً غير رابط.

- تمنح ذرة النتروجين زوجاً إلكترونياً غير رابط، وتسمى ذرة مانحة.

- يستقبل أيون الهيدروجين هذا الزوج الإلكتروني في مداره الفارغ (الذي يبقى مشتركاً بينهما)، وتنشأ رابطة تساندية.

- يتكون أيون الأمونيوم الموجب.

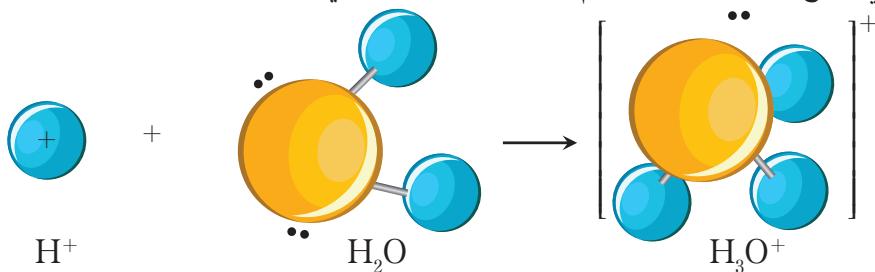
- نرم للرابطة التساندية بسهم يتجه من الذرة المانحة إلى الآخذة، كما في الشكل:



تعريف الرابطة التساندية: هي الرابطة التي تنشأ بين ذرتين، تقدم إحداهما زوجاً إلكترونياً غير رابط يستند إلى مدارٍ فارغ لذرة أخرى تحتاج لزوج إلكتروني وصولاً إلى الترتيب الإلكتروني المستقر.

نشاط (8):

- لاحظ الصورة التي توضح تشكيل أيون الهيدرونيوم H_3O^+ من ارتباط جزيء الماء H_2O بأيون الهدروجين H^+ .



- أبئن كيفية تشكيل الرابطة التساندية بين ذرة الأكسجين وأيون H^+ .
علمًاً أنّ: H_2O , O_2 , H_2 .

5-1-1 الرابطة المعدنية

نشاط (9):

- أضع قطعة من معدن الزنك على سطح طاولة، وأطرقها عدّة مرات. ماذا ألحظ؟
- أعيد التجربة على قطعة من الفحم. ماذا ألحظ؟

الاحظ:



أستنتجُ:

يقبل الزنك الطرق والسحب والتصفيح، بسبب وجود قوة ترابط بين ذراته تدعى الرابطة المعدنية، بينما لا يتمتع الفحم بهذه الخاصيات.

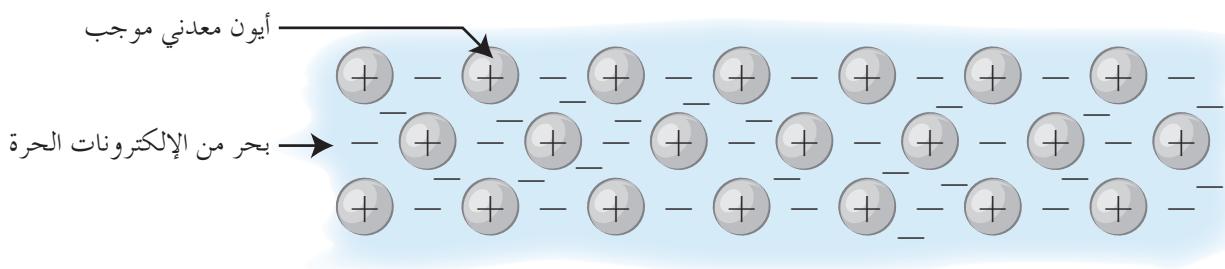
- إن تداخل المحطّات الفارغة في سويات الطاقة الخارجية للذّرات، يسمح للإلكترونات الخارجية بالتنقل بحرّية ضمن الشبكة المعدنية، وهذا يشبه بحراً من الإلكترونات تسبيح فيه أيونات ذرات المعادن المتراكمة.
- تنشأ الرابطة المعدنية من التجاذب بين أيونات ذرات المعادن وبحر الإلكترونات المحيط بها.

تعريف الرابطة المعدنية:

هي رابطة تنشأ عن وجود إلكترونات حرّة التنقل بين ذرات المعادن، بحيث يمكن اعتبارها غير مُتميّزة إلى ذرة معينة، وهي تلعب دوراً عالماً التحام ذرات المعادن فيما بينها.

قوّة الرابطة المعدنية:

- تزداد قوّة الرابطة المعدنية بازدياد شحنة نوى ذرات المعادن، وعدد إلكتروناته في بحر الإلكترونات الخاص بالمعادن، وبازدياد قوّة الرابطة المعدنية تزداد درجة حرارة انصهار وغليان المعادن.
- تزداد قوّة الرابطة المعدنية بازدياد عدد الإلكترونات السطحية الحرّة التي تعمل على تقليل قوى التناقض بين الأيونات الموجبة للمعادن.



تأثير الرابطة المعدنية في خاصيّات المعادن:

- قابلية السحب والتصفيح: يعود ذلك إلى الترتيب المنتظم للذرات داخل المعادن، وإمكانية انزلاق طبقة منها فوق الطبقات الأخرى دون كسر الترابط.
- المتانة والصلابة: تعود لقوّة الرابطة المعدنية، مثلّاً الكروم ^{24}Cr
 - أشدّ صلابة من البوتاسيوم K_{19} ، لأنّ عدد الإلكترونات الحرّة المُساهمة في تشغيل الرابطة المعدنية للكروم أكثر من البوتاسيوم.
 - الكروم يشكّل ستة أزواج إلكترونية تشاركيّة بينما البوتاسيوم يشكّل زوجاً إلكترونيّاً تشاركيّاً فقط.
- الناقلية الكهربائيّة والحراريّة: يعود ذلك لسهولة حركة الغمامات الإلكترونيّة المُحيطة بالأيونات الموجبة ضمن الشبكة المعدنية.

2-1 الروابط بين الجزيئات

1-2-1 الرابطة الهdroجينية

الاحظ وأستنتج:
نشاط (10):

أتمّن في الجدول الآتي المُتضمن تغييرات درجة الغليان بدلاًة الكتلة الجزيئية لبعض المركبات:

هدرات بعض عناصر الفصيلة VIA			هاليدات الهdroجين لبعض عناصر الفصيلة VIIA		
المركب	الكتلة الجزيئية (g.mol ⁻¹)	درجة الغليان (C°)	المركب	الكتلة الجزيئية (g.mol ⁻¹)	درجة الغليان (C°)
HF	20	19.5	H ₂ O	18	100
HCl	36.5	-84.9	H ₂ S	34	-61
HBr	80.9	-66.8	H ₂ Se	81	-41.5
HI	127.9	-35.4	H ₂ Te	129.6	-2.2

الاحظ:

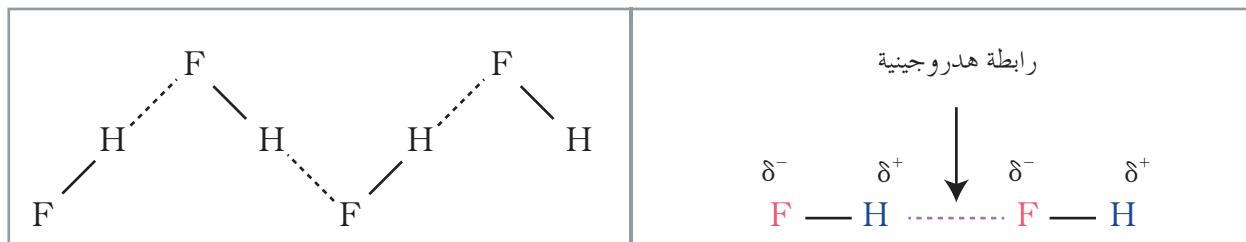
- ازدياد درجات غليان هاليدات الهdroجين بزيادة كتلها الجزيئية، عدا فلور الهdroجين HF، فله أصغر كتلة جزيئية، وأعلى درجة غليان.
- ازدياد درجات غليان هدرات العناصر بزيادة كتلها الجزيئية، عدا الماء H₂O، فله أصغر كتلة جزيئية، وأعلى درجة غليان.
- وجود الهdroجين في كل المركبات في الجدول السابق.

نتيجة:

يفسّر الارتفاع في درجة غليان كل من فلور الهdroجين HF والماء H₂O وعلى الرغم من صغر كتلهما الجزيئية لوجود روابط بين جزيئات كل منها تسمى الرابطة الهdroجينية.

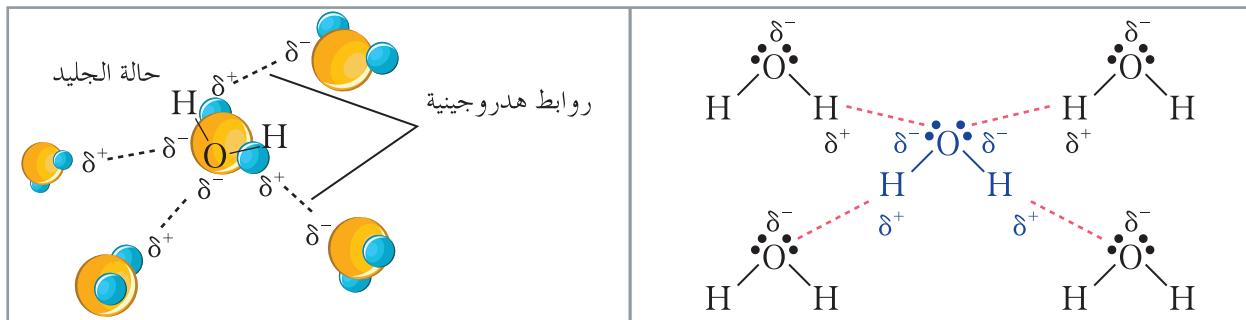
مثال (1):

الاحظ تمثيل الرابطة الهdroجينية بين جزيئات فلور الهdroجين HF:



مثال (2):

الاحظ تمثيل الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء H_2O



أستنتجُ:

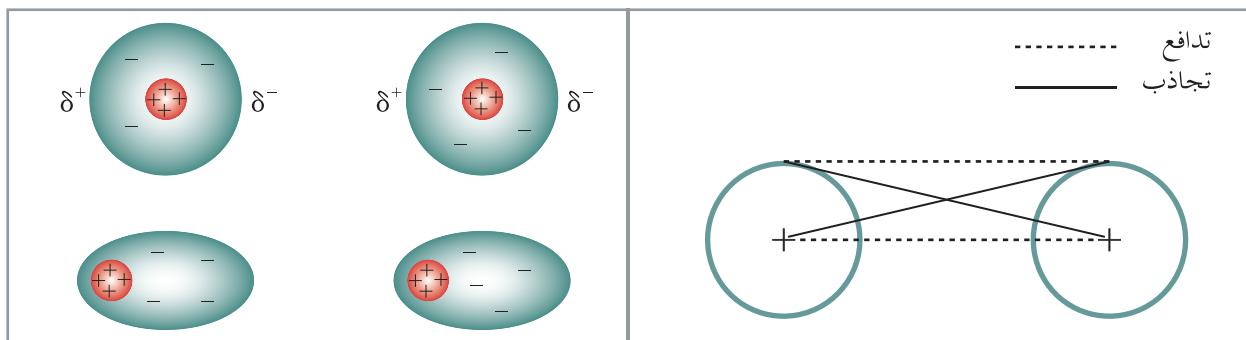
- تتكونُ الرابطة الهيدروجينية عندما تقع ذرة هيدروجين بين ذرتين شديدة الكهروسلبية (الفلور، الأكسجين، التتروجين) وتكون مترتبة مع إحدى الذرتين برابطة مُشتَركة قطبية، وترتبط مع الذرة الأخرى برابطة هيدروجينية.
- **الرابطة الهيدروجينية:** رابطة فيزيائية تنشأ بين الجزيئات القطبية، وتشدّها لبعضها، فتزيد من قوى التجاذب فيما بينها.
- الشرطان الواجب توافرهما لنشوء الرابطة الهيدروجينية:
 - وجود ذرة ذات كهروسلبية عالية في كل من الجزيئين.
 - ارتباط ذرة هيدروجين بإحدى هاتين الذرتين (التي لهما كهروسلبية عالية).

نشاط (11):

وضُح تشكُّل الروابط الهيدروجينية بين جزيئات غاز النشادر NH_3 .

2-2-1 روابط فاندر فالس

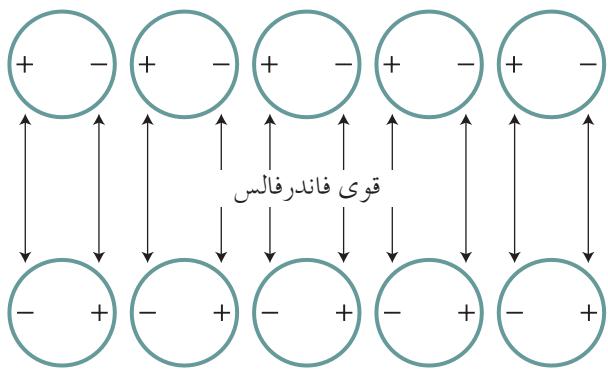
الاحظ وأجيِّبُ:



أسئلة:

- هل تنشأ قوى ترابط بين الجزيئات غير القطبية المشبعة تكافؤياً؟
- هل يحدث انتقال للإلكترونات بين الذرات؟
- ما طبيعة قوى الترابط بين تلك الجزيئات؟

يوهانس ديريك فاندرفالس
1923/1937
عالم فيزيائي هولندي



عندما تتكثّفُ الجزيئات المُشبيعة تكافؤياً غير القطبية ومن نوع واحدٍ فوق بعضها، تنشأ قوى تجاذب كهربائي بين النوى والإلكترونات للجزيئات المتجاورة، وقوى تنافر كهربائي بين الشحنات المتماثلة في الجزيئات، وتكون مُحصلة هذه القوى قوّة جذبٍ ضعيفة، تسمى قوّة ارتباط فاندر فالس. وتتصف بأنّها:

1. ذات طبيعة كهربائية ساكنة، ولا يظهرُ تأثيرها إلّا عندما تكونُ الجزيئات قريبةً من بعضها بعضاً. ولا يحصلُ الانتقال للإلكترونات بين ذرّات الجزيئات المترابطة.
2. ضعيفة نسبياً إلّا أنّ لها دوراً مُهماً في تحديد الخصائص الفيزيائية للمواد، وتُعدُّ إلى حدٍ ما مسؤولة عن تشكّل الأطوار المُختلفة السائلة والصلبة للمادة.
3. تزداد قيمتها بازدياد عدد الإلكترونات والكتلة الجزيئية وعدم التناظر في الجزيء.
4. تضعف قيمتها بارتفاع درجة الحرارة، بسبب زيادة الحركة العشوائية للجزيئات، مما يؤدّي إلى إضعاف قوى التجاذب.

إضاءة

أكَّدت التجارب وجود أربعة أنواعٍ من القوى تشكّل بِمُجملها قوى فاندرفالس:

1. نوع تجاذبي يحدث بين ثنائيات الأقطاب ذات عزم كهربائية دائمة.
2. نوع تجاذبٍ ي يحدث بين جزيء ثنائي قطب ذي عزم كهربائي دائم وجزيء أو ذرة لا قطبية مُجاورة لها.
3. نوع تجاذبٍ ينشأ بين جزيئات لا قطبية أو ذرّات الغازات النادرة.
4. نوع تناُفري ينشأ نتيجة تناُف الغمامات الإلكترونية لذرّات الجزيئات مع نواها القريبة منها.

- الرابطة الأيونية: تنشأ الرابطة الأيونية عن التجاذب الكهربائي الساكن بين الأيونات المُوجبة والأيونات السالبة، مشكلة مركبات أيونية، وتكون عادةً على شكل شبكة بلورية صلبة ثلاثة الأبعاد.
- الرابطة المشتركة: القوة الرابطة بين ذرتين لاشتراكهما بزوج إلكتروني أو أكثر.
- الرابطة المشتركةقطبية: تنشأ بين ذرتين مختلفتين في الكهرسلبية، حيث ينجذب الزوج الإلكتروني المشتركة نحو الذرة الأكثر كهرسلبية.
- يمكن تحديد نوع الرابطة بين ذرتين اعتماداً على فرق الكهرسلبية بينهما (قاعدة باولينغ).
- الرابطة التساندية: الرابطة التي تنشأ بين ذرتين تقدم إدراهما زوجاً إلكترونياً غير رابط يستند إلى مدارٍ فارغ لذرةٍ أخرى تحتاج لزوج إلكتروني وصولاً إلى الترتيب الإلكتروني المستقر.
- الرابطة المعدنية: رابطة تنشأ عن وجود إلكترونات حرّة التنقل بين ذرات المعدن بحيث يمكن اعتبارها غير مُنتمية إلى ذرة معينة، وتلعب دوراً عامل التحام بين ذرات المعدن.
- الرابطة الهdroجينية: تتكون عندما تقع ذرة هdroجين بين ذرتين شديدين كهرسلبياً (الفلور، الأكسجين، النتروجين)، وتكون مُرتبطةً مع إحدى الذرتين برابطةٍ مشتركة قطبية، وترتبط مع الذرة الأخرى برابطةٍ هdroجينية.
- تنشأ عندما تتكدس الجزيئات المشبعة تكافياً وغير القطبية ومن نوع واحد فوق بعضها، بسبب قوى تجاذب كهربائي بين النوى والإلكترونات للجزيئات المتجاورة، وقوى تناُف كهربائي بين الشحنات المتماثلة في الجزيئات مُحصلة هذه القوى قوّة جذب ضعيفة، تسمى قوّة ارتباط فاندر فالس.

أختبر نفسي



أولاً: أملأ الفراغات بالكلمات المناسبة:

1. الرابطة الأيونية تنشأ بين أيون - - - - - وأيون - - - - -.
2. تتكون الرابطة الهdroجينية عندما تقع ذرة - - - - - بين ذرتين - - - - - الكهرسلبية.
3. معظم المركبات الأيونية تنحل في - - - - -، ومُعظم المركبات المشتركة تنحل في - - - - -.

ثانياً: اختر الإجابة الصحيحة لكل ممّا يأتي:

1. الرابطة بين ذري الكلور والهdroجين في جزء HCl هي:
 - a. تساندية.
 - b. هdroجينية.
 - c. أيونية.
 - d. مشتركة قطبية.

2. إذا كان الفرق في الكهرسلبية بين ذرَّتين مُرتبطتين أكبر من 1.7 تكون الرابطة بينهما:
d. مشتركة قطبية. a. أُيونية.

3. الرابطة المعدنية الأقوى تتلَّى في:

- | | | | |
|-------|-------|-------|-------|
| Cr .d | Mg .c | Al .b | Na .a |
|-------|-------|-------|-------|
4. تتناقص قوى ارتباط فاندر فالس بـ:
d. زيادة درجة الحرارة. c. نقصان درجة الحرارة. b. زيادة الكتلة الجزئية. a. الإلكترونات.

ثالثاً: أعطِ تفسيراً علمياً لكُلّ ممّا يأتي:

1. المركبات الأُيونية الصلبة لا تنقل التيار الكهربائي.

2. قابلية معظم المعادن للسحب والتصفيح.

3. تزداد قوى ارتباط فاندر فالس بنقصان درجة الحرارة.

4. ارتفاع درجة غليان الماء على الرغم من أنّ كتلته الجزئية مُنخفضة.

رابعاً: حدّد نوع الرابطة بين الذرّات في كُلّ من الجزيئات الآتية:



اعتماداً على جدول قيم الكهرسلبية الآتي:

Mg	K	Na	Li	H	العنصر
1.2	0.8	0.9	1.0	2.1	الكهرسلبية
N	O	Br	Cl	F	العنصر
3.0	3.5	2.8	3.0	4.0	الكهرسلبية

خامساً: بيّن نوع الروابط في كُلّ ممّا يأتي:

غاز الكلور Cl_2 ، كلوريدي المغنيزيوم Mg Cl_2 ، فلور الهdroجين HF ، وأُيون الهdroنيوم H_3O^+ . موضحاً بالرسم. علماً أنّ: Cl_{17} , Mg_{12} , O_8 , F_9 , H_1 .

تفكيير ناقد

تنشأ الروابط الهdroجينية بين جزيئات غاز النشار NH_3 ، ولا تنشأ بين جزيئات غاز الميتان CH_4 . فسر ذلك.

أبحث أكثر

بعض المركبات التي تحوي روابط قطبية لا يكون للجزيء فيها صفة قطبية، ابحث في ذلك مُستعيناً بمكتبة المدرسة والشاككة.

المحطّات الذريّة وتهجّينها وتشكّل المحطّات الجزيئيّة

2-3



يلجأ الباحثون أحياناً إلى التهجين أو التلقيح الخلطي بين نباتتين أو حيوانتين من سلالتين مختلفتين ليجمعوا الصفات المرغوبة في كلٍّ منها.

الأهداف:

- * يتعرّف نظريّة رابطة التكافؤ.
- * يصف المحطّ الجزيئي في جزيء الهdroجين وجزيء الكلور.
- * يتعرّف التهجين.
- * يشرح مبدأ دمج المحطّات sp^3, sp^2, sp .

الكلمات المفتاحية:

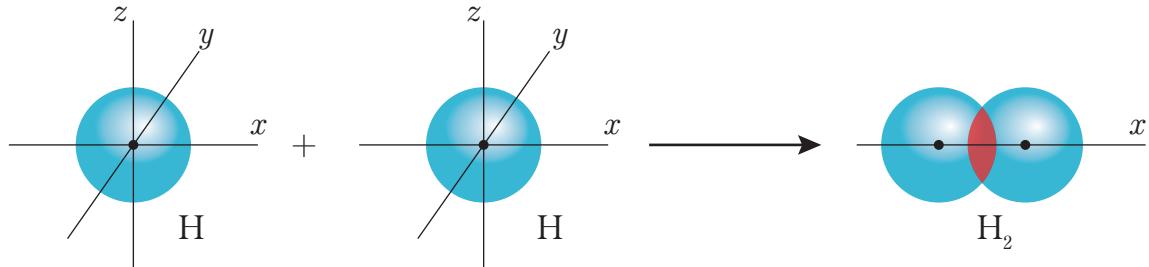
- * التهجين.
- * الرابطة σ .
- * الرابطة π .
- * تداخل المحطّات.

1-2 المُلْحَطُ الْجُزِيَّيُّ

الاحظُ وأجيب:

نشاط (1):

الاحظُ وأتساءل:



- كيف يتشكل جزيء الهيدروجين؟

- ماذا تدعى المنطقة المشتركة بين محيطي ذرتي الهيدروجين؟

- هل تتغير أشكال المُلْحَطَات بعد تداخلها؟

إضاءة

كلما ازداد تداخل المُلْحَطَين، ازداد حجم منطقة التداخل، وتbecome الرابطة أكثر ثباتاً، فتزداد الطاقة اللازمة لتفكيكها.

فسرت نظرية رابطة التكافؤ تشـكل روابط مشتركة في مركبات لا تحقق قاعدة الثمانية، مثل (مركبات الهيدروجين، والبوريوم، والبور، وغيرها)، حيث تقوم على فرضيتين:

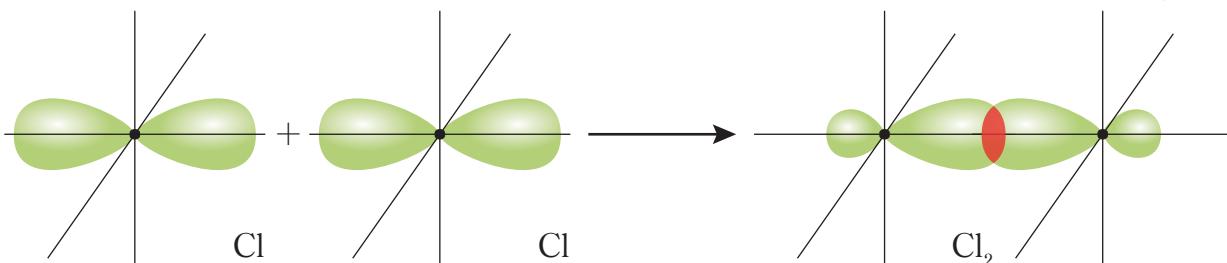
1. تنتـج الرابطة عن تداخل مُلـحـطـين نصف مـمـتـلـئـين.
2. منطقة تـداـخـلـ المـلـحـطـينـ المـكـوـنـينـ لـلـرـابـطـةـ تـشـعـسـ لـلـإـلـكـتـرـوـنـينـ فـقـطـ (مـتـعـاكـسـينـ فـيـ الـلـفـ الذـاـتـيـ)، هـمـاـ إـلـكـتـرـوـنـانـ الـرـابـطـانـ.

نستنتج:

يتـشـكـلـ جـزـيـءـ الـهـدـرـوـجـينـ H-Hـ عـنـ تـداـخـلـ المـلـحـطـينـ 1sـ دونـ تـغـيـيرـ شـكـلـهـماـ.

نشاط (2):

الاحظُ وأتساءل:



- كيف تشكل جزيء الكلور؟

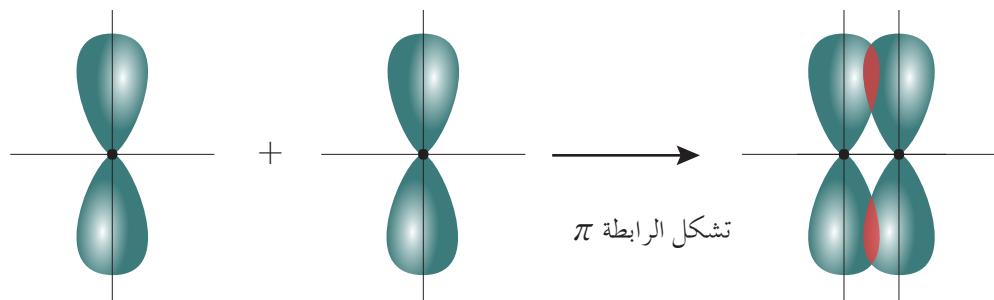
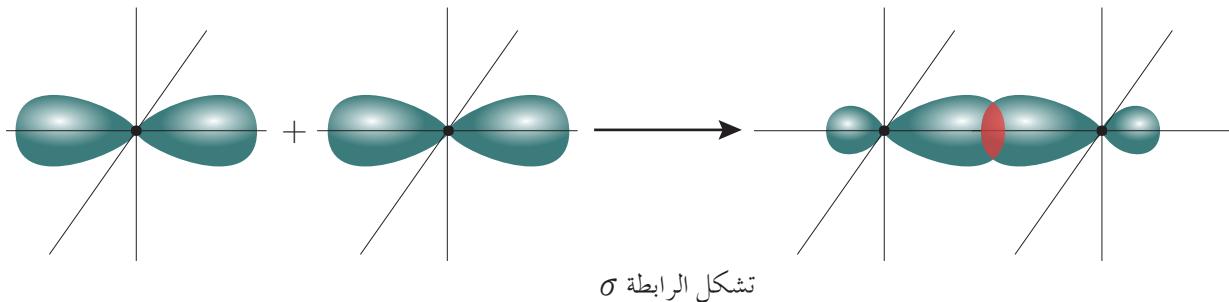
- ماذا تدعى المنطقة المشتركة بين مهبطي ذرتي الكلور؟

- هل تتغير أشكال المهبطات بعد تداخلها؟

نستنتج:

يتشكل جزيء الكلور $\text{Cl} - \text{Cl}$ عن التداخل الرأسي بين المهبطين نصف الممتهلين $3p$, الذي يحوي كلّ منهما إلكتروناً أعزبًا، دون تغيير شكلهما.

الاحظ وأستنتج:



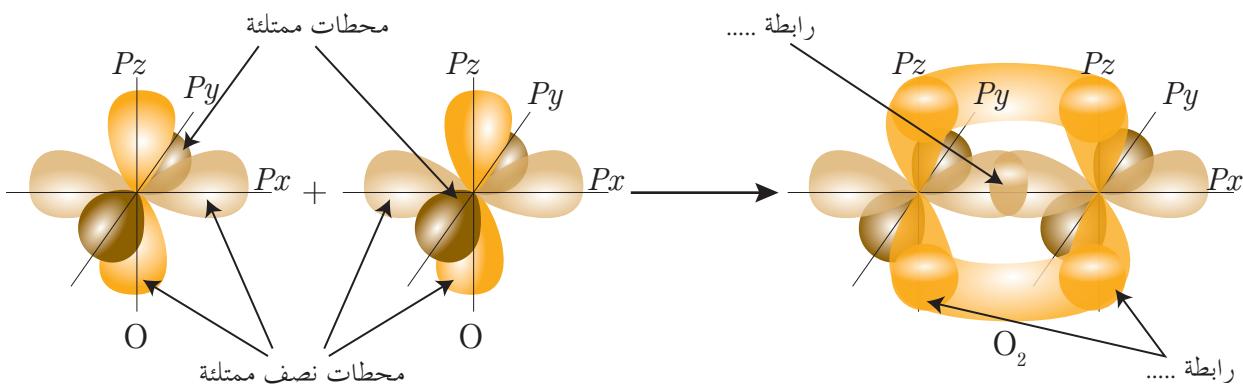
• عند حدوث التداخل الرأسي بين مهبطين تنشأ رابطة قوية تسمى الرابطة σ (سيغما).

• عند حدوث تداخل جانبين لمهبطين تنشأ رابطة ضعيفة تسمى الرابطة π (باي).

نشاط (3):

الاحظ وأجيب:

قمثل الصورة أشكال المهبطات لذرة الأكسجين، وتدخل بعضها لتشكل جزيء الأكسجين O_2 :



- أحدد على الصورة كلاً من الرابطين σ و π .
- أفسر تشکل كل من الرابطين $O = O$.

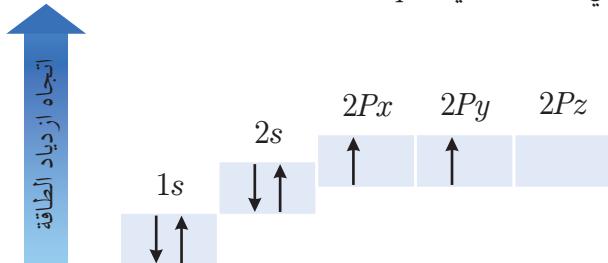
نشاط (4)

وضح بالرسم منطقة التداخل بين المحطات في جزيء كلور الهدروجين، وحدد نوع الرابطة الناتجة.

2-2 نمٌح المحطات (التهجين)

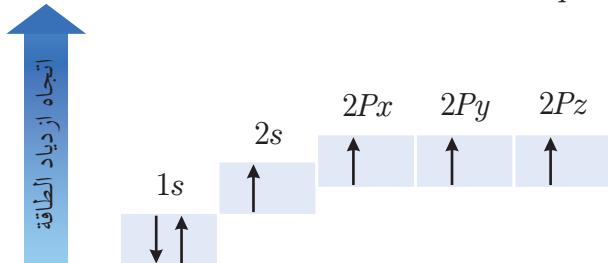
1-2-1 البنية الإلكترونية لذرة الكربون وتكافؤاتها:

- أذكر التوزع الإلكتروني للكربون في حالته الأساسية: ${}^6C: 1s^2 2s^2 2p^2$



لاحظ أن التوزع الإلكتروني في ذرة الكربون يبيّن وجود إلكترونيين أعزبَين، وهذا التوزع يقود إلى أن الكربون ثائي التكافؤ (كما في CO). أمّا التكافؤ الرباعي للكربون في معظم مركباته (كما في CH_4, CO_2, \dots) فيدل على أن البنية الإلكترونية لذرة الكربون تحتوي على أربعة إلكترونات عزباء.

- عند إثارة ذرة الكربون ينتقل الإلكترون من المخط $2s$ إلى المخط $2p_z$.
 ${}^6C: 1s^2 2s^1 2p^3$ فيصبح تكافؤ الكربون رباعياً:



الرمز C^* يدل على الذرة المثارّة حيث يمكن إثارتها بإكسابها طاقة مناسبة.

- يمكننا التوصل إلى تعريف التهجين بالإجابة على الاستفسارين الآتيين:
الأول:

ثبتت تجريبياً أن الروابط الأربع التي تشکلها ذرة الكربون مع ذرات الهدروجين الأربع في جزيء الميتان CH_4 متماثلة، رغم أن ثلاثة من المحطات من النوع $2p$ ومحطاً واحداً من النوع $2s$ ، كيف تم تفسير ذلك؟

الجواب: إن تماثل الروابط الأربع يعود إلى امتزاج المحطات الثلاثة $2p$ والمخط $2s$ لإعطاء أربعة محطات هجينية متكافئة يُرمز لها sp^3 .

الثاني:

ما هي خصائص المحطات الهجينية الأربع sp^3 ? وما شكل كل منها؟

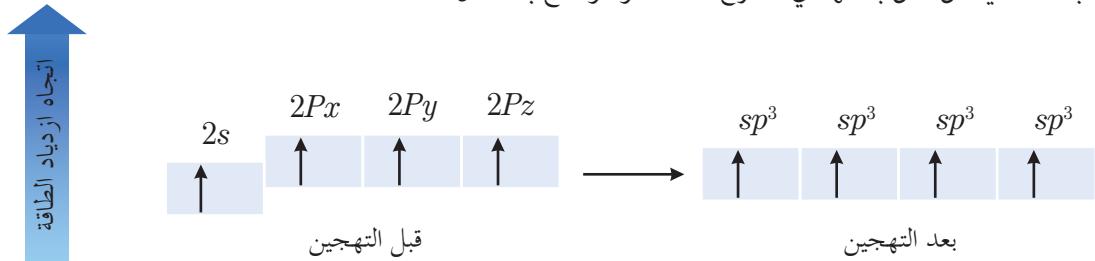
الجواب: إن هذه المحطات الأربع الجديدة تحمل خصائص المحطات s و p ، بنسبة جزء واحد من خصائص المحيط s ، وثلاثة أجزاء من خصائص المحيط p ، فيكون المحيط المنفرد sp^3 كما في الشكل المجاور.

التهجين: هو عملية دمج محطين أو أكثر مختلفة في الشكل والطاقة في الذرة ذاتها، فينتج عنها محطات جديدة متكافئة في الشكل والطاقة تدعى: المحطات الهجينية.

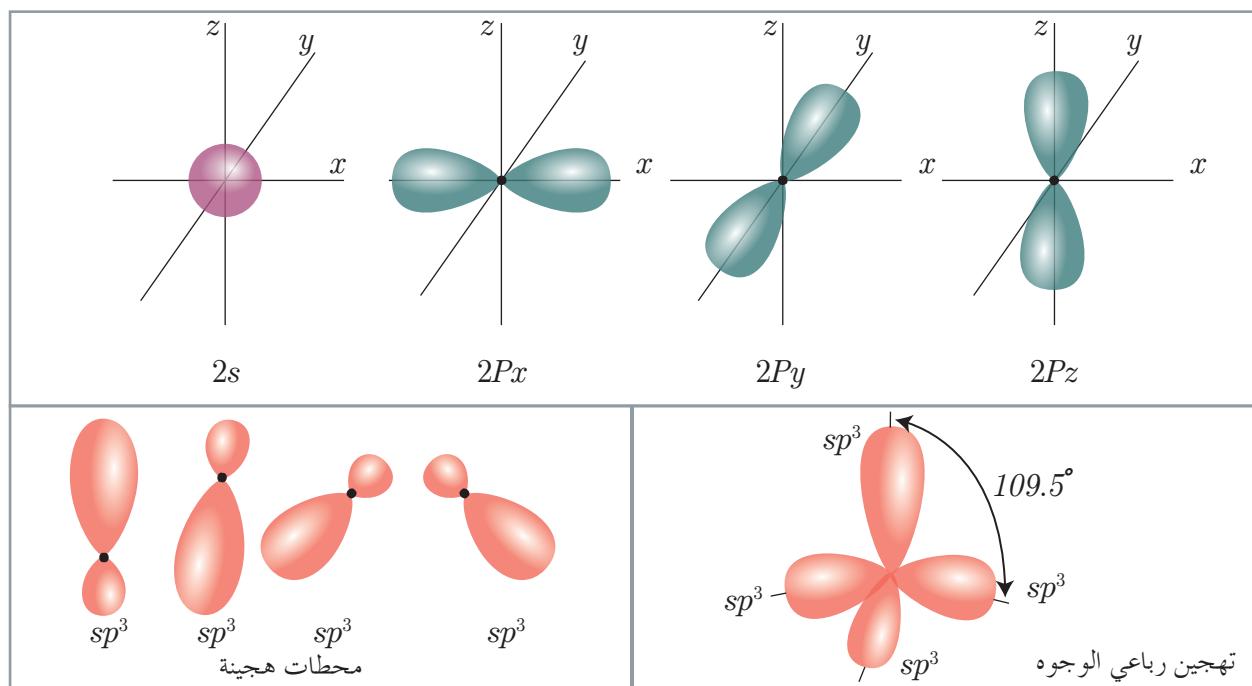
أولاً: التهجين sp^3

اللاحظ أن:

الإلكترونات الأربع المنفردة في ذرة الكربون المشار إليها غير متكافئة، لأن إلكترون المحيط $2s$ يختلف في الشكل والطاقة عن الإلكترونات الثلاثة في المحطات $2p_x, 2p_y, 2p_z$ ، وحتى تكون المحطات الأربع متكافئة في الشكل والطاقة، يحدث التهجين بين المحيط $2s$ والمحطات الثلاث $2p_x, 2p_y, 2p_z$ ، وتتكون أربع محطات هجينية يرمز لها sp^3 ، وهذه المحطات تتواضع حول نواة ذرة الكربون المركبة متوجهة نحو رؤوس رباعي الوجوه صانعة زوايا تساوي كل منها 109.5° ، وتكون المحطات أبعد ما يمكن عن بعضها في الفراغ. كما هو موضح بالشكل.

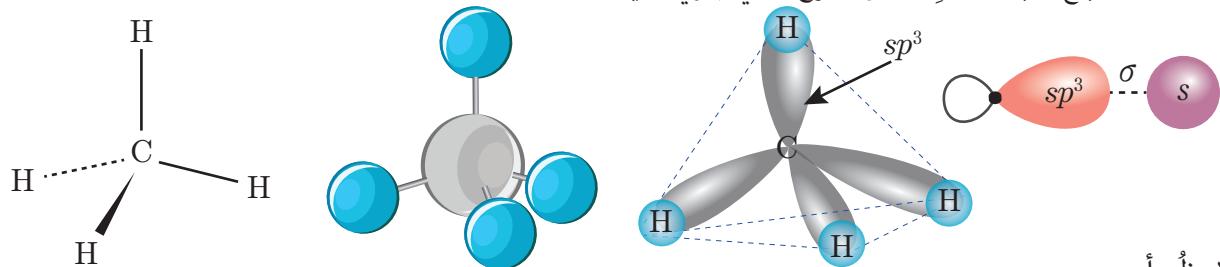


اللحوظ: طاقة المحطات الهجينية sp^3 أعلى طاقة من المحيط s وأخفض من طاقة المحيط p .



أفکر وأجیب:

- كيف تتشكل الروابط في جزيء الميتان CH_4 ? وما نوعها؟
يرتبط كل إلكترون أعزب في كل محطة sp^3 لذرة الكربون مع إلكترون المحطة $1s$ في ذرة الهيدروجين بتدخل رأسي، فتشكل أربع روابط متماثلة من النوع σ في جزيء الميتان.



الاحظ وأجیب:

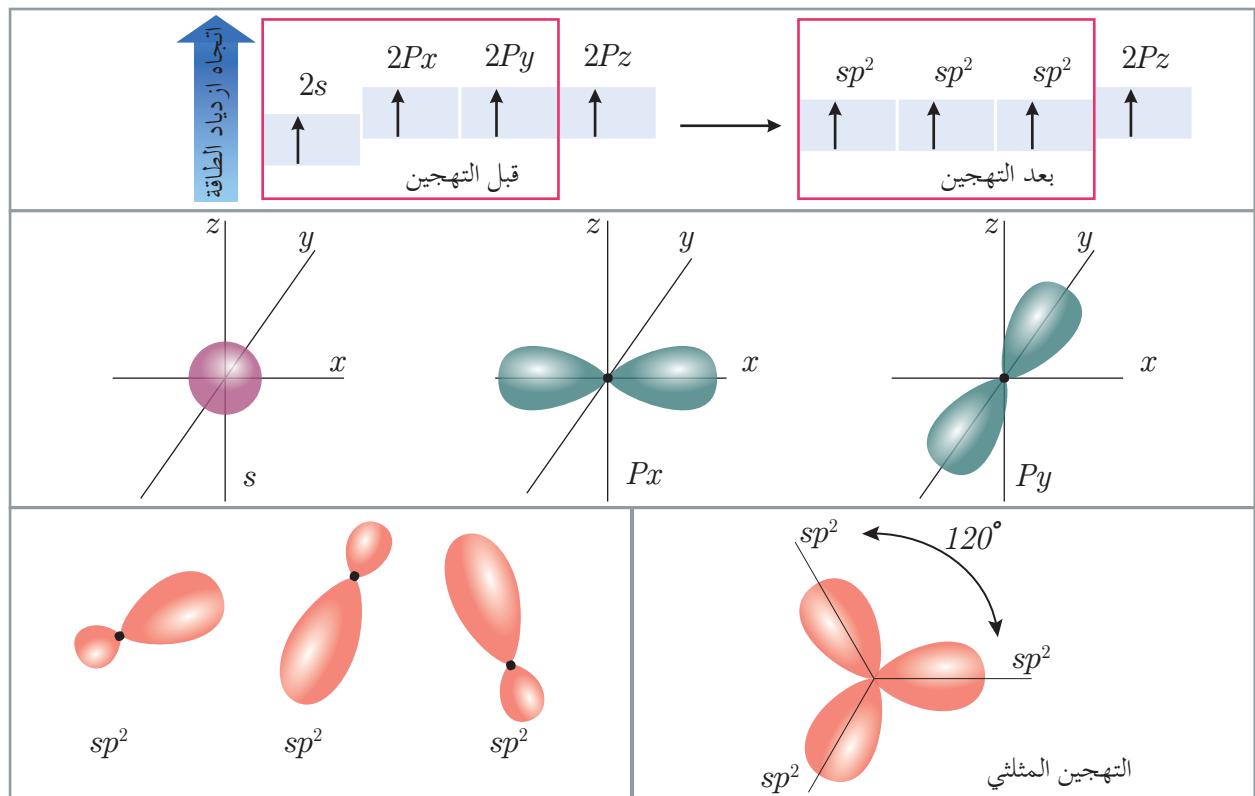
- ما الشكل الهندسي لجزيء الميتان CH_4 ?
نشاط (5)

ارسم شكلًا توضيحيًا يبيّن المحطات والروابط في جزيء الإيتان C_2H_6 ، وبيّن نوع كل منها.

ثانيًا: التهجين: sp^2

كيف يتم التهجين: sp^2

- يندمج في ذرة الكربون محطة $2s$ مع محطتين $2p_x$ و $2p_y$ ، فيكون نتيجة ذلك ثلاثة محطات هجينة يُرمز لها sp^2 ، تكون متناظرة وتقع جميعها في مستوى واحد، وتصنف فيما بينها زوايا تساوي كل منها 120° ، بحيث تكون أبعد ما يمكن عن بعضها في الفراغ، أمّا المحطة $2p_z$ الذي لم يشارك في عملية التهجين؛ فيبقى عمودياً على مستوى المحطات الهجينة الثلاثة. كما هو موضح بالشكل.

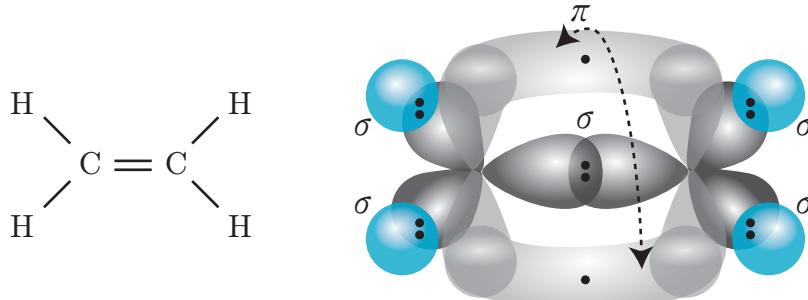


2. ترتبط كل من ذرّي الكربون بالأخرى بأحد محطّاتها الهجينية برابطة من النوع σ ، وكذلك ترتبط بالمحطّين الهجينيين المتبقيين بذرّي هdroجين برابطتين من النوع σ .

أمّا المحطّ المتبقي من كل ذرّة والمتعامد مع مستوى الذرّة يتداخل جانبياً مع مثيله من الذرّة الثانية، وينشأ نتيجة ذلك رابطة من النوع π .

تشكّل جزيء الإتيلين : C_2H_4

- يتداخل المحط sp^2 في كل من ذرّي الكربون بشكل رأسى لتشكيل رابطة σ بين ذرّي الكربون.
- يتداخل المحطان sp^2 المتبقيان في كل ذرّة كربون مع محطين $1s$ في ذرّي هdroجين بشكل رأسى لتشكيل رابطتين σ .
- تقع الروابط σ الخمس في مستوٍ واحد.
- أمّا المحطان غير الهجيني $2p_z$ في كل ذرّة كربون يتداخلان بشكل جانبي فتشكل رابطة π .

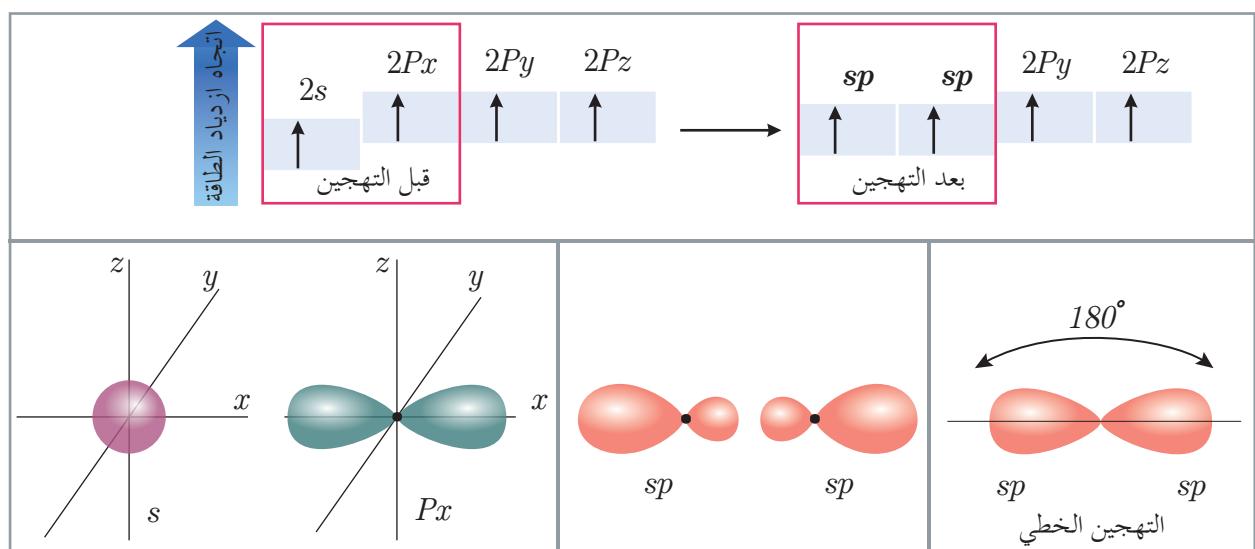


ثالثاً: التهجين : sp :

- كيف يتم التهجين sp ؟
- يندمجُ في ذرّة الكربون محط $2s$ مع محط $2p_x$ معطياً محطين هجينيين متكافئين يرمز لهما sp ، يقعان على استقامة واحدة حيث الزاوية بينهما 180° ، ويتعامدُ مستوياهما مع المحطين $2p_y$ ، $2p_z$ الباقيين.

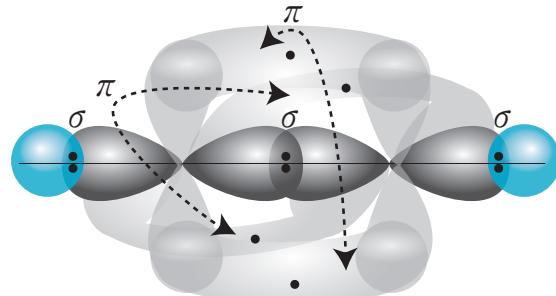
الاحظ وأجيب:

- ما قيمة الزاوية بين المحطات الهجينية؟
- ما عدد المحطات الهجينية المتشكلة؟



أفker وأجيib:

- كيف تتشكل الروابط في جزيء الإيتين (C_2H_2)؟ وما نوعها؟
- يتدخل رأسياً محطة من النوع sp في كل من ذرتي الكربون، فتشكل رابطة σ ، ويتدخل رأسياً المحطة $1s$ في ذرة الهيدروجين مع المحطة الهرجين sp لذرة الكربون فتشكل رابطة σ ، تقع الرابطة σ الثالث على الامتداد نفسه (الزاوية 180°).
- أمّا المحطات $2p_z$ و $2p_z$ في كل ذرة كربون تتدخل جانبياً لتشكيل رابطتين من النوع π وفق الشكل:



ابحث أكثر:

هل يتشابه تهجين المحطات مع تهجين الحيوانات والنباتات؟

نشاط (6):

أكمل الجدول الآتي:

الزاوية بين المحطات المهجنة	الشكل الفراغي	عدد المحطات المهجنة الناتجة	نوع الرابط المتشكلة	المحطات الداخلية في التهجين	نوع التهجين في ذرة الكربون
-----	رباعي الوجوه	-----	σ	-----	sp^3
120°	-----	3	-----	p_y, p_x, s	-----
-----	خطي (مستقيم)	-----	π, π, σ	-----	sp

- نظيرية رابطة التكافؤ تقوم على فرضيّتين:
 - تنجُ الرابطة عن تداخل مهبطين نصف مُمثّلين.
 - منطقة تداخل المهبطين المكوّنين للرابطة تتسع لإلكترونٍ فقط (متعاكسان في اللف الذاتي)، هما الإلكترونان الرابطان.
- التدالُّ الرأسي للمهبطات يُشكّل رابطة من النوع σ .
- التدالُّ الجانبي للمهبطات يُشكّل رابطة من النوع π ، وهي أضعف من الرابطة σ .
- التهجّين: هو عملية دمج مهبطين أو أكثر مُختلفة في الشكل والطاقة في الذرة ذاتها، وينتج عنها مهبطات جديدة مُتكافئة في الشكل والطاقة تدعى المهبطات الهجينية.
- يندمج مهبط s مع ثلاثة مهبطات p_x, p_y, p_z لتشكيل أربعة مهبطات هجينية من النوع sp^3 مُتماثلة في الشكل والطاقة، وتكون الزاوية بين المهبطات 109.5° .
- يندمج مهبط s مع مهبطين p_x, p_y لتشكيل ثلاثة مهبطات هجينية من النوع sp^2 مُتماثلة في الشكل والطاقة، وتكون الزاوية بين المهبطات الهجينية 120° .
- يندمج مهبط s مع مهبط p_x لتشكيل مهبطين هجينين من النوع sp مُتماثلة في الشكل والطاقة، وتكون الزاوية بين المهبطات الهجينية 180° .

أختبر نفسك



أولاً: اختار الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

1. المهبط المُتداخِلان لتشكّل الرابطة σ بين ذريّ الكربون في جزيء الإيتان C_2H_6 هما:

$$sp - s \ .d \quad sp^3 - 2p \ .c \quad sp^3 - sp^3 \ .b \quad sp - sp \ .a$$

2. المهبط اللذان يتداخِلان لتشكّيل جزيء HF هما:

$$2p - 1s \ .d \quad 3p - 3p \ .c \quad 2s - 2s \ .b \quad 2p - 2p \ .a$$

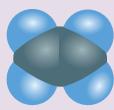
3. إذا كانت الزاوية بين المهبطات الهجينية 180° ، فيكون التهجّين من النمط:

$$s^2p^2 \ .d \quad sp^2 \ .c \quad sp \ .b \quad sp^3 \ .a$$

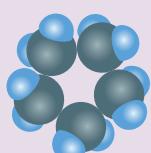
4. الجزيء الذي تربط ذرّاته فيما بينها بروابط من نوع σ فقط من الجزيئات الآتية هو:

$$Cl_2 \ .d \quad CO_2 \ .c \quad O_2 \ .b \quad N_2 \ .a$$

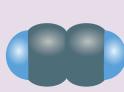
5. الجزيء الذي يحوي خمسة روابط من نوع σ تقع في مستوى واحدٍ من الجزيئات الآتية هو:



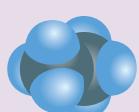
.d



.c



.b



.a

ثانياً: استخدم مفهوم تداخل المحطات لتوضّح تشكيّل الجزيئات الآتية: N_2 , H_2O , F_2

ثالثاً: اكتب الصيغة المُفصّلة لـ كلّ من الجزيئات الآتية: الإيتلن والإستلين والإيتان، وحدّد أنواع الروابط وأمّاط تهجين ذرّات الكربون في كلّ منها.

رابعاً: وضّح بالرسم كيفية تشكيّل المحطات الهجينية sp , sp^2 , sp^3 .

خامساً: قارِن بين الرابطة σ والرابطة π من حيث:

- آلية التشكّل.
- الطاقة اللازمّة للتفكّيك.

تفكير ناقد

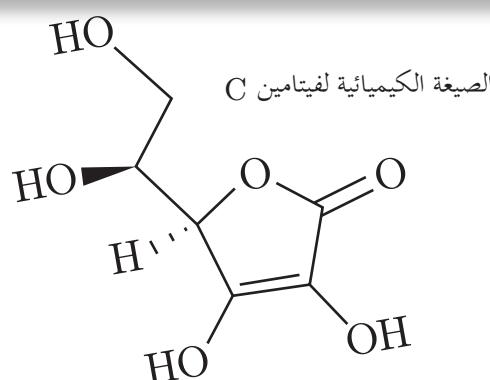
ما أنواع التهجين في جزيء BeCl_2 , إذا علمت أنَّ ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_4\text{Be}$.

أبحث أكثر

هل يقتصر تهجين المحطات على الأنواع sp , sp^2 , sp^3 ? أبحث في مكتبة المدرسة والشاككة عن ذلك.

التصاوغ وهندسة الجزيء 3-3

إنَّ جميع الظواهر في الطبيعة قيُّل إلى الاستقرار، فمثلاً الزلزال سببها أنَّ طبقات الأرض غير مستقرة، وبالتالي تسعى إلى الاستقرار، وتكون طاقتها أخفض ما يمكن، فالينابيع تنبُّع عندما تكون مياهها موجودة في طبقات غير مستقرة نسبياً، وكذلك الذرَّات قيُّل إلى الاستقرار عن طريق ارتباطها مع بعضها بعضاً.



الأهداف:

- * يتعرَّفُ الصيغة الكيميائية للجزيء المُجمَّلة - نصف المنشورة - المنشورة.
- * يبيِّنُ أنواع التصاوغ (التماكب).
- * يتعرَّفُ هندسة الجزيء، نظرية تنافر الأزواج الإلكترونيَّة في مستوى التكافؤ (نظرية فسبر VSEPR).

الكلمات المفتاحية:

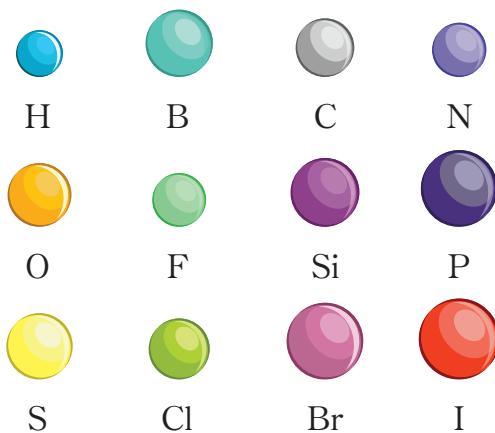
- * الصيغة المُجمَّلة.
- * الصيغة المنشورة.
- * الصيغة نصف المنشورة.
- * التصاوغ.
- * التصاوغ البنائي.
- * التصاوغ السلسلي.
- * التصاوغ الموضعي.
- * التصاوغ الوظيفي.
- * التصاوغ الهندسي.
- * نظرية فسبر.

1-3 التعرّف على الجزيء:

- ما الذي يدفع عناصر الغازات النبيلة إلى الوجود مُنفردة في الطبيعة؟
- ما الذي يدفع بعض العناصر لالرتباط ببعضها البعض؟

نشاط (1):

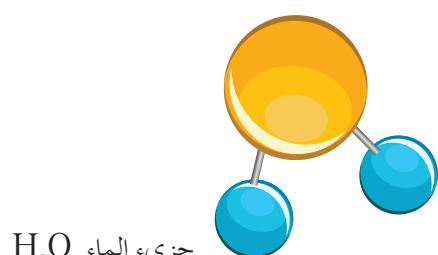
أدوات التجربة:
علبة الكرات والأعواد.



- أربط كرّةً برّقالية مع كرتين زرقاء ب باستخدام الأعواد.
- أربط كرّةً رمادية مع أربع كراتٍ زرقاء ب باستخدام الأعواد.

ماذا ينتُج عن هذا الارتباط؟

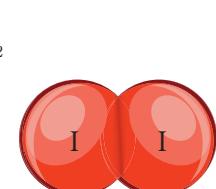
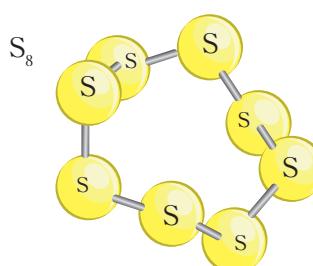
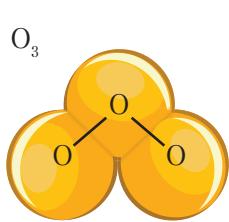
الاحظُ:



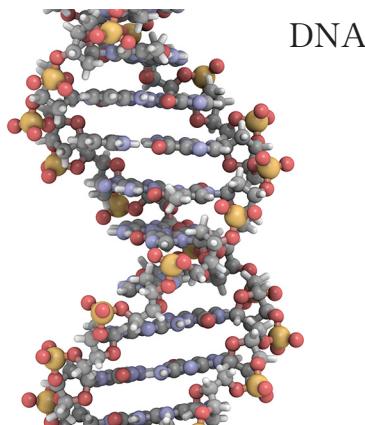
أُستنتج:

الجزيء: هو أحد أنواع دقائق المادة، ويتكوّن من مجموعة ذرّات مُرتبطة فيما بينها.

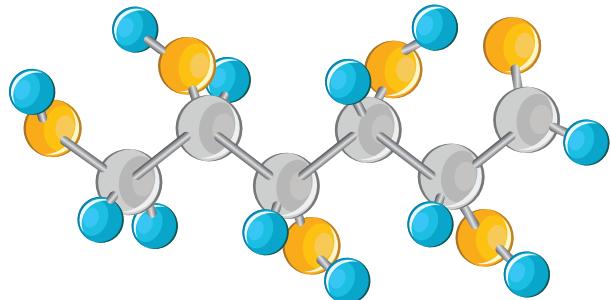
- قد يتكون الجزيء من ذرّات مُتماثلة مثل: (اليود I_2 ، الكبريت الأصفر S_8 ، الأوزون O_3).



- قد يتكونُ الجزيء من ذرّاتٍ مُختلِفة، مثل:



سكر الغلوکوز $C_6H_{12}O_6$



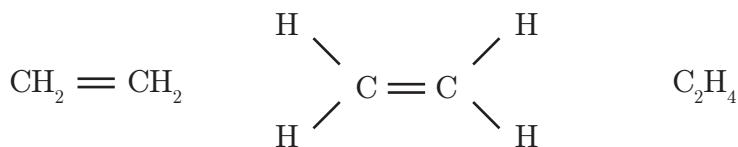
أفكِر:

ما زمِّي قوى التماسُك بين الذرّات في الجزيء؟

2-3 أنواع الصيغ اللّيمائية للمركبات:

الاحظُ وأتساءلُ:

انظرُ إلى صيغ جزيء الإيتلن :



ما الذرّات التي تكونُ جزيء الإيتلن؟ وما عدد كل منها؟

أيّ من الصيغ توضّح فقط أنواع وعدد ذرّات كُلّ عنصرٍ في الجزيء؟

أيّ من الصيغ توضّح جميع الروابط بين الذرّات في الجزيء؟

أيّ من الصيغ توضّح الروابط بين ذرّي الكربون في الجزيء فقط؟

أيّ من الصيغ تمثّل الصيغة المُجمَلة، الصيغة نصف المنشورة، الصيغة المنشورة؟

نتيجة:

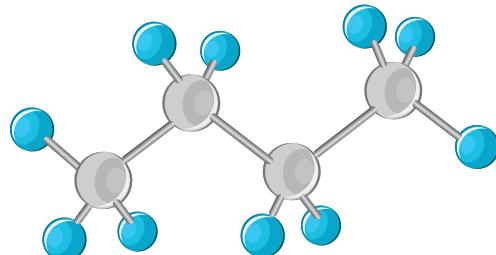
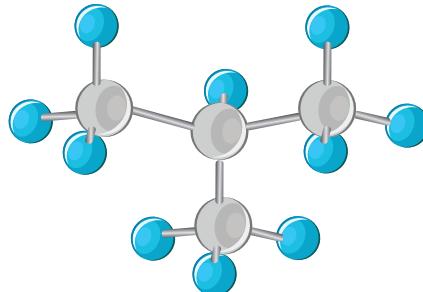
- الصيغة المُجمَلة: توضّح فقط أنواع وعدد ذرّات كُلّ عنصرٍ في الجزيء.
- الصيغة المنشورة: توضّح جميع الروابط بين الذرّات في الجزيء.
- الصيغة نصف المنشورة: تشابهُ الصيغة المنشورة، لكن من دون تمثيل الروابط بين ذرّي الهيدروجين والكربون.

3-3 التصاوُغ:

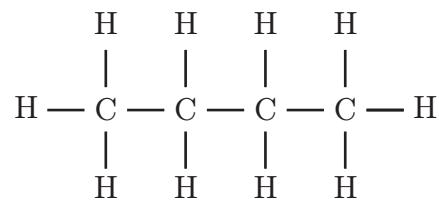
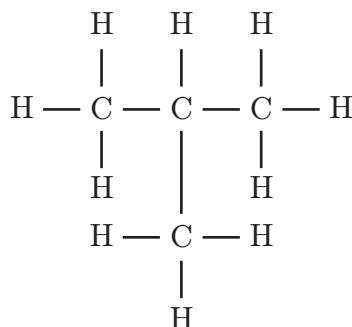
نشاط (2):

أستخدمُ علبة الذرّات (الكرات والأعواد). (8 كرات رمادية، 20 كرة زرقاء)

- أربط أربع كراتٍ رمادية (الكريون) بواسطة الأعواد. ثمْ أربط كراتٍ زرقاء (هتروجين) بواسطة الأعواد بباقي الثقوب، في شكلين مُختلفين.



2. مثل الشكلين (البنيتين) اللذين حصلت عليهما:



- أحدُ الصيغة المُجمَلة لـكُل جزيء، ماذا أستنتج؟

الأَلَّاَظِ: يمكن ربط الكرات ذاتها بطريقَ مُخْتَلِفٍ، والحصول على أشكال مُخْتَلِفة. وهذا ينطبق على الذرّات.

نتيجة:

المُتصاوِغات: هي مركبات كيميائية لها الصيغة المُجمَلة ذاتها، وتختلفُ في الصيغة نصف المنشورة أو التموضع في الفراغ.

نشاط (3):

مثل المركب $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$ بصيغتين مُختلفتين.

4-3 أنواع التصاوغ:

1-4-3 التصاوغ البنّيّوي:

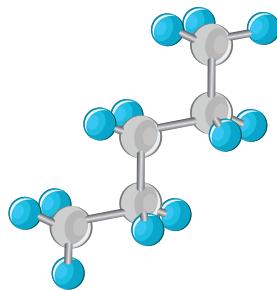
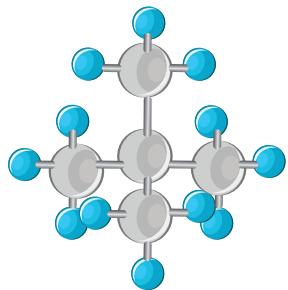
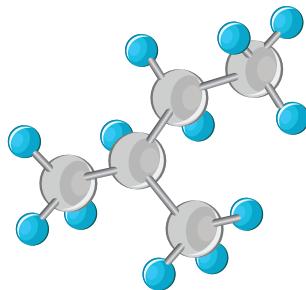
وله ثلاثة أشكال:

أولاً: التصاوغ السلسلّي:

نشاط (4):

الاحظ وأستنتج:

- الاحظ المتصاوغات الممثّلة بالصور الآتية:



- أحد الصيغة المجمّلة لهذه المتصاوغات.
- أحد الاختلاف بشكل السلسلة لذرات الكربون (ارتباط ذرات الكربون ببعضها).

نتيجة:

- تصاوغ السلسلة: يحدث عندما تكون للجزئيات الصيغة المجمّلة ذاتها، ولكنها تختلف بتوزُّع ذرات الكربون.
- قد تكون السلسلة نظامية (لا تحتوي مُتبادلات).
- قد تكون السلسلة مُترفّعة (تحتوي مُتبادلات).

ثانياً: التصاوغ الموضعي:

نشاط (5):

- الاحظ صيغ المتصاوغات الآتية:

$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHCH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$

- أمثلُ هذه المُتصاوِغات بالكرات والأعواد.
- أحَدُ الصيغة المُجمَلة لهذه المُتصاوِغات.
- أحَدُ الاختلاف في موضع زمرة OH – في كُل منها؟

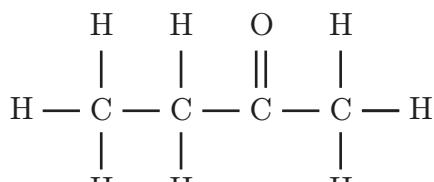
نتيجة:

التصاوِغ المُوضعي: يحدُثُ عندما تكون للجزيئات الصيغة المُجمَلة ذاتها، ولكنها تختلف بِموضع الزمرة الوظيفية في الجزيء.

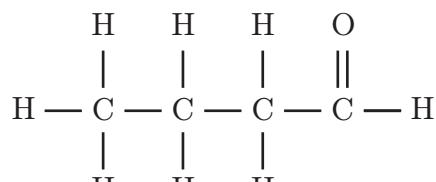
ثالثاً: التصاوِغ الوظيفي:

نشاط (6)

الاحظُّ المُتصاوِغين الآتيين:

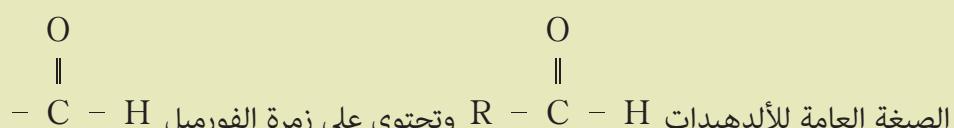
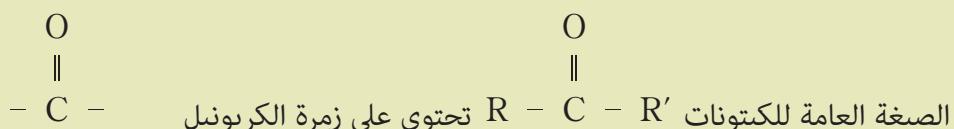


البوتان-2-ون



البوتانال

إضاعة



- أحَدُ الزمرة الوظيفية.

- أحَدُ الصيغة المُجمَلة لهَذِين المُتصاوِغين.

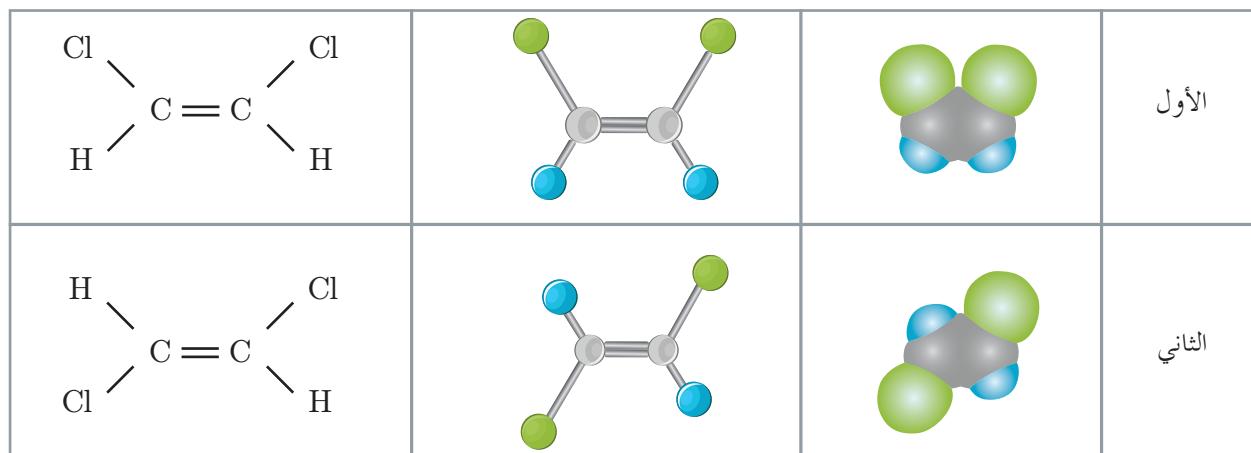
نتيجة:

تصاوِغ الوظيفية: يحدُثُ عندما تكون للجزيئات الصيغة المُجمَلة ذاتها، ويختلفُ بها ترتيب الذرات ضمن الجزيء مما يؤدي إلى اختلاف الزمرة.

2-4-3 التصاوغ الفراغي:

نشاط (7):

الاحظ المتصاوغين الآتيين:



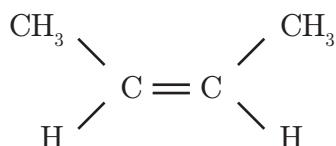
- أحدّد موضع ذريّ الكلور (المُتبادلات) بالنسبة للرابطة المشتركة الثانية.

أستنتج:

التموضع الفراغي للمُتبادلات بالنسبة للرابطة المشتركة الثانية الموجودة ضمن الجزيء. يأخذ شكلين:

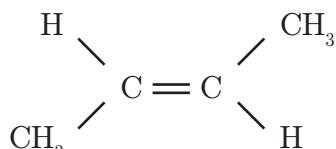
الأول:

المقرون (cis): تكون فيه المُتبادلات في الاتجاه نفسه من الرابطة المشتركة الثانية ورمزه Z.
مثلاً: مقرون 2 — البوتن



الثاني:

المفروق (trans): تكون فيه المُتبادلات في اتجاهين مُتباينين من الرابطة المشتركة الثانية ورمزه E.
مثلاً: مفروق 2 — البوتن



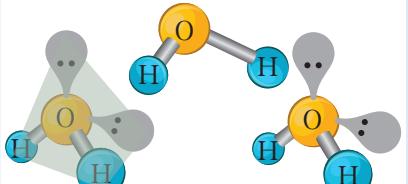
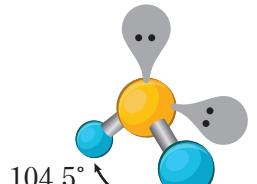
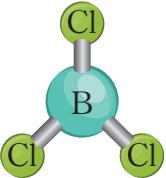
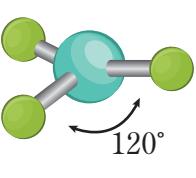
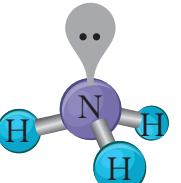
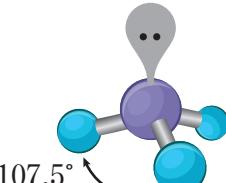
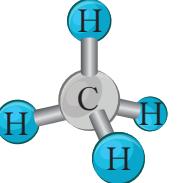
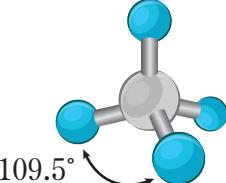
نشاط (8):

أكتب المتصاوغات الفراغية للمركب: $\text{C}_2\text{H}_2\text{F}_2$

5-3 هندسة الجزيء: (نظرية فسبيا)

الاحظ وأستنتج:

(حيث M تمثل الذرة المركزية، و X تمثل المتبادلات، و E تمثل الزوج الإلكتروني غير الرابط)

عدد الأزواج الإلكترونية		مثال	تمثيل الشكل	الصيغة العامة للجزيء
غير الرابطة	الرابطة			
-----	-----	 جزيء BeCl_2 يأخذ شكلًا خطياً والزاوية بين الروابط 180°	 الشكل الخطى، الزاوية 180° بين الروابط	MX_2
-----	-----	 جزيء H_2O يأخذ شكلًا مرفقىً، والزاوية بين الروابط 104.5°	 الشكل المرفقى، الزاوية 104.5° بين الروابط	MX_2E_2
-----	-----	 جزيء BCl_3 يأخذ شكلًا مستويًا مثليًا، والزاوية بين الروابط 120°	 الشكل المستوي المثلثى، الزاوية بين الروابط 120°	MX_3
-----	-----	 النشار NH_3 شكله هرميٌ ثلاثيٌ	 شكل هرميٌ ثلاثيٌ، الزاوية بين الروابط 107.5°	MX_3E
-----	-----	 جزيء الميتان CH_4 شكله رباعي الوجه	 شكل رباعي الوجه، الزاوية بين الروابط 109.5°	MX_4

في كل من الأشكال السابقة:

- ما عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية؟
- هل يؤثر عدد هذه الأزواج الإلكترونية في شكل الجزيء؟
- ما العلاقة بين عدد الأزواج الإلكترونية والشكل الهندسي للجزيء؟

أستنتج:

- إذا وجد زوجان إلكترونيان رابطان يحيطان بالذرة المركزية، يكون الجزيء أكثر استقراراً بالشكل الخططي. (مثل $\text{CO}_2, \text{BeCl}_2$)
- إذا وجد زوجان إلكترونيان رابطان يحيطان بالذرة المركزية، وأزواج إلكترونية غير رابطة يستقر الجزيء بالشكل المرفق أو الزاوي. (مثل $\text{H}_2\text{O}, \text{H}_2\text{S}$)
- إذا وجدت ثلاثة أزواج إلكترونية رابطة تحيط بالذرة المركزية، يكون الجزيء أكثر استقراراً بشكل مستوي مثلثي. (مثل $\text{BF}_3, \text{BCl}_3$) أما إذا وجد زوج إلكتروني غير رابط فيستقر الجزيء بالشكل الهرمي (مثل PH_3, NH_3)
- إذا وجدت أربعة أزواج إلكترونية تحيط بالذرة المركزية، يكون الجزيء أكثر استقراراً بالشكل الرباعي الوجوه (مثل $\text{CH}_4, \text{SiH}_4$)

نتيجة:

(نظريّة فسبر) تنص:

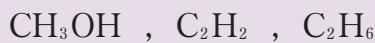
إن أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة تتوزع في الفراغ حول الذرة المركزية للجزيء بحيث يكون التناهُر الكهربائي بينها أقل ما يمكن ليتَّبع الشكل الأكثر استقراراً (ثباتاً).

- الجزيء: هو وحدة كيميائية تتكون من مجموعة ذرات مترتبة فيما بينها.
- الصيغة المُجمَلة: توضح فقط أنواع وعدد ذرات كل عنصر في الجزيء.
- الصيغة المنشورة: توضح جميع الروابط بين الذرات في الجزيء.
- الصيغة نصف المنشورة: تُشَابِه الصيغة المنشورة لكن من دون تمثيل الروابط بين ذرات الهdroجين والكربون.
- المتصاوِغات: هي مركبات كيميائية لها الصيغة المُجمَلة ذاتها، مع اختلاف الصيغة نصف المنشورة أو التموضع في الفراغ.
- تصاوغ السلسلة: يحدث عندما تكون للجزئيات الصيغة المُجمَلة ذاتها، وتختلف بتوزُّع ذرات الكربون، قد تكون السلسة نظامية، وقد تكون السلسة مُتفرّعة.
- تصاوغ الموضع: يحدث عندما تكون للجزئيات الصيغة المُجمَلة ذاتها، وتختلف بموضع الزمرة الوظيفيَّة في الجزيء.
- تصاوغ الوظيفة: ويحدث عندما تكون للجزئيات الصيغة المُجمَلة ذاتها، ويختلف بها ترتيب الذرات في الجزيء مما يؤدي إلى اختلاف الزمرة.
- التصاوغ الفراغي: يصف التموضع الفراغي للمُتبادلات بالنسبة للرابطة المشتركة الثنائيَّة الموجودة في الجزيء وله نوعان:
 1. المقربون (cis): تكون فيه المُتبادلات في الاتجاه ذاته من الرابطة المشتركة الثنائيَّة ورمزه (Z).
 2. المفروق (trans): تكون فيه المُتبادلات في اتجاهين مُتعاكِسين من الرابطة المشتركة الثنائيَّة ورمزه (E).
- تنصُّ نظرية تنافر الأزواج الإلكترونيَّة في مستوى التكافؤ (فسبر): إنَّ أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة تتوزَّع في الفراغ حول الذرة المركزية للجزيء بحيث يكون التنافر الكهربائيٌّ بينها أقلً ما يمكن لينتج الشكل الأكثر استقراراً (ثباتاً).

أختبر نفسك



أولاً: اكتب الصيغة المنشورة لكُلّ من المركبات الآتية:



ثانياً: ما الفرق بين الصيغة المُجمَلة والصيغة المنشورة؟

ثالثاً: اكتب صيغتين مُختلفتين للمركب: $\text{C}_3\text{H}_7 - \text{OH}$

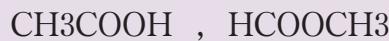
رابعاً: اكتب صيغة كل من:
مقوون 2 – البوتن، مفروق 2 – البوتن

خامساً: أعط تفسيراً علمياً لكلّ ممّا يأتي:

a. يأخذ جزيء الماء الشكل المرفق.

b. تأخذ الجزيئات أشكالاً فراغية مختلفة.

سادساً: حدد نوع التصاؤغ للمركبين الآتيين:



سابعاً: مثل بالرسم الشكل الهندسي الفراغي لكُلّ من المركبات الآتية:



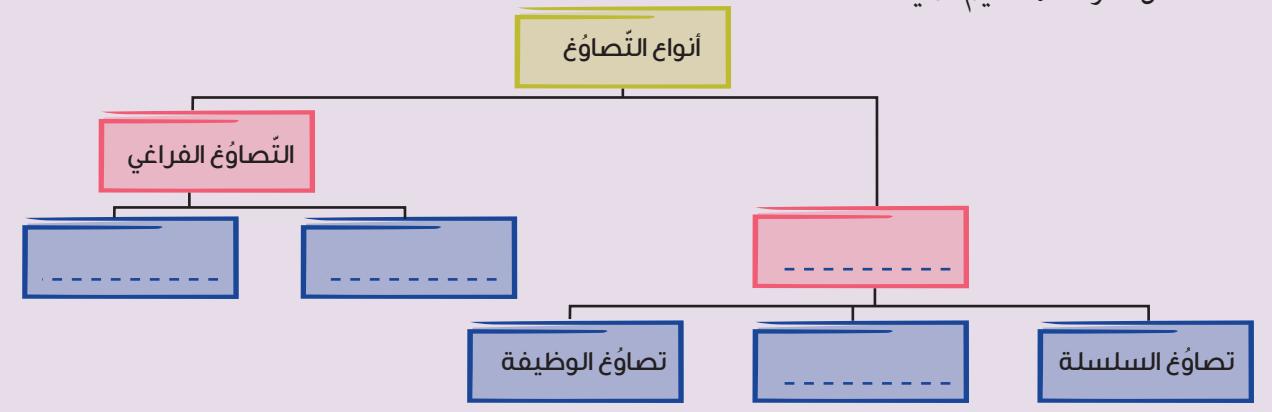
ثامناً: إذا علمت أن H_2O :

a. اكتب التوزُّع الإلكتروني لكُلّ من الأكسجين والهيدروجين.

b. بين كيف يتم الارتباط بين ذري هيدروجين وذرة أكسجين لتشكُّل جزيء الماء.

c. حدد الأزواج الرابطة والأزواج غير الرابطة في جزيء الماء.

تاسعاً: أكمل خارطة المفاهيم الآتية:



تفكير ناقد

اكتب متصاوغات المركب $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$.

أبحث أكثر

ابحث في مكتبة المدرسة والشاككة عن تأثير التصاؤغ في الخصائص الكيميائية والفيزيائية للمركبات.

مشروع تنمية بلورات لعدة مركبات

لا توجد في الطبيعة معظم الماء الصلبة على شكل نقيٌّ، لذلك يتوجب علينا إيجاد طائق لفصل الماء عن بعضها، وأكثر هذه الطائق استخداماً هي البلورة وإعادة البلورة. وبرزت أهمية تنمية البلورات في صناعة القطع الإلكترونية والتي أحدثت ثورة في عام التكنولوجيا.

هدف المشروع:

التعرف إلى عملية البلورة وأهميتها في تنقية الماء.

مراحل المشروع:

أولاً: التخطيط:

1. التعرف إلى عملية البلورة، وأهميتها في تنقية منتجات التفاعل.
2. التعرف إلى شروط البلورة.
3. التعرف إلى عمليتي بلورة السكر وبلورة كلوريد الصوديوم (ملح الطعام).

ثانياً: التنفيذ:

- يتم توزيع الطلاب إلى ست مجموعات:
 - المجموعة الأولى: تبحث في طرق البلورة.
 - المجموعة الثانية: تبحث شروط البلورة.
 - المجموعة الثالثة: تبحث آلية البلورة.
 - المجموعة الرابعة: تبحث فوائد البلورة.
 - المجموعة الخامسة: تقوم بإجراء عملية البلورة للسكر (صناعة ما يسمى سكر نبات).
 - المجموعة السادسة: تقوم بإجراء عملية البلورة ملح كلوريد الصوديوم.
- يتم تبادل المعلومات بين المجموعات.

ثالثاً: التقويم:

مناقشة النتائج وإعداد تقرير شامل عن البلورة وأهميتها في تنقية الماء خلال مدة خمسة عشر يوماً.

أسئلة الوحدة الثالثة

أولاًً: املأ الفراغات بالكلمات المناسبة:

1. الرابطة المشتركة القطبية تنشأ بين مختلفتين في - - - - -.
2. عند ارتباط ذرتين برابطة تساندية فإن إدراهما تقدم زوجاً إلكترونياً - - - - - وتسمي - - - - - والأخر تقدم فارغ، وتسمي - - - - -.
3. تشکل رابطة من النوع - - - - - عن التداخل الجانبي للمحطات وهي - - - - - من الرابطة (σ).
4. مركبات لها الصيغة المجمّلة ذاتها، وتختلف بالصيغة نصف المنشورة أو التموضع في الفراغ، تسمى - - - - -.
5. الصيغة - - - - - توضح فقط أنواع وعدد ذرات كل عنصر في الجزيء.

ثانياً: اختر الإجابة الصحيحة لـ كل مما يأتي:

1. الرابطة المعدنية الأضعف تشکل في:



2. المحطان المُتداخِلان في تكوين الرابطة π بين ذري الكربون في جزيء الإيتلن (الإتن) C_2H_4 ، هما:
 $2p - s$.d $2p - 2p$.c $2p - sp^2$.b $sp - sp$.a

3. التصاوغ الذي يحدث عندما تكون للجزيئات الصيغة المجمّلة ذاتها، وتختلف بتوزيع ذرات الكربون يُسمى:
a. تصاوغ الموضع. b. تصاوغ الوظيفة. c. تصاوغ السلسلة. d. التصاوغ الفragي.

4. المركب الذي شكله الفragي هرمي مُثلثي من المركبات الآتية:



5. العنصر الذي يكون رابطة أيونية مع الأكسجين هو:
a. الفوسفور. b. الكبريت. c. المغنزيوم. d. البور.

6. الشكل الهندسي المتوقع للمركب PF_3 هو:
a. خطٌ. b. رباعي الوجه. c. هرمي مُثلثي. d. مرققي.

7. المركب الذي تتماسك جزيئاته بقوى تجاذب ثنائية القطب هو:
 Br_2 .d CO_2 .c $\text{CF}_3 - \text{CF}_3$.b CH_3COONa .a

8. المادة التي تنقل التيار الكهربائي من المواد الآتية هي:
a. مسحوق السكر. b. الشمع. c. محلول كبريتات الزنك. d. مسحوق الكبريت.

ثالثاً: أجب عن الأسئلة الآتية:

1. ما نوع التهجين في جزيء BCl_3 ؟ علمأً أن: ${}_{17}\text{Cl}$ ، ${}_5\text{B}$
2. حدد الشكل الهندسي لجزيء PH_3 ، علمأً أن: ${}_{15}\text{P}$ ، ${}_1\text{H}$
3. ما نوع الروابط ضمن جزيء CaCl_2 ؟ علمأً أن: ${}_{17}\text{Cl}$ ، ${}_{20}\text{Ca}$
4. إذا علمت أن كهرسلبية الهدروجين تساوي 2.2 وكهرسلبية الأكسجين 3.44، وأن ${}_1\text{H}$ ، ${}^8\text{O}$ والمطلوب:

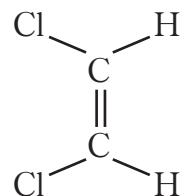
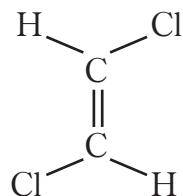
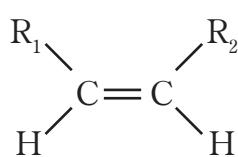
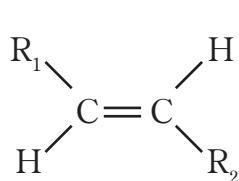
a. وضح بالحساب ما نوع الرابطة بين الهدروجين والأكسجين ضمن جزيء H_2O

b. ما نوع الروابط بين جزيئات الماء؟ وضح إجابتك باستخدام تمثيل لويس.

c. ما نوع الرابطة بين H_2O و H^+ ؟ وضح إجابتك باستخدام تمثيل لويس.

d. ارسم الشكل الفراغي لجزيء الماء.

5. حدد المتصاوغ المقرن والمفروق في كل مما يأتي:

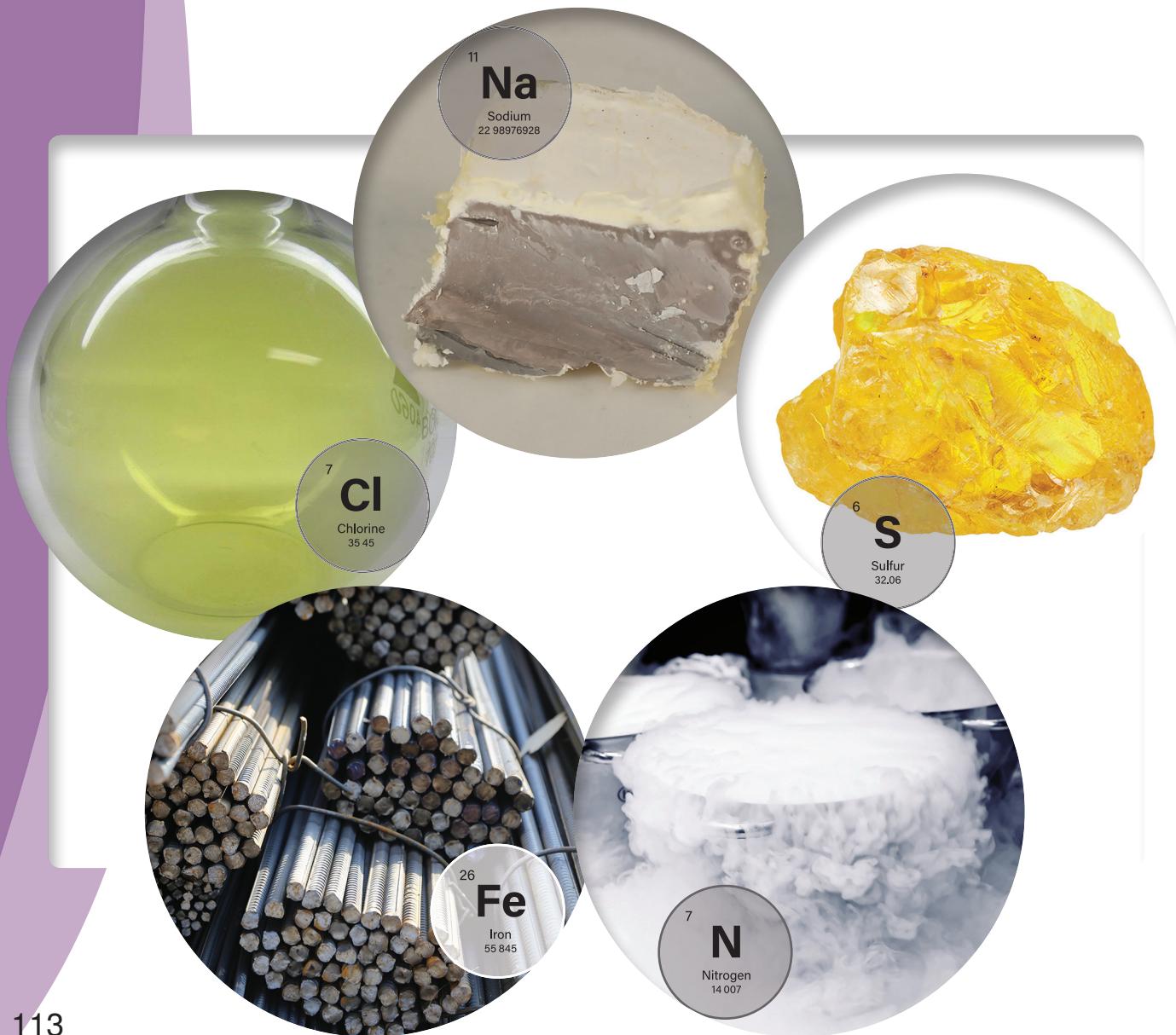


الوحدة الرابعة

كيمياء العناصر

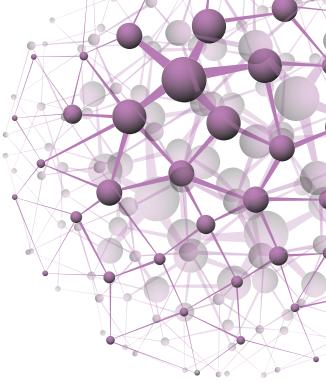
الأهداف العامة للوحدة :

- يتعرّفُ التوزُّع الإلكتروني لبعض عناصر فصائل الجدول الدوري.
- يتعرّفُ بعض الخصائص الفيزيائية للعناصر.
- يتعرّفُ طريقة تحضير بعض العناصر.
- يقوم بتجارب توضّح بعض تفاعلاتها الكيميائية.
- يتعرّفُ مركباتها وأهميتها في الحياة العملية.



١-٤

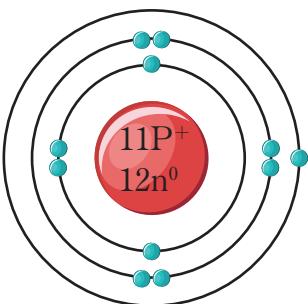
الصوديوم



الأهداف:

- * يتعرّفُ التوزّع الإلكتروني لذرة الصوديوم.
- * يتعرّفُ بعضِ الخصائص الفيزيائية للصوديوم.
- * يتعرّفُ طريقةً تحضير الصوديوم.
- * يقومُ بتجارب توضّح بعضِ تفاعلات الصوديوم الكيميائية.
- * يتعرّفُ مركبات الصوديوم وأهميتها في الحياة العملية.

نضع كمية من ماء البحر في حوض على الشاطئ، ونتركها عدّة أيامٍ في فصل الصيف. ماذا تتوقعُ أن يحدث؟ يتبخّر الماء، ونحصلُ على مادةٍ بيضاء اللون، تتكونُ من عدّة أملاحٍ أهمّها ملح الطعام NaCl ، وهو من المركبات الشائعة الاستعمال في حياتنا اليومية.



الرمز الكيميائي: Na

العدد الذري: 11

العدد الكتلي: 23

1	H	2.20
3	Li	0.98
11	Na	0.93
19	K	0.82
37	Rb	0.82
55	Cs	0.79
87	Fr	0.70

وجوده في الطبيعة

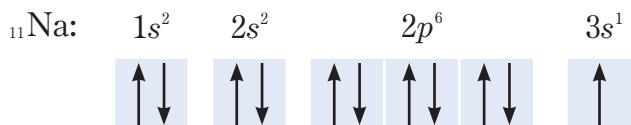
الصوديوم عنصرٌ نشيطٌ كيميائياً، لا يوجد حرّاً في الطبيعة، وإنما يوجد على شكل مركباتٍ، أشهرُها: كلوريد الصوديوم، وكربونات الصوديوم، ونترات الصوديوم.

موقعه في الجدول الدوري

نشاط (1):

أتأملُ الشكل المُحاور، الذي مثّل مقطعاً من الجدول الدوري، ثم أحبّ عن الأسئلة الآتية:

1. أكتب التوزع الإلكتروني لعنصر الصوديوم.
 2. أحدد موقعه في الجدول الدوري.
 3. أحدد تكافؤه؟

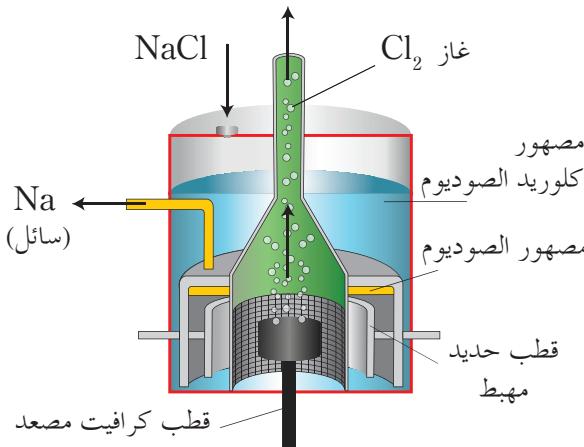


سويات الطاقة الرئيسية التي تشغّلها إلكترونات ذرة الصوديوم هي: ثلاثة سويات طاقة رئيسة K, L, M .

- يقع في الدور الثالث، والفصيلة الأولى IA وتسمى المعادن القلوية.
 - تكافؤه أحادي لأنّه يحوي إلكتروناً واحداً في سوية الطاقة الرئيسة السطحية، يفقده بسهولة مُتحولةً إلى أيون موجب Na^+ ، محققاً قاعدة الثمانية.

١-١ تَحْصِينُ الْمُبَدِّيَّاتِ:

يُحضر الصوديوم بعملية التحلل الكهربائي مصهور كلوريد الصوديوم NaCl باستخدام خلية داونز الموضحة في الشكل.



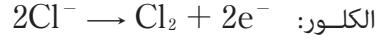
- عند إمداد تيار كهربائي على مصهور كلوريد الصوديوم:



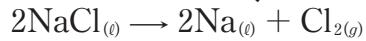
- تتجه أيونات الصوديوم نحو المهبط وترجع مكونةً مصهوراً الصوديوم:



- تتجه أيونات الكلور نحو المصعد وتتأكسد مكونةً غاز الكلور: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$



وجمع المُعادلات السابقة:

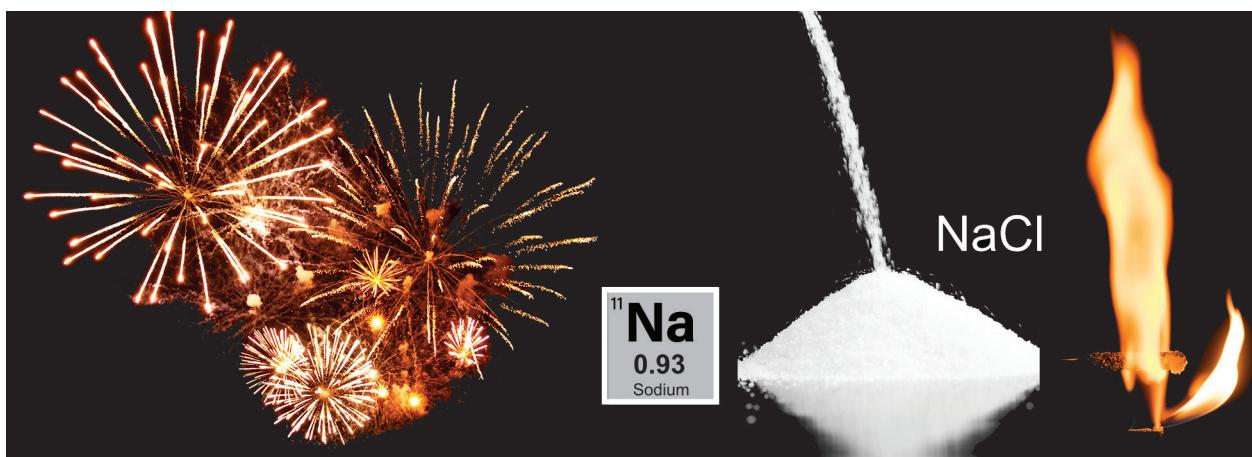


2-1 الخصائص الفيزيائية:

- الصوديوم معدن فضي براق، يفقد بريقه عندما يتعرض للهواء الجوي.
- معدن ليّن يسهل قطعه بالسكين.
- يلون اللهب باللون الأصفر.
- درجة انصهاره 98°C ودرجة غليانه 883°C .

3-1 الخصائص اليميائية:

يحفظ الصوديوم في أوعية محكمة الإغلاق تحوي الكيروسين، لأن الصوديوم لا يتفاعل مع الكيروسين الذي يمنع تفاعله مع الأكسجين وبخار الماء في الهواء الجوي.



أولاً: تفاعل الصوديوم مع الأكسجين:

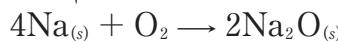
نشاط (2):

أدوات التجربة: قطعة صوديوم، ملقط، سكين، قفازات، نظارات واقية.

أمسك بملقط قطعة من الصوديوم، وأقطع بالسكين قطعة صغيرة منها، ماذا ألاحظ؟



- يزول البريق المعدني مكان القطع، بسبب تأكسد الصوديوم، وتشكل أكسيد الصوديوم وفق المعادلة:



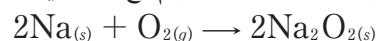
- يتَّصف أكسيد الصوديوم Na_2O بأنه لا يتفكّك بالحرارة، ينحل بالماء بسهولة مُشكلاً محلول هيدروكسيد الصوديوم



وفق المعادلة:

نشاط (3):

يتفاعل مصهور الصوديوم مع الأكسجين الجاف بشدّةٍ بلهي أصفر مكوناً فوق أكسيد الصوديوم، وفق المعادلة:



يُعد فوق أكسيد الصوديوم Na_2O_2 مُؤكِّداً قوياً، لأنَّه يتفكّك بالحرارة مُعطِّياً الأكسجين الفعال، وفق المعادلة:



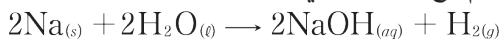
ثانياً: تفاعل الصوديوم مع الماء:

تجربة:



- نمسك بملقط قطعة صغيرة جداً من الصوديوم المحفوظ في الكيروسين، ونلقاها مُباشرة في الماء، ماذا نلاحظ؟

يتفاعل الصوديوم مع الماء بشدة في الدرجة العادمة من الحرارة:

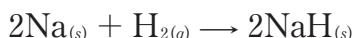


إثراء:

يرجع انفجار الصوديوم عند ملامسته للماء إلى التناافر بين الأيونات الموجبة التي تتكون نتيجة فقد إلكترون عند ملامسة الماء للصوديوم، وهذا على عكس الاعتقاد السائد بأن الانفجار يحدث نتيجة تكون هيدروكسيد الصوديوم والهdroجين.

ثالثاً: تفاعل الصوديوم مع الهdroجين:

يُهرّر تيار من غاز الهdroجين على مصهور الصوديوم ملء كافية، فينتج مركب بلوري يُدعى هيدريد الصوديوم:



نشاط (4):

حد العنصر المؤكسد والعنصر المرجع في التفاعل السابق.

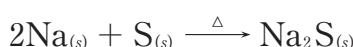
إضاعة

الهدرادات: مركبات أيونية، تنتج عن تفاعل المعادن القلوية مع الهdroجين، ويكون الهdroجين فيها أيوناً سالباً.

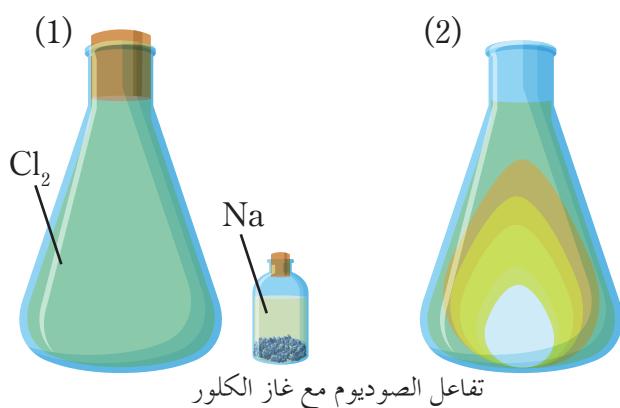
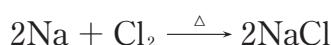
رابعاً: تفاعل الصوديوم مع اللامعادن:

يتحدد الصوديوم مع كثير من اللامعادن، في درجات الحرارة المرتفعة.

- يتفاعل الصوديوم مع الكبريت بالتسخين مشكلاً كبريتيد الصوديوم، وفق المعادلة:

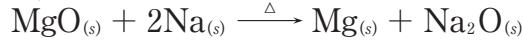


- يتفاعل الصوديوم مع الكلور مشكلاً كلوريد الصوديوم، وفق المعادلة:



خامساً: قدرة الصوديوم الإرجاعية:

يُعد الصوديوم مرجعاً قوياً لأنّه يقع في مركز متقدّم في سلسلة الإزاحة، ويستخدم في استخلاص بعض المعادن (التعدين)، ولاسيما التي لا يمكن إرجاع مركباتها بالكربون، يُرجع الصوديوم بالتسخين أكسيد المغنيزيوم:



4-1 استخدامات مركبات الصوديوم:

تستخدم مركبات الصوديوم في مجالات متعددة في الصناعة منها:

1. إنتاج الكثير من المواد الكيميائية.
2. صناعة الصابون والزجاج.
3. صناعة مصايب بخار الصوديوم.
4. معالجة بعض المواد العضوية المستخدمة في صناعة كلّ من الورق، الحرير الصناعي، المنسوجات، الأدوية، وغيرها.

تعلّمت

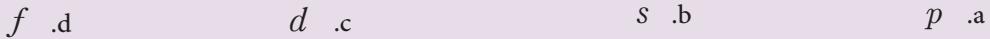
- الصوديوم معدن نشيط كيميائياً، لا يوجد حُرّاً في الطبيعة.
- يحضر الصوديوم في الصناعة من التحلل الكهربائي لمصهور كلوريدي الصوديوم.
- يحفظ الصوديوم في أوعية تحوي الكريوسين، ويجب أن تكون مُحكمة الإغلاق.
- يتفاعل الصوديوم مع الأكسجين ويشكّل أكسيد الصوديوم.
- يتفاعل مصهور الصوديوم مع الأكسجين ويشكّل فوق أكسيد الصوديوم.
- يتفاعل الصوديوم مع الماء ويشكّل هيدروكسيد الصوديوم.
- يتفاعل الصوديوم مع الالمعادن ويشكّل المركبات المُؤافقة.
- يُرجع الصوديوم بالتسخين أكسيد المعادن.
- تُستخدم مركبات الصوديوم في مجالات متعددة في الصناعة.
- المعادن القلوية لها قدرة على تشكيّل أكسيدات ذات صفات أساسية قوية.

أختبر نفسك



أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. الإلكترون الذي يشغل سوية الطاقة السطحية في ذرة الصوديوم، يكون في المدار:



2. يتفاعل مصهور الصوديوم مع الأكسجين الجاف وينتج:



3. عند تحضير الصوديوم بعملية التحلل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم:

- a. يتآكسد الصوديوم ويرجع الكلور.

- b. يُرجَع الصوديوم ويتأكسد الكلور.

- c. يتجمّع الصوديوم عند المتصعد.

- d. ينطلق الكلور على المهبّط.

ثانياً: أعطِ تفسيراً علمياً لكلّ ممّا يأتي:

1. يحفظ معدن الصوديوم في أوعية تحوي الكيروسين مُحكمة الإغلاق.

2. لا يوجد عنصر الصوديوم حراً في الطبيعة.

3. ينصح باستخدام ملقط ملمس قطعة الصوديوم في المختبر.

4. يُعد الصوديوم مرجعاً قوياً.

5. يستعمل الماء الأكسجيني في التعقيم.

ثالثاً: قارن بين أكسيد الصوديوم وفوق أكسيد الصوديوم من حيث الثبات الحراري.

رابعاً: حل المسألة الآتية:

سخن مزيج من أكسيد المغنيزيوم والصوديوم كتلته 4.3 g بمعرض عن الهواء إلى درجة حرارة مناسبة، فإذا علمت أنه لم يبق شيء من الصوديوم أو أكسيد المغنيزيوم في نهاية التفاعل. المطلوب:

1. اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن التفاعل الحاصل.

2. احسب كتلة كل من الصوديوم، وأكسيد المغنيزيوم في المزيج.

3. احسب كتلة المغنيزيوم الناتج. (Mg:24 ، O:16 ، Na:23)

تفكير ناقد

يستعمل فوق أكسيد الصوديوم في تنقية جو الغواصات من غاز ثانوي أكسيد الكربون.

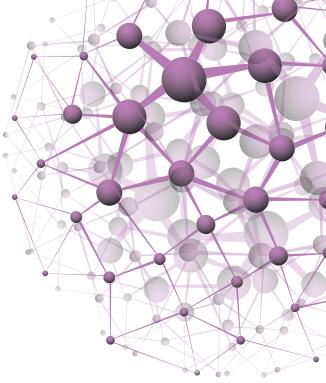
أبحث أكثر



1. يستعمل هدروكسيد الصوديوم في صناعة الصابون والمنظفات. اكتب موضوعاً توضّح فيه ذلك مُستعيناً بمكتبة المدرسة والشّابكة.
2. يتميّز هدروكسيد الصوديوم بانخفاض درجة انصهاره (318°C)، بينما درجة انصهار كلوريد الصوديوم (801°C)، ومع ذلك يُحَضَّر الصوديوم بالتحلل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم، وليس من مصهور هدروكسيد الصوديوم، ابحث في ذلك مُستعيناً بمكتبة المدرسة والشّابكة.

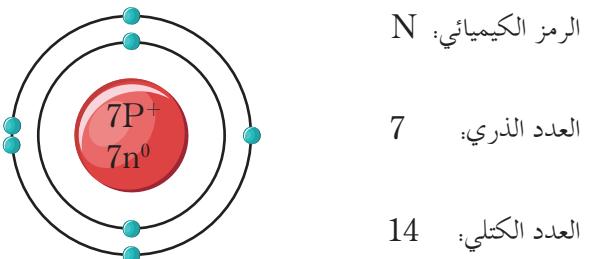
2-4

النتروجين



الأهداف:

- * يتعرّف التوزُّع الإلكتروني لذرة النتروجين.
- * يتعرّف بعض الخصائص الفيزيائية للنتروجين.
- * يقوم بتحضير النتروجين.
- * يقوم بتجربة توضُّح بعض الخاصيَّات الكيميائية للنتروجين.
- * يتعرّف بعض مركبات النتروجين وأهميتها في الحياة العملية.



يُعدُّ غازُ النتروجين من مُكوِّنات الهواء الجوي، ويُشكِّلُ أربعَ خماسَ حجمَ الهواء، وهو من الغازات الضرورية للكائنات الحية.

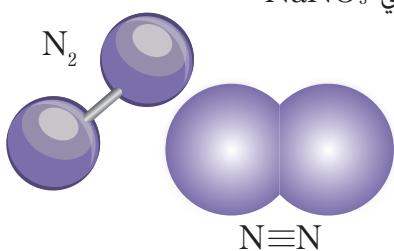
وَجْهُهُ فِي الطَّبِيعَةِ

أينَ يوجَدُ النتروجين فِي الطَّبِيعَة؟

يوجُدُ النتروجين فِي حالَتِهِ الغازية عَلَى هَيَّةِ جَزِيئَاتِ N_2 فِي الهَوَاءِ الجَوِيِّ، ويُشكِّلُ ما يَقْارُبُ 78% مِنْ حَجمِ الهَوَاءِ.

يوجُدُ النتروجين فِي القَشْرَةِ الْأَرْضِيَّةِ عَلَى شَكْلِ مَرْكَبَاتِ أَهْمُّهَا: نَتَرَاتِ الصُّودِيُّومِ أَوْ نَتَرَاتِ الشِّيلِيِّ $NaNO_3$

7	N	3.04
15	P	2.19
33	As	2.18
51	Sb	2.05
83	Bi	1.9
115	Mc	



موقعه في الجدول الدوري

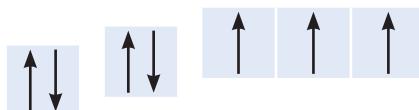
نشاط (1)

أتأمل الشكل المجاور الذي يمثل جزءاً من الجدول الدوري، ثم أجيئُ عن الأسئلة الآتية:

١. أكتب التوزع الإلكتروني لعنصر النتروجين.
 ٢. أحدد موقعه في الجدول الدوري.
 ٣. أحدد تكافؤه؟

1	I A							18	VIIIA	
H Hydrogen 1/108	2	IIA						He Helium 4/602602		
Li Lithium 6/64	Be Beryllium 9/320303			5	III A	13	IV A	15	VA	
Na Sodium 11/22.989676828	Mg Magnesium 12/24.305		3	IIIB	B Boron 10/10	C Carbon 12/20	N Nitrogen 14/14.007	O Oxygen 16/16.99	F Fluorine 17/18.998402163	
K Potassium 19/39.0983	Ca Calcium 20/40.078	Sc Scandium 21/44.959808		12	IIB	13	Al Aluminum 13/26.9815385	14	Si Silicon 14/28.085	
Rb Rubidium 37/85.4678	Sr Strontium 38/87.62	Y Yttrium 39/88.90584			Zn Zinc 30/65.39	31	Ga Gallium 31/69.723	32	Ge Germanium 32/72.030	
Cs Caesium 55/132.9045198	Ba Barium 56/137.327	La Lanthanum 57/138.911.1			Cd Cadmium 48/112.414	49	In Indium 50/114.818	50	Tin Antimony 51/119.110	
Fr Francium (233)	Ra Radium (226)	Ac Actinium (1.1)			80	Hg Mercury 81/204.592	82	Tl Thallium 83/204.938	Pb Lead 84/207.2	
						112	Cn Copernicium (285)	113	Nh Nihonium (286)	
							114	Fl Flerovium (289)	115	Mc Moscovium (289)
							116	Lv Livermorium (290)	117	Ts Tennessee (294)
									118	Og Oganesson (294)

- يحوي 5 إلكترونات في السوية السطحية، تكافؤه ثلاثي في معظم مركباته، يميل لتكوين روابط مشتركة وروابط أيونية.
 - يقع التتروجين في الدور الثاني، في الفصيلة الخامسة 5A.
 - التوزُّع الإلكتروني للنتروجين:

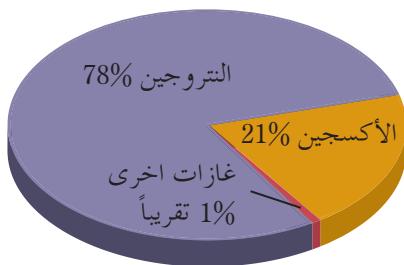


١-٢ تَحْضِيرُ خَازِنِ النَّبَوَجِينَ

أولاً: في المختبر (من الهواء الجوي)

نشاط (2):

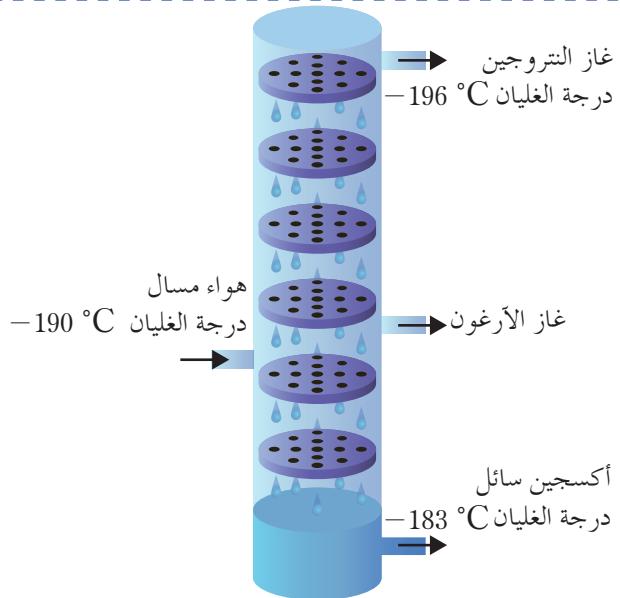
- الشكل (1): نسب الغازات في الغلاف الجوي



- يتم تخلص الهواء من أكسجينه، وذلك بتنكيس وعاء فوق شمعة مُشتعلة في حوض من الماء.

بعد انطفاء الشمعة يبقى النتروجين مع قليلٍ من غاز ثانوي أكسيد الكربون - الناتج عن الاحتراق، والذي ينحلُّ قسمٌ منه في الماء، بالإضافة لنسبة ضئيلةٍ من الغازات النبيلة.

ثانياً: في الصناعة



الشكل (2): التقطير الجزئي للهواء المُسال

- يُحضر غاز النتروجين بكميات تجارية بالتقطير التجزيئي للهواء المُسال. كما في الشكل (2).

- يُترك الهواء المُسال ليتبخر تدريجياً، فيبدأ النتروجين بالغليان قبل الأكسجين.

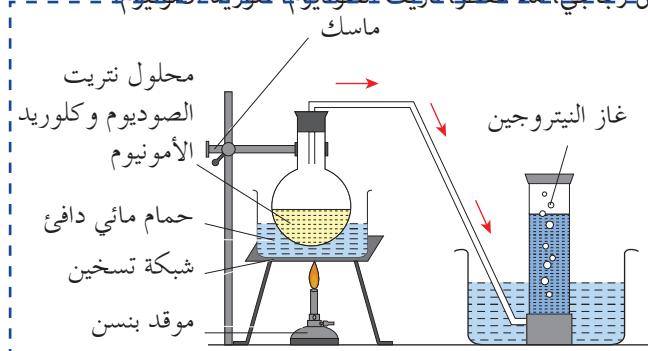
ثالثاً: بالتفكك الحراري لنتрит الأمونيوم

تجربة:

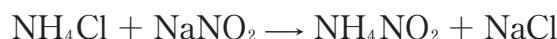
المواد والأدوات:

أنبوب اختبار، كأس زجاجي، دورق، موقد بنزن، أنبوب توصيل، حوض زجاجي، ماء مقطّع، نتрит الصوديوم، كلوريد الأمونيوم.

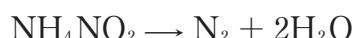
خطوات العمل:



- أركب الجهاز المبين في الشكل.
- أمزج كمية من نتрит الصوديوم الصلب مع كمية من كلوريد الأمونيوم الصلب في كأس زجاجي.
- أضيف للمزيج ماء مقطّراً.
- أغلق الدورق بإحكام وأسخن الدورق، ماذالاحظ؟
- لاحظ ظهور فقاعات غازية تجتمع في الأنبوب المنحس.
- أكتب معادلة التفاعل الحاصل.



بما أن مركب نتрит الأمونيوم قليل الثبات في الدرجة العاديّة من الحرارة، يتفكّك وفق المعادلة:



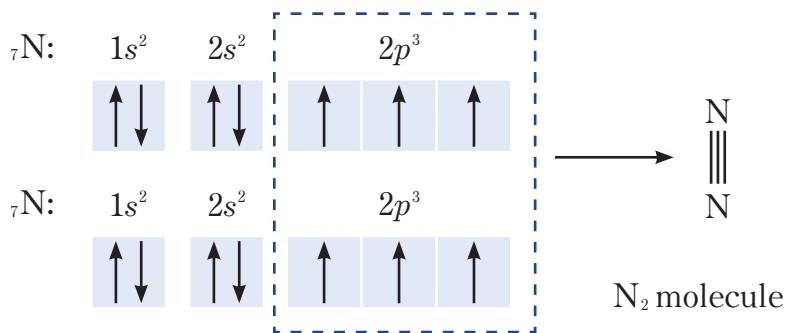
2-2 الخصائص الفيزيائية

- النتروجين غاز عديم اللون والطعم والرائحة.
- قليل الانحلال في الماء.
- كتلته الحجمية (1.2 g.L^{-1}).
- غير سام ولا يصلح للتنفس.
- يتميّز بصعوبة تحت الضغط الجوي، وذلك بتبريده إلى درجة حرارة منخفضة (-196°C).
- يتجمد سائله عند الدرجة (-214°C).



يعود التقارب في درجات التمّيّز والتجمّد للنتروجين إلى ضعف قوى الربط بين الجزيئات. (قوى فاندرفالس)

3-2 الخصائص الكيميائية



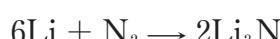
غاز النتروجين خامل كيميائياً في الشروط العاديّة، بسبب قوّة الرابطة المشتركة في جزيء النتروجين $\text{N} \equiv \text{N}$ وتزايد فعاليته بارتفاع درجة الحرارة.

إثراء:

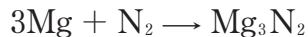
إن الطاقة اللازمة لتفكيك الرابطة الثلاثية في (1mol) من جزيء النتروجين ($225 \text{ kcal.mol}^{-1}$)، وهذه الطاقة كبيرة نسبياً، وعليه لا يحدث التفكك الحراري لجزيئات النتروجين N_2 إلا بعد التسخين الشديد جداً عند درجة أعلى من (3000°K).

أولاً: اتحاد النتروجين مع المعادن:

- يتحد النتروجين مع المعادن بدرجات حرارة تختلف حسب نشاط المعادن.
 - يتحد النتروجين مع الليثيوم بسهولة في درجة الحرارة العاديّة، ويُعطي نتيريد الليثيوم وفق المعادلة:



- يتحدد التروجين مع المغنيزيوم عند تسخينه إلى درجة الاحمرار، ويعطي نتيد المغنيزيوم:

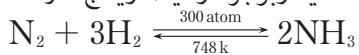


نشاط (3)

يحتاج المغنيزيوم لحرارة أكبر من الليثيوم عند تفاعل كلّ منهما مع غاز التروجين.

ثانياً: اتحاد التروجين مع الهdroجين:

يتحدد الهdroجين مع التروجين بالضغط والحرارة العالية وبوجود وسيط، وينتج غاز النشادر ذو الرائحة النفاذة، وفق المعادلة:



ثالثاً: اتحاد التروجين مع الأكسجين:

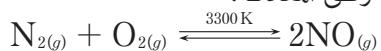
أفكُر وأجيِّبُ:

كيف يتحوّل غاز التروجين الموجود في الهواء الجوي إلى مركبات نتروجين، تصل إلى التربة؟

- يتشكل حمض الآزوت كما يأتي:

- يتحدد أكسجين الهواء مع التروجين عند حدوث البرق، الذي يؤمّن الطاقة

الالزمة لحدوثه وفق المعادلة:



- وجود كمية كافية من الأكسجين يُنتج ثانوي أكسيد التروجين ذا اللون النارنجي، وفق المعادلة:



- يذوب NO_2 الناتج في ماء المطر مُعطِّياً حمض الآزوت، وفق المعادلة:



- يتفاعل حمض الآزوت مع بعض مكوّنات التربة مشكلاً مركبات التروجين.

4-2 أَهْمَّ مَكَانِ النَّتْرُوجِينِ وَاسْتِعْمَالُهَا

استعمالاته	المركب
تحضير حمض الأزوت، وصناعة المُنظَّفات المنزليَّة، والصبغات، والنَّايلون، والمُتفجَّرات.	النشادر NH_3
صناعة الأسمدة.	نترات الأمونيوم NH_4NO_3
صناعة الأسمدة.	كبريتات الأمونيوم $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
صناعة الأدوية، والنَّايلون، والمُتفجَّرات.	حمض الأزوت HNO_3

إثراء:

يُستعمل النتروجين المُسال في حفظ أعضاء الجسم كقرنية العين وغيرها.

تعلَّمت

- يُوجَدُ النتروجين في الهواء الجوي بِنسبة 78% من الهواء الجوي، لكنَّه غير سام ولا يصلح للتنفس.
- يقُعُ النتروجين في الدور الثاني والفصيلة الخامسة في جدول التصنيف الدوري.
- يُحَضِّر غاز النتروجين بالتقطير التجزيئي للهواء المُسيَّل.
- يعتَبر غاز النتروجين خاماً في درجة الحرارة العاديَّة، ويُعودُ ذلك إلى قوَّة الرابطة المُشتركة الثلاثيَّة في جزيء N_2 .
- يتَّحدُ النتروجين مع المعادن بدرجات حرارة مُختلفة ليكُونَ نتریدات المعادن.
- يتَّحدُ النتروجين مع الهدروجين بالضغط والحرارة العاليَّة ليكُونَ النشادر.
- يتَّحدُ النتروجين مع الأكسجين في الدرجات العاليَّة من الحرارة، ليكُونَ أكسيد النتروجين.

أختبر نفسك



أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لـ لكـلـ مـمـا يـأـتـي:

1. يتـحدـدـ النـتـرـوجـينـ معـ بـعـضـ المـعـادـنـ مـعـطـيـاـ مـرـكـبـاتـ:

- a. النـتـرـاتـ
- b. النـتـرـوـ
- c. النـتـرـيدـاتـ
- d. النـتـرـيتـ

2. تـكـافـؤـ النـتـرـوجـينـ فيـ مـعـظـمـ مـرـكـبـاتـهـ:

- a. 3 فـقطـ
- b. 4 فـقطـ
- c. 4,3
- d. 5,4,3

3. يـقـعـ النـتـرـوجـينـ فيـ الجـدـولـ الدـورـيـ فيـ الفـصـيـلةـ الرـئـيـسـيـةـ:

- a. الثـامـنةـ
- b. الـخـامـسـةـ
- c. الـثـالـثـةـ
- d. الـأـولـىـ

4. صـيـغـةـ نـتـرـيدـ الصـودـيـوـمـ:



5. عـنـدـ اـتـحـادـ النـتـرـوجـينـ مـعـ الـمـعـادـنـ الـقـلـوـيـةـ تـتـشـكـلـ رـابـطـةـ:

- a. مـشـتـرـكـةـ فـقطـ
- b. مـشـتـرـكـةـ أـوـ أـيـوـنـيـةـ
- c. أـيـوـنـيـةـ فـقطـ
- d. تـسـانـدـيـةـ فـقطـ

6. تـحـويـ جـمـيعـ عـنـاصـرـ فـصـيـلةـ النـتـرـوجـينـ فيـ طـبـقـتـهـ السـطـحـيـةـ عـلـىـ:

- a. 5 إـلـكـتروـنـاتـ
- b. إـلـكـتروـنـيـنـ
- c. 3 إـلـكـتروـنـاتـ
- d. إـلـكـتروـنـ

ثـانـيـاـ: أـعـطـ تـفـسـيرـاـ عـلـمـيـاـ لـكـلـ مـمـا يـأـتـيـ:

1. الـخـمـولـ الـكـيـمـيـائـيـ لـغـازـ النـتـرـوجـينـ.

2. يـسـعـمـلـ غـازـ النـتـرـوجـينـ فيـ مـلـءـ بـعـضـ أـنـوـاعـ الـمـصـابـحـ الـكـهـرـبـائـيةـ.

ثـالـثـاـ: حلـ المسـأـلةـ الـآـتـيـةـ:

لـتـحـضـيرـ غـازـ النـتـرـوجـينـ نـمـرـجـ عـيـنـةـ كـتـلـتـهاـ 2 g مـنـ كـلـورـيدـ الـأـمـونـيـوـمـ التـجـارـيـ مـعـ نـتـرـيتـ الصـودـيـوـمـ، فـيـنـطـلـقـ غـازـ حـجمـهـ 0.448 L مقـاسـاـ فيـ الشـرـطـيـنـ النـظـاميـنـ. المـطلـوبـ:

1. اـكـتـبـ مـعـادـلـاتـ تـحـضـيرـ النـتـرـوجـينـ الـحـاـصـلـةـ.
2. اـحـسـبـ كـتـلـةـ كـلـورـيدـ الـأـمـونـيـوـمـ الـقـيـةـ فـيـ الـعـيـنـةـ.
3. اـحـسـبـ النـسـبـةـ الـمـئـوـيـةـ لـلـشـوـائـبـ فـيـ الـعـيـنـةـ.
4. اـحـسـبـ عـدـدـ مـوـلـاتـ نـتـرـيتـ الصـودـيـوـمـ الـلـازـمـةـ لـلـتـفـاعـلـ.

(N:14 , Cl:35.5 , O:16 , H:1 , Na:23)

تفكير ناقد



يسـاـهـمـ غـازـ NOـ فـيـ تـشـكـلـ الـأـمـطـارـ الـحـامـضـيـةـ.

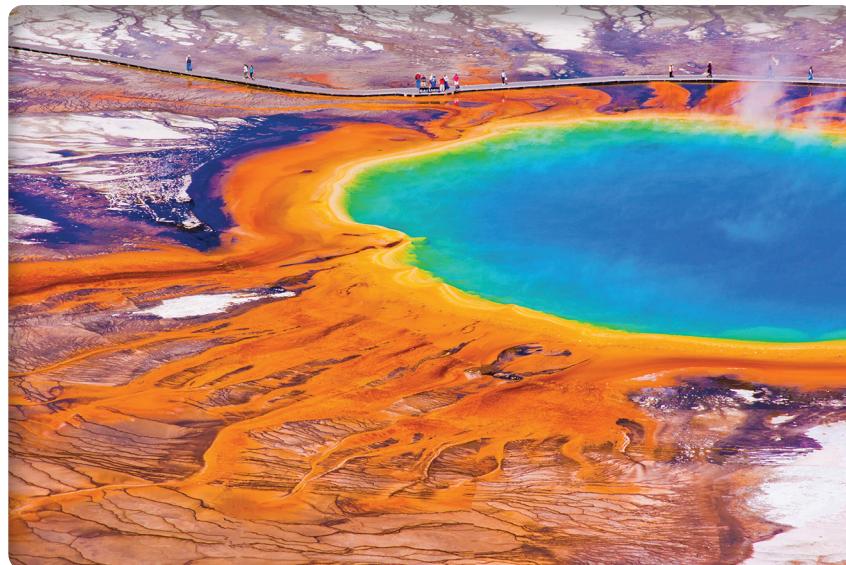
أبحث أكثر



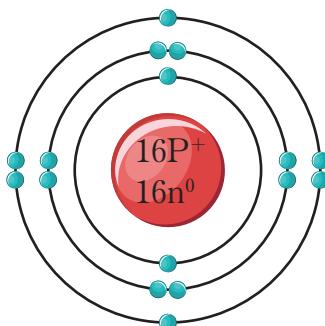
لـنـتـرـوجـينـ السـائـلـ اـسـتـعـمـالـاتـ عـدـيدـةـ، اـبـحـثـ فـيـ ذـلـكـ مـسـتـيـعـنـاـ بـمـكـتبـةـ الـمـدـرـسـةـ وـالـشـابـكـةـ.

الكبريت

3-4



تُعدُّ البراكين من المصادر الطبيعية للكبريت، ويوجد في بعض الينابيع ذات المياه الدافئة التي يستحمُّ بها الناس لِمُعالجة بعض الأمراض.



الرمز الكيميائي: S

العدد الذري: 16

العدد الكتلي: 32

أين يَوجُدُ الكبريت في الطبيعة؟ ما أهميَّته لِلْكائنات الحية؟

وَجُودُهُ فِي الطَّبِيعَةِ

تحوي القشرة الأرضية على الكبريت بِنَسْبَةٍ تصلُّ إلى 0.01% من كتلتها، يوجدُ في الطبيعة حُرَّاً على شكل رواسب قريبة من سطح الأرض، أو يكون مُنْحِداً مع عناصر أخرى مُكوّناً مركباتاً أهمُّها كبريتيد الرصاص PbS، وكبريتيد الزنك ZnS، أو كبريتيد النحاس CuS، وكبريتات الكالسيوم CaSO₄ وغيرها. وتُعدُّ الغازات المُنْطَلِقة من البراكين مصدراً طبيعياً للكبريت.

الأهداف:

- * يتعرّفُ التوزُّع الإلكتروني لذرة الكبريت.
- * يتعرّفُ بعض الخصائص الفيزيائية للكبريت.
- * يتعرّفُ طريقي استحصلال الكبريت.
- * يتعرّفُ أشكال الكبريت التآصلية.
- * يقوم بتجارب توضّح بعض الخصائص الكيميائية للكبريت.
- * يتعرّفُ بعض مركبات الكبريت وأهميَّتها في الحياة العملية.

كبيريت النحاس CuS



كبيريت الرصاص PbS



كبيريتات الكالسيوم CaSO4



موقع الكبريت في الجدول الدوري

نشاط (1):

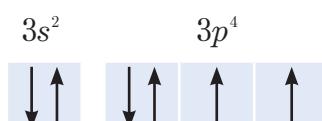
أتأمل الشكل المجاور الذي يمثل مقطعاً من الجدول الدوري. ثم أجيئُ عن الأسئلة الآتية:

1	IA						18	VIIA													
1	H						2	He													
Hydrogen 1.008							Helium 4.002602														
3	Li	4	Be				5	B	6	C	7	N	8	O	9	F	10	Ne			
Lithium 6.94		Beryllium 12.011					Boron 10.81	Carbon 12.011	Nitrogen 14.007	Oxygen 15.999			Fluorine 19.00040383				Neon 20.1797				
11	Na	12	Mg				13	Al	14	Si	15	P	16	S	17	Cl	18	Ar			
Sodium 22.98979292		Magnesium 24.305					Aluminum 26.9815385	Silicon 28.085	Phosphorus 30.973761998	Sulfur 32.06	Arsenic 74.921195		Sulfur 32.06	Chlorine 35.45			Argon 36.948				
19	K	20	Ca	21	Sc		30	Zn	31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br	36	Kr	
Potassium 39.0983		Calcium 40.078		Scandium 44.959008			Zinc 65.38	Gallium 69.723	Germanium 72.630	Arsenic 74.921195			Selenium 75.971				Bromine 79.904		Krypton 83.788		
37	Rb	38	Sr	39	Y		48	Cd	49	In	50	Sn	51	Sb	52	Te	53	I	54	Xe	
Rubidium 85.4678		Stron튬 87.620		Yttrium 88.9014			Cadmium 112.414	Indium 114.818	Tin 118.70	Antimony 121.765			Tellurium 123.803				Iodine 126.90447		Xenon 131.309		
55	Cs	56	Ba	57	La	1.1	80	Hg	81	Tl	82	Pb	83	Bi	84	Po	85	At	86	Rn	
Caesium 132.9044996		Barium 137.327					Mercury 200.592	Thallium 204.28	Lead 204.22	Bismuth 209.98040			Polyonium (209)				Astatine (210)		Radon (222)		
87	Fr	88	Ra	89	Ac	1.1	112	Cn	113	Nh	114	Fl	115	Mc	116	Lv	117	Ts	118	Og	
Francium (223)		Radium (226)					Copernicium (285)	Nihonium (286)	Flerovium (289)	Moscovium (289)			Livermorium (293)				Tennessee (294)		Oganesson (294)		

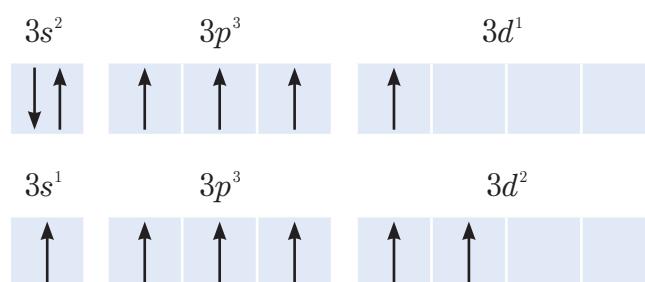


- التوزُّع الإلكتروني لذرة الكبريت:

$16 \text{S}: 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \quad 3p^4$



وعند إثارة ذرة الكبريت يصبح التوزُّع الإلكتروني للطبقة السطحية كما يأتي:



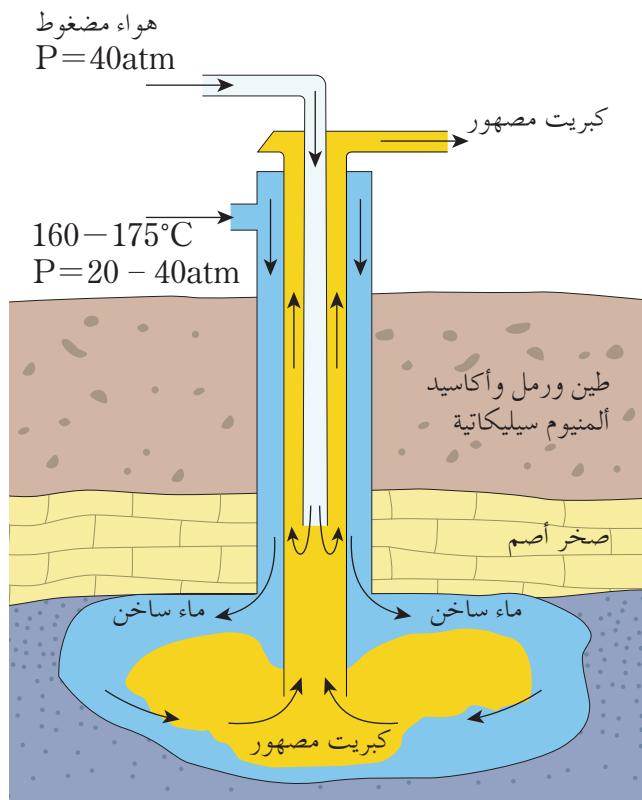
أُستنجد:

يقع الكبريت في الدور الثالث والفصيلة السادسة VIA، ويُعد لا معدن. يحوي 6 إلكترونات في سويته السطحية، وتكافئه ثنائياً في معظم مركباته. يمكن أن تساهم ذرة الكبريت بـ (6, 4, 2) إلكترون، لتشكل روابط أيونية أو مشتركة أو تساندية، في مركبات الكبريت.

نظائر الكبريت	$^{33}_{16}\text{S}$	$^{32}_{16}\text{S}$
نظائر الكبريت	$^{36}_{16}\text{S}$	$^{34}_{16}\text{S}$

1-3 استعمال الكبريت

نشاط (2):



يُسْتَحْصَلُ الْكَبِيرِيتُ مِنْ مَصَادِرِ الطَّبِيعَةِ، بِإِحْدَى الْطَّرِيقَتَيْنِ الْآتَيَتَيْنِ:

1. طريقة فراش:

تعتمد على حفر بئر يصل إلى الطبقات الغنية بالكبريت الحار، يتم صهره في مكان وجوده باستخدام بخار الماء المضغوط، ومن ثم دفعه مصهوراً إلى سطح الأرض باستخدام الهواء المضغوط. كما في الشكل المجاور.

2. طريقة كلاوس:

تعتمد على استخلاص الكبريت في مصافي النفط.

عبر خطوتين:

الخطوة الأولى: هدرجة مركبات الكبريت العضوية (مثل التيولات) الموجود في المشتقات النفطية لإنتاج كبريتيد الهdroجين H_2S .

الخطوة الثانية: حرق كبريتيد الهdroجين بوجود الأكسجين:



2-3 الخصائص الفيزيائية

تجربة:

المواد والأدوات:

قطعة كبريت، بطارية، أسلاك توصيل، مصباح كهربائي، قاطعة، مطرقة.

خطوات العمل:



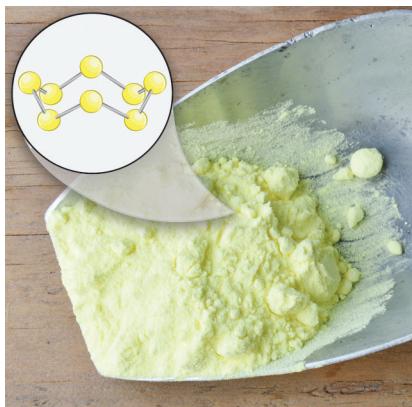
1. أصفُ الخصائص الفيزيائية لقطعة الكبريت: الحالة الفيزيائية، اللون، واللمعان.
2. أختبر الناقلة الكهربائية لل الكبريت بجعل قطعة الكبريت جزءاً من دارة الكهربائية مغلقة.
3. أختبر قابلية القطعة للطرق والسحب.
4. أضع قطعة كبريت في ماء مُقطر، وأخرى في التولوين، ماذالاحظ؟
5. أسجل النتائج في الجدول الآتي:

الحالة الفيزيائية	اللون	اللمعان	الناقلة الكهربائية	قابلية الطرق والسحب	الذوبان في الماء	الذوبان في التولوين

أستنتج:

إنَّ الكبريت الحُرِّ النقي، مادة بلورية صفراء اللُّون، رديء النقل للكهرباء، وغير قابل للطرق والسحب، لا يذوب في الماء، لكنه يذوب في التولوين.

3-3 التآصل في الكبريت



للكبريت صورٌ بنويةٌ مُتعَددة (التآصل)، لكُل منها خاصيَّاتٌ فيزيائيةٌ مُميزة، يعودُ إلى عواملٍ مُخْتَلِفةٍ تؤثِّرُ في الترتيب الهندسي لجزيئاته S_8 ، كدرجة الحرارة أو المُذَبَّيات لبلوراته وغيرها.

أجريْ بُ وأستنتاجُ:

المواد والأدوات:

زهر الكبريت، جفنة خزفية، موقد بنزن، حامل أنابيب زجاجية، أوعية زجاجية، ماء، تولوين، ثنائي كبريتيد الكربون.

1-3-3 الكبريت المتبلور، له شكلان:

أولاً: الكبريت المعيني:

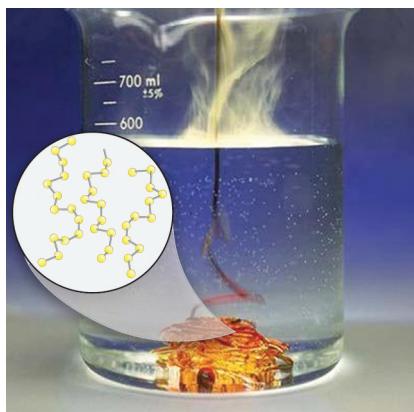
نشاط (3):



كبيريت معيني



كبيريت موشورى



كبيريت غير متبلور

1-3-3 الكبريت غير المتبلور، يُقسم إلى:

ثانياً: الكبريت المنشوري:

نشاط (4):

- أصهِرْ كمِيَّةً من زهر الكبريت في جفنة.

- أتركُها تبرُدُ تدريجيًّا حتَّى تتجمَّدَ جزئيًّا.

- أسكُبُ باقي السائل، ماذا لاحظ؟

• يتَشَكَّلُ على جدار الوعاء بلوراتٍ إبرَّية، لونُها أصفر باهتٌ تسمَّى الكبريت المنشوري.

2-3-3 الكبريت غير المتبلور، يُقسَّم إلى:

أولاً: الكبريت المطاط:

نشاط (5):

- أسخنْ زهرَ الكبريت في جفنة حتى الغليان.

- أسكُبُ السائل تدريجيًّا في ماءٍ بارد، ماذا لاحظ؟

• يتجمَّدُ على شكل كتلة مطاطية لونُها بنَّيَّ.

ثانياً: الكبريت المُرسَّب:

• ينتُجُ هذا الكبريت عن بعض التفاعلات الكيميائية، يتَرَسَّبُ بشكل غير متبلور.

4-3 الخصائص الكيميائية

الكبريت عنصر نشط كيميائياً، يدخل في كثير من التفاعلات الكيميائية، فيتحدد مع معظم العناصر اتحاداً مباشراً عند درجات حرارة مُناسبة.

أجري وأستنتج:
المواد والأدوات:

زهر الكبريت، موقد بنزن، ماء، ورق عباد الشمس، جفنة خزفية، شريط مغذيوم، برادة حديد، أنابيب اختبار، حمض الكبريت المركّز، برمغنتات البوتاسيوم، جفنة لها غطاء.

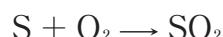
نشاط (6): تفاعل الكبريت مع الأكسجين

خطوات العمل:



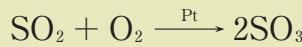
اللهم الأزرق المصاحب لحرق الكبريت

- أضْعِ كمِيَّةً قليلة من زهر الكبريت في جفنة.
- أَسْخُنْ الجفنة بحذْرٍ حتى يبدأ الغاز بالتصاعد.
- أَعْرُضْ ورقة عباد الشمس المبللة بماء للغاز المنطلق، ماذا ألاحظ؟
 - يحتقُرُ الكبريت بأكسجين الهواء بهبِ أزرق ساطع، وينطلق غاز يلوونُ ورقة عباد الشمس باللون الأحمر.
- أكتب المعادلة المعبرة عن التفاعل الحاصل بالمعادلة:

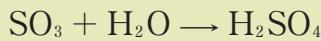


تحضير حمض الكبريت:

- يتَكَسَّد SO_2 بوجود وسيط مُناسِب (أسفنج البلاتين، أو خماسي أكسيد الفاناديوم) مُكوّناً أكسيد ثلاثي الكبريت، وفق المعادلة:

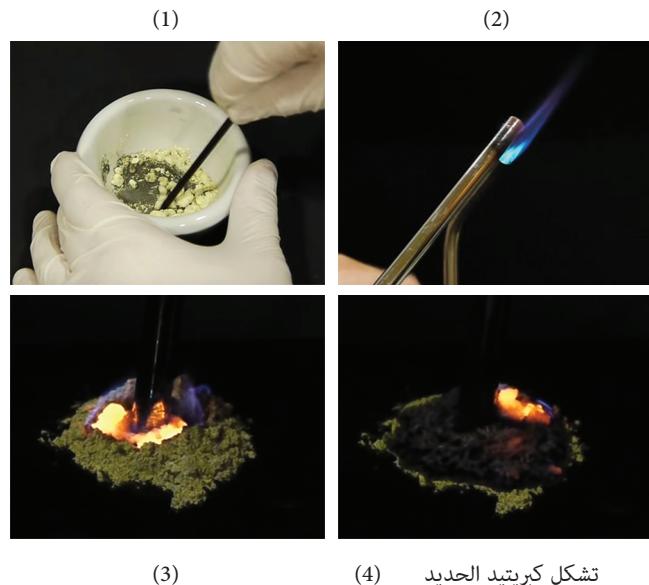


- يَتَحَدُّثُ ثالثي أكسيد الكبريت بشدّة مع الماء، مُكوّناً حمض الكبريت، ومُطلقاً كمِيَّةً كبيرة من الحرارة، وفق المعادلة:



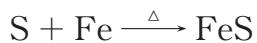
نشاط (7): تفاعل الكبريت مع المعادن

- أخلط كمِيَّةً من زهر الكبريت مع برادة الحديد في جفنة.
- أَسْخُنْ شريطًا من الحديد، وأدخله مباشراً في الخليط، ماذا ألاحظ؟



تشكل كبريتيد الحديد

يتَّحدُ الكبريت مع الحديد مُكوًناً كبريتيد الحديد II، وفق المعادلة:



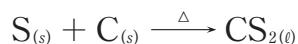
نتيجة:

يتَّحدُ الكبريت بالحرارة مع جميع المعادن باستثناء الذهب والبلاatin ويُشكّل كبريتيد المعدن.

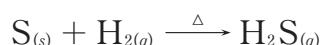
نشاط (8):

ثالثاً: تفاعل الكبريت مع اللامعادن:

- أخلطْ كمِيَّةً من زهر الكبريت مع مسحوق الفحم في جفنة.
- أغطي الجفنة، وأسخنُها، ماذا لاحظ؟
- يتَّحدُ الكبريتُ مع الكربون مُكوًناً ثنائياً كبريتيد الكربون السائل (سام، سريع الاشتعال، يُستعمل محلاً في المختبرات الكيميائية)، وفق المعادلة:



- يتَّحدُ الكبريتُ بالحرارة مع الهdroجين مُكوًناً غازَ كبريتيد الهdroجين، وفق المعادلة:



نتيجة:

يتَّحدُ الكبريتُ بالحرارة مع كثير من اللامعادن كالهdroجين والكربون والفوسفور، مُكوًناً كبريتيد اللامعدن.



ينحلُّ غازُ كبريتيد الهdroجين $H_2S_{(g)}$ في الماء مُعطِيًّا حمضاً ضعيفاً، يسمى كبريتيد الهdroجين.

نشاط (9):

رابعاً: الخاصية الإرجاعية للكبريت:



- أضع كمية من زهر الكبريت في أنبوب اختبار.
- أضيف فوقها كمية من حمض الكبريت المُرْكَب، وأسخن بطفف، ماذالاحظ؟
- أعرض ورقة ترشيح مبللة بمحلول برمونغات البوتاسيوم للغاز المُنطِلق، ماذالاحظ؟
- يرجع الكبريت حمض الكبريت إلى غاز ثانوي أكسيد الكبريت، وفق المعادلة:

$$\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 3\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
- يزول اللون البنفسجي للورقة المبللة ببرمنغات البوتاسيوم. دلالة على انطلاق
 $\text{SO}_{2(g)}$. غاز

5-3 استعمالات الكبريت

للكبريت عدّة استعمالاتٍ نذكر منها:

- صناعة حمض الكبريت اللازم للصناعات الكيميائية المختلفة كصناعة الأسمدة وغيرها.
- صناعة ثاني أكسيد الكبريت الذي يستعمل في تبييض الأقمشة الحريرية.
- صناعة أغواد الشتاپ.
- تحسين خصائص المطاط ليصبح أكثر قساوةً (فلكتنة المطاط).
- تركيب بعض الأدوية الجلدية.



- يوجد الكبريت حُرّاً، أو مُتحداً مع بعض العناصر، مكوناً مركبات أهمها: كبريتيد الرصاص PbS ، كبريتيد الزنك ZnS ، كبريتيد النحاس CuS ، كبريات الكالسيوم (الجبس) CaSO_4 وغيرها.
- يقع الكبريت في الفصيلة السادسة والدور الثالث في جدول التصنيف الدوري.
- للكبريت أشكالٌ تآصلية (صور بنوية) متعددة لكل منها خاصياته الفيزيائية المميزة، تدعى هذه الظاهرة (التآصل).
- يحترق الكبريت بلهبٍ أزرق، ينتج ثنائي أكسيد الكبريت، كما يتتحد مع المعادن مكوناً كبريتيد المعادن عند التسخين.
- يتتحد الكبريت بالحرارة مع جميع المعادن باستثناء الذهب والبلاتين، ويشغل كبريتيد المعادن.
- يتتحد الكبريت بالحرارة مع كثير من الامعادن كالهdroجين والكربون والفوسفور، مكوناً كبريتيد الامعادن.
- للكبريت خاصية إرجاعية.
- للكبريت مركبات أهمها حمض الكبريت، كبريتيد الهdroجين، وأكسيد الكبريت.

أختبر نفسك



أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لـكل ممّا يأتي:

1. تكافؤ الكبريت في معظم مركباته:
 - a. 4
 - b. 2
 - c. 6 فقط
 - d. 4 فقط
2. يتتحد الكبريت مع بعض المعادن مشكلاً:
 - a. كبريتيدات المعادن.
 - b. إلكترون واحد
 - c. أربعة إلكترونات
 - d. كبريات المعادن.
3. تحوي ذرة الكبريت في السوية الطاقية السطحية على:
 - a. إلكترون واحد
 - b. أربعة إلكترونات
 - c. ستة إلكترونات
 - d. إلكترونين
4. يحترق كبريتيد الهdroجين بوجود الأكسجين، ينتج بخار الماء و:
 - a. SO_2
 - b. S
 - c. SO_3
 - d. H_2SO_3

ثانياً: أعط تفسيراً علمياً لـكل ممّا يأتي:

1. يُعدُّ الكبريت من العناصر المرجحة القوية.
2. يُسْتَعْمَلُ الكبريت في صناعة الإطارات المطاطية.
3. للكبريت أشكالٌ بنوية (تأصلية) متعددة.

ثالثاً: حل المسألتين الآتيتين:

المسألة الأولى:

نحرق كمية 16 g من الكبريت النقي بأكسجين الهواء، وينطلق غاز يلوون ورقة عباد الشمس باللون الأحمر. المطلوب:

1. اكتب المعادلة المعتبرة عن التفاعل الحاصل.

2. احسب حجم الغاز المنطلق مقاساً في الشرطين النظاميين.

3. احسب حجم الهواء اللازم ل الاحتراق مقاساً في الشرطين النظاميين. (S:32 ، O:16)

المسألة الثانية:

نُعامل سبيكة من الحديد والنحاس كتلتها 5 g بحمض الكبريت المُمدَّد، فينطلق غاز حجمه 1.12 L في الشرطين النظاميين.

المطلوب:

1. احسب كتلة كل من الحديد والنحاس في السبيكة.

2. احسب النسبة المئوية لمكونات السبيكة. (Fe:56 , Cu:63.5 , H:1 , S:32 , O:16)

تفكير ناقد

1. للكبريت أشكال بنية مُتعددة، كيف تثبت أنها تمثل عنصراً واحداً، على الرغم من اختلاف أشكالها؟

2. يُستعمل غاز ثانوي أكسيد الكبريت المذاب بالماء لقصر ألوان المواد عند صناعة الورق.

أبحث أكثر



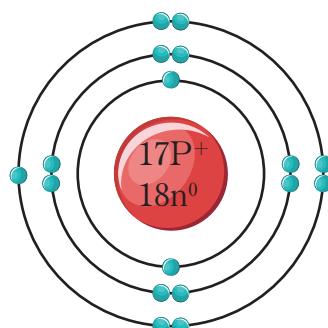
يدخل حمض الكبريت في كثير من الصناعات، اكتب موضوعاً في ذلك مُستعيناً بمكتبة المدرسة والشاككة.

الكلور

4-4



- * يتعرّفُ التوزُّع الإلكتروني لذرة الكلور.
- * يتعرّفُ بعضُ الخصائص الفيزيائية للكلور.
- * يتعرّفُ بعض طرائق تحضير الكلور.
- * يقوم بتجاربٍ توضّح بعضَ الخصائص الكيميائية للكلور.
- * يتعرّفُ بعضَ مركبات الكلور وأهميتها في الحياة العملية.



الرمز الكيميائي: Cl

العدد الذري: 17

العدد الكتلي: 35

أينَ يوجدُ الكلور في الطبيعة؟
ما أهميّته بالنسبة للكائنات الحية؟



تُستعملُ المنظفات في حياتنا اليومية،
فهل يدخلُ الكلور في تركيبها الكيميائي؟

وجوده في الطبيعة

9	F	3.98
17	Cl	3.16
35	Br	2.96
53	I	2.66
85	At	2.2

لا يوجد الكلور حُرّاً في الطبيعة، لأنّه نشيطٌ كيميائياً. أشهرُ مركباته: كلوري드 الصوديوم NaCl ، كلوريد البوتاسيوم KCl ، وكلوري드 المغنيزيوم MgCl_2 ، يوجد بعضها على شكل صخور رسوبية، أو محللة في مياه البحار.

موقعه في الجدول الدوري

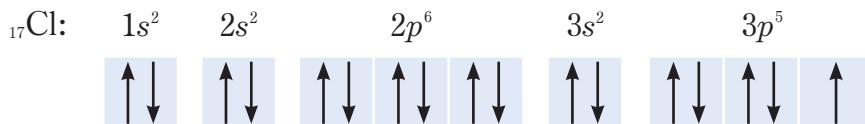
نشاط (1):

أتأملُ الشكل المجاور الذي يمثل مقطع من الجدول الدوري، ثم أجيّب عن الأسئلة الآتية:

1 IA	1 H Hydrogen 1.008	2 IIA	3 IIIA	4 IVA	5 VA	6 VIA	7 VIIA	18 VIII A	
3 IA	3 Li Lithium 6.94	4 IIA	4 Be Beryllium 8.01931	5 IIIA	5 B Boron 10.82	6 IVA	6 C Carbon 12.011	7 VA	7 N Nitrogen 14.007
11 IA	11 Na Sodium 22.9897028	12 IIA	12 Mg Magnesium 24.305	13 IIIA	13 Al Aluminum 26.981388	14 IVA	14 Si Silicon 28.085	15 VA	15 P Phosphorus 30.973761998
19 IA	19 K Potassium 39.0983	20 IIA	20 Ca Calcium 40.078	21 IIIA	21 Sc Scandium 44.955908	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.923	32 Ge Germanium 72.630	33 As Arsenic 75.00
37 IA	37 Rb Rubidium 85.4678	38 IIA	38 Sr Strontium 87.62	39 IIIA	39 Y Yttrium 88.90584	48 Cd Cadmium 112.414	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.769
55 IA	55 Cs Caesium 132.9045906	56 IIA	56 Ba Barium 137.327	57 IIIA	57 La 1.1	80 Hg Mercury 200.5982	81 Tl Thallium 204.38	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98040
87 IA	87 Fr Francium (223)	88 IIA	88 Ra Radium (226)	89 IIIA	89 Ac 1.1	112 Cn Copernicium (285)	113 Nh Nhonium (286)	114 Fl Florium (289)	115 Mc Moscovium (289)

- أكتب التوزُّع الإلكتروني لعنصر الكلور.
- أحدُّ موقعه في الجدول الدوري.
- أحدُ تكافؤه.

- التوزُّع الإلكتروني لذرة الكلور ${}_{17}\text{Cl}$: ${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \quad 3p^5$
- وبطريقة المربّعات والأسهم:



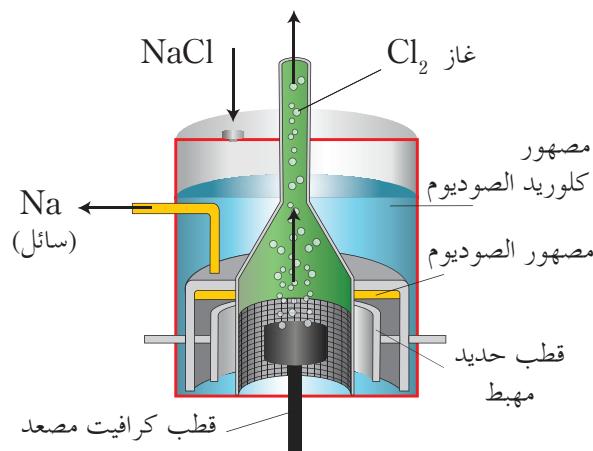
- يَقُوَّ الكلور في الدور الثالث، الفصيلة السابعة VIIA فصيلة الالتوجينات.
- يميل الكلور إلى اكتساب إلكترون بسهولةٍ مُتحوّلاً إلى أيون سالب Cl^- ، يكون تكافؤه أحاديّاً، مُحققاً القاعدة الشمانيّة.

نشاط (2):

يُعدُ الكلور مؤكسداً قويّاً، فسُر ذلك.

1-4 تَحْضِيرُ الْكُلُور

أولاً: في الصناعة:



يُحَضَّر بالتحلل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم، كما مر معنا في درس الصوديوم.

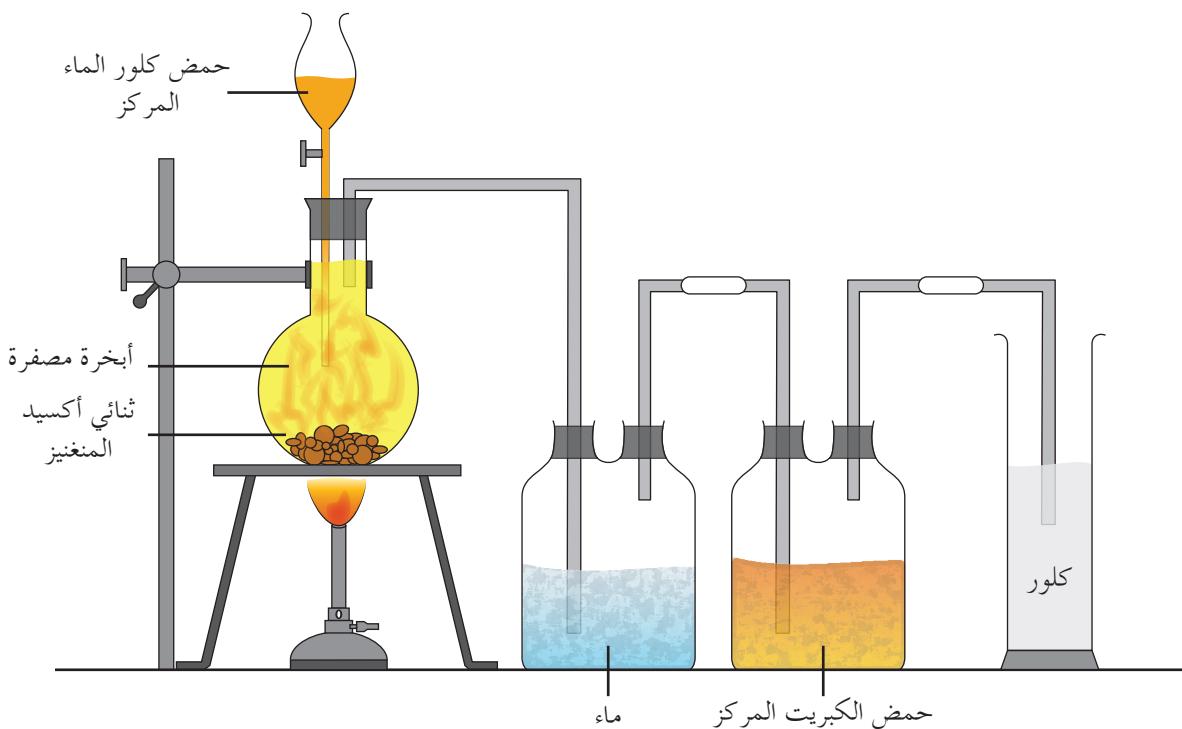
ثانياً: في المختبر:

المواد والأدوات:

ثنائي أكسيد المنغنيز، حمض كلور الماء المركز، حمض الكبريت المركز، ماء، موقد بنزن، أنابيب زجاجية، سداة مطاطية مثقبة، حوجلة زجاجية (بيركس)، أوعية وكؤوس زجاجية مناسبة، قمع زجاجي مزود بصنبور أو سحاحة، حامل معدني شاقولي مع حوامل أفقية. (كما في الشكل)

خطوات العمل:

- نُرْكِبُ الجهاز، ونضع المواد الازمة، كما في الشكل التالي.
- نُضِيفُ حمض كلور الماء تدريجياً.
- نُسخّن الدورق بلطفٍ، ماذا نلاحظ؟



• يتفاعل ثنائي أكسيد المغنيز مع حمض كلور المركّز، وتنطلق أبخرةً مصفرةً، تُمرر بوعاء يحوي الماء، ثم محلول حمض الكبريت المركّز، ويجمّع غاز الكلور المنطلق في أنابيب فوّهتها للأعلى. ويمكن تجميعه بأوعية مُحكمة الإغلاق ومناسبة، ليُستعمل في تجارب الخاصيّات الكيميائيّة.

- نكتب المعادلة الأيونية الممثّلة لتفاعل الحاصل:



• يُمرر غاز الكلور عبر الماء ومحلول حمض الكبريت المركّز، فسر ذلك.



2-4 الخaciّات الفيزيائیة

- لونه أصفر مُخضّر.

- أثقل من الهواء، لأنّ كثافته بالنسبة للهواء 3.17.

- رائحته واخزةٌ مُثيرّةٌ للسعال.

- يتميّز بسهولة بالضغط في درجة الحرارة العاديّة.

3-4 الخaciّات الكيميائية

أجريّ وأستنتج:
المواض والأدوات:

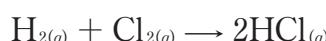
كمية من غاز الكلور، أنابيب زجاجية، وأوعية زجاجية عامة أو مُغطّاة بقطعة قماش سوداء، وأوعية زجاجية شفافة مناسبة، ماء مُقطّر، هdroوكسيد الصوديوم، مغنيزيوم، فوسفور، ألمنيوم، موقد بنزن.

تحذير:

معظم التجارب الواردة في هذا الدرس، بحاجة إلى عوامل أمانٍ مناسبة، ودقةٍ مُتناهية، ويصعب تنفيذها في المختبر المدرسي، لأنّها خطيرة، بسبب سمّية غاز الكلور.

أولاً: اتحاده مع الهdroجين:

يتّحد غاز الكلور مع غاز الهdroجين في درجة حرارة عالية مشكلاً غاز كلور الهdroجين، وفق المعادلة:



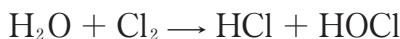
الرابطةُ بين الكلور والهdroجين شديدة القطبية، فيتآين غازُ كلور الهdroجين عند حلّه بالماء بتأثير قطبية الماء، مكوّناً محلولاً يسمى حمض كلور الماء.

ثانياً: تفاعله مع الماء:

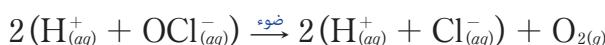
نشاط (3):

نمرٌ غاز الكلور في وعاء يحوي ماءً مقطّراً في الدرجة العادي من الحرارة بمعزل عن الضوء.
ماذالاحظ؟

- يتكون ماء الكلور (حمض كلور الماء، وحمض تحت الكلوري)، وفق المعادلة:



- يتفكّك حمض تحت الكلوري ($\text{H}_{(aq)}^+ + \text{OCl}_{(aq)}^-$) بوجود الضوء، وينطلق الأكسجين الفعال (O)، الذي سرعان ما يشكّل غاز الأكسجين، وفق المعادلة:



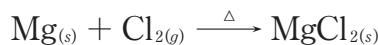
ثالثاً: تفاعله مع المعادن:

يتّحد غاز الكلور في درجات الحرارة المرتفعة مع معظم المعادن مشكلاً كلوريد المعادن.

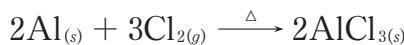
نشاط (4):

نمرٌ غاز الكلور المسخن على قطعة مغزنيوم، ماذا نلاحظ؟

- يتّحد الكلور مع المغزنيوم مشكلاً كلوريد المغزنيوم، وفق المعادلة الآتية:



- يتّحد الكلور مع الألミニوم، وفق المعادلة:



رابعاً: تفاعله مع اللامعادن:

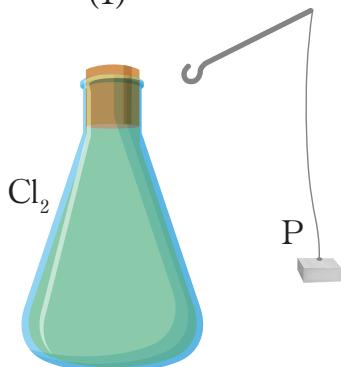
يتّحد غاز الكلور مع معظم اللامعادن بسرعة مكوناً كلوريد اللامعدن.

نشاط (5):

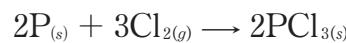
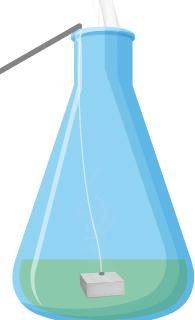
نُدخل قطعة فوسفور في حوجلة تحوي غاز الكلور المسخن، ماذا نلاحظ؟

- يتّحد الكلور مع الفوسفور مشكلاً كلوريد الفوسفور، (حسب كمية الكلور وشروط التفاعل)، وفق المعادلتين الآتىتين:

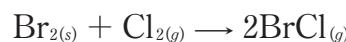
(1)



(2)



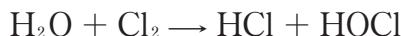
- يتّحد الكلور مع البروم، وفق المعادلة:



خامساً: تفاعل الكلور مع القلوبيات:

نشاط (6):

نُرسُلُ غاز الكلور في دورق يحوي محلول هيدروكسيد الصوديوم ملدةً كافية، نحصل على محلولٍ لونه ضاربٌ إلى الصفرة، تفوح منه رائحة الكلور، يُسمى ماء جافيل، مثل التفاعلات الحاصلة بالمعادلات الآتية:



بجمع المعادلات السابقة:



يُستخدم ماء جافيل ($\text{NaCl} + \text{NaOCl}$) في قصر المنسوجات القطنية، والتعقيم، وتنظيف الأرضيات وغيرها.

سادساً: تفاعل الكلور مع الأكسجين:

لا يتحدد الكلور مع الأكسجين مباشرةً (كبيبة الهالوجينات)، لذلك تُحضر مركباته بطريقة غير مباشرة.

4-4 استعمالات الكلور

للكلور استعمالاتٌ كثيرةٌ منها:

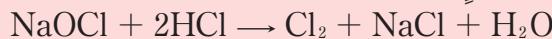
- في صناعة بعض العقاقير الطبية والمذيبات العضوية الصناعية، مثل رباعي كلور الكربون CCl_4 .
 - يستعمل الكلور في تعقيم مياه الشرب، وأحواض السباحة، وقصر المنسوجات (إزالة الألوان). فسر ذلك؟
- عند إمداد غاز الكلور في الماء، وبوجود الضوء، يتفاعل معه بسرعة، ويُنتج الأكسجين الذري (الفعال)، وفق التفاعل:



يتَّسُّ الأكسجين الفعال (الذري) بِأَنَّه فعالٌ جدًا، يقوم بإزالة الألوان النباتية (قصر الألوان)، وقتل الجراثيم (التعقيم).

إثراء:

تخلط بعض ربات البيوت ماء جافيل مع حمض كلور الماء، للاعتقاد بأنّ هذا سيجعل التنظيف أفضل، وهذا يمكن أن يسبِّب حالات اختناق بغاز الكلور الناتج عن تفاعلهما مع بعضهما بعضاً، وفق المعادلة:



تعلمت

- لا يوجد الكلور حرّاً في الطبيعة، لأنّه نشيطٌ كيميائياً.
- يقع الكلور في الفصيلة السابعة VIIA، والدور الثالث من الجدول الدوري.
- غاز الكلور رائحته واخذةٌ مُثيرةٌ للسعال.
- يُعدّ ماء الكلور مُؤكسداً قوياً قاصراً للألوان.
- يتّحد الكلور مع الهيدروجين في درجة حرارة عالية مُشكلاً غاز كلور الهيدروجين.
- يتّحد الكلور في درجات الحرارة المرتفعة مع معظم المعادن مُشكلاً كلوريدي المعادن.
- يتّحد الكلور مع معظم الامعادن بسرعة مُكوناً كلوريدي الامعادن.
- عندما ينحلّ غاز الكلور في محلول الصود الكاوي نحصل على محلولٍ لونه ضاربٌ إلى الصفرة تفوح منه رائحة الكلور يسمى ماء جافيل.

أختبر نفسك



أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ مما يأتي:

1. عدد الإلكترونات التي تَشغّل سوية الطاقة السطحية في ذرة الكلور يساوي:

7 .d

5 .c

3 .b

1 .a

2. يتّحد غاز الكلور مع الحديد بالحرارة وينتج:

FeCl_2 .d

FeCl_3 .c

Fe_2Cl .b

FeCl .a

3. عند إمداد غاز الكلور بمحلول الصود الكاوي نحصل على محلول:

d. ماء الكلور

c. رائق الكلس

b. الكلس القاصر

a. ماء جافيل

ثانياً: أعطِ تفسيراً علمياً لكُلّ مما يأتي:

1. ماء الكلور مادة قاصرة للألوان.

2. يُجمّع غاز الكلور في أنابيب اختبارٍ فوهتها نحو الأعلى.

ثالثاً: حل المسألتين الآتتين:

المسألة الأولى:

مزيجٌ من غازَيِّ الهيدروجين والكلور بنسبة تفاعلهما، يُسخّن لدرجة حرارةٍ مُناسبةٍ حتّى قام التفاعل، فيتشكل 4 mol من غاز كلور الهيدروجين.

المطلوب:

1. اكتب المعادلة الكيميائية المعبّرة عن التفاعل الحاصل.

2. احسب عدد مولات كلّ من الكلور والهيدروجين في المزيج.

3. احسب كتلة غاز كلوريدي الهيدروجين الناتج. (H:1 , Cl:35.5)

المسألة الثانية:

نريد تحضير 7.1 g من غاز الكلور في المختبر من تفاعل ثنائي أكسيد المنغنيز مع حمض كلور الاماء.

المطلوب:

1. كتابة المعادلة الكيميائية المعبّرة عن التفاعل الحاصل.
2. احسب كتلة ثنائي أكسيد المنغنيز اللازمة.
3. احسب عدد مولات حمض كلور الاماء المتفاعّل.
4. احسب حجم غاز الكلور الناتج مقاساً في الشرطين النظاميين. (Cl:35.5 , Mn:55 , O:16 , H:1)

تفكير ناقد

يُعدّ ماء الكلور مُؤكِسداً قوياً، فسر ذلك.

أبحث أكثر



يستعمل الكلور في قصر ألوان الملابس القطنية، ولا يستعمل في قصر الصوف والحرير الطبيعي.
اكتب موضوعاً توضّح فيه ذلك، مستعيناً بمكتبة المدرسة والشاككة.

الحديد

5-4

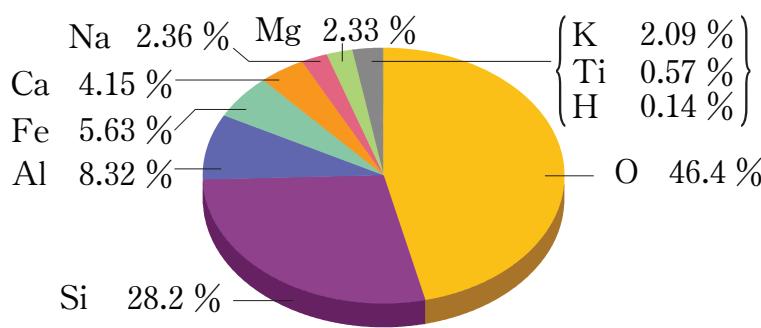


يعود اللون البني لوجود مركبات الحديد

يعتبر الحديد عصب الصناعات الثقيلة، ويأتي ترتيب الحديد الرابع من حيث الوفرة بين العناصر المعروفة في القشرة الأرضية بعد عناصر الأكسجين والسيликون والألمانيوم، يكون 6.3% من كتلة القشرة الأرضية وتزداد كميتها تدريجياً كلما اقتربنا من باطن الأرض، للحديد ومركباته أثر كبير في نشوء الحقل المغناطيسي الأرضي.
أين يوجد الحديد في الطبيعة؟ وما أشهر خاماته؟

وجوده في الطبيعة

يوجد الحديد في القشرة الأرضية على هيئة خامات طبيعية تحتوي على مختلف أكسيد الحديد، ويوجد الحديد بشكل حرّ في النيزاك 90%.



النسب المئوية للعناصر في القشرة الأرضية

الأهداف:

- * يتعرّف التوزُّع الإلكتروني لذرة الحديد.
- * يتعرّف بعض الخصائص الفيزيائية للحديد.
- * يتعرّف طرائق استحصلال الحديد.
- * يقوم بتجاربٍ توضّح بعض الخاصيات الكيميائية للحديد.
- * يتعرّف بعض مركبات الحديد وأهميتها في الحياة العملية.

ويوضح الجدول الآتي أهم خامات الحديد التي تستعمل في استحصاله.

الخام	الاسم الكيميائي	الصيغة الكيميائية	الخاصيات	نسبة الحديد في الخام
الهيمايت	أكسيد الحديد III	Fe_2O_3	لونه أحمر داكن، سهل الإرجاع	50 – 60%
الليمونيت	أكسيد الحديد المائي III	$2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$	أصفر اللون، سهل الإرجاع	20 – 60%
المغنتيت	أكسيد الحديد المغناطيسى	Fe_3O_4	أسود اللون، له خاصيات مغناطيسية	45 – 70%
السيليريت	كربونات الحديد II	FeCO_3	لونه رمادي مُصفَّر، سهل الإرجاع	30 – 42%



السيليريت



الهيمايت



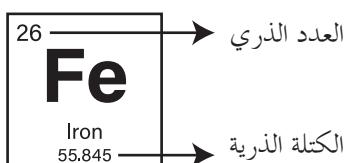
المغنتيت

موقعه في الجدول الدوري

نشاط (1):

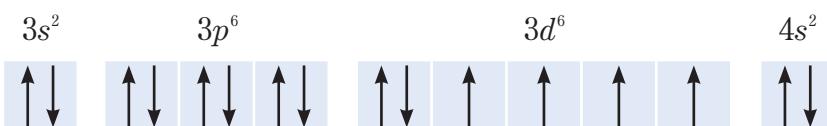
أتأملُ الشكل المجاور، الذي يمثلُ مقطعاً من الجدول الدوري، ثمَّ أجيِّبُ عن الأسئلة الآتية:

3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIB	11 IIB	12 IIB
Sc Scandium 44.95998	Ti Titanium 47.9827	V Vanadium 50.9415	Cr Chromium 51.9891	Mn Manganese 54.938044	Fe Iron 55.845	Co Cobalt 58.93194	Ni Nickel 58.9354	Cu Copper 63.546	Zn Zinc 65.38
Y Yttrium 88.90584	Zr Zirconium 91.224	Nb Niobium 92.90937	Mo Molybdenum 95.95	Tc Technetium (98)	Ru Ruthenium 101.07	Rh Rhodium 102.90555	Pd Palladium 106.42	Ag Silver 107.8682	Cd Cadmium 112.414
57 - 71 Lanthanoids	Hf Hafnium 178.49	Ta Tantalum 180.94768	W Tungsten 183.84	Re Rhenium 186.207	Os Osmium 190.23	Ir Iridium 192.217	Pt Platinum 195.054	Au Gold 196.96659	Hg Mercury 200.592
89 - 103 Actinoids	Rf Rutherfordium (261)	Db Dubnium (288)	Sg Seaborgium (289)	Bh Bohrium (209)	Hs Hassium (289)	Mt Meitnerium (288)	Ds Darmstadtium (281)	Rg Roentgenium (252)	Cn Copernicium (289)



• التوزُّع الإلكتروني لعنصر الحديد: $_{26}\text{Fe}: \underbrace{1s^2}_K \quad \underbrace{2s^2 2p^6}_L \quad \underbrace{3s^2 3p^6 3d^6}_M \quad \underbrace{4s^2}_N$

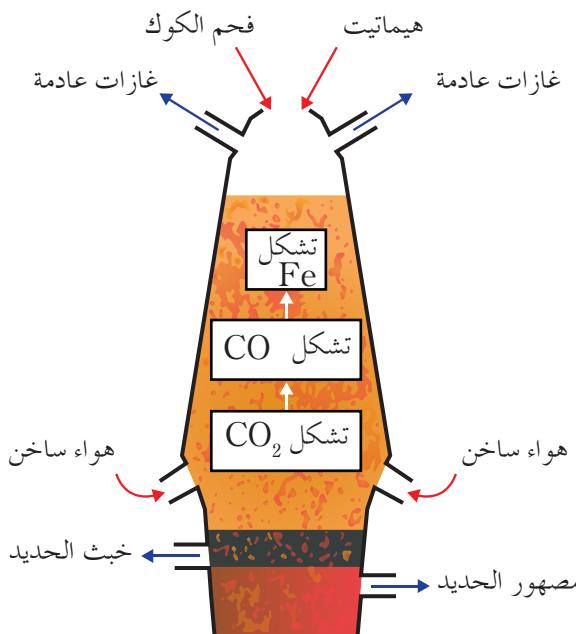
التوزُّع الإلكتروني في الطبقتين الأخيرتين:



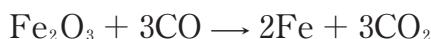
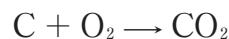
ويلاحظُ في هذا التوزُّع السوِيَّة الطاقية قبل الأخيرة $3d$ تحوي أربعة إلكترونات عزباء، تُضفي عليه خاصيَّة قابلية التمغُنط. يكون تكافؤ الحديد وفقاً لهذا التوزُّع 2 ، نتيجة فقد الزوج الإلكتروني $4s$ ، فتحوَّل الذرَّة إلى أيُون موجب Fe^{2+} ، ويمكن أن تفقد إلكتروناً آخر من الطبقة قبل الأخيرة $3d$ ، متحوَّلة إلى أيُون موجب Fe^{3+} ، ليصبح تكافؤ الحديد 3 .

1-5 استحصال الحديد

يتُم استحصال الحديد من فلزاته في الفرن العالي، كما في الشكل جانباً. كيف يتم ذلك؟
يتلخَّصُ استحصال الحديد:



- يُغذِّي الفرن بخامات الحديد وفحم الكوك من فوهة أعلى الفرن.
 - يمرُّ تيار من الهواء الساخن، من فتحاتٍ أسفل الفرن.
 - فُسخَنَ الفلزات المُختلفة للحديد، وتتحوَّلُ بكمالها إلى أكسيد الحديد Fe_2O_3 III، المسامي فيسهل إرجاعه.
 - يحترقُ فحم الكوك، فينتجُ CO_2 ، ويرجعُ باتجاهه مع كمية أخرى من فحم الكوك إلى CO .
 - يتفاعلُ أحادي أكسيد الكربون مع أكسيد الحديد III، ينتجُ الحديد.
- وفق المعادلات الآتية:



- يُؤخذ صهور الحديد من فوهة أسفل الفرن، يحوَّل 5% كربون، يُسمَّى الحديد الصبّ.
- تُؤخذ المخلفات الناتجة عن عملية الاستحصال (خبث الحديد) من فوهة أسفل الفرن.

2-5 الخصائص الفيزيائية

بِمَ يختلف الحديد اللين والفولاذ؟

ينتج الحديد اللين والهليوم الفولاذ من الحديد الصلب، بعد معالجته في أفران خاصة بالأكسجين أو الهواء لتخلصه من الشوائب والكربون.

القساوة والمتانة	قابلية السحب والتصفيف	قابلية التمغnet	اللون	نسبة الكربون	نوع الحديد
أقل قساوة	قابل للسحب بشكل جيد	يتmgnet بسهولة، مغnetته مؤقتة	أبيض رمادي لامع	أقل من 0.3%	الحديد اللين
أشد قساوة	أقل قابلية للسحب	مغnetته دائمة	فضي ضارب للزرقة	1.5%, 0.3%	الحديد الفولاذ

- تختلف خصائص الحديد الفيزيائية والأالية باختلاف نسبة الكربون فيه، واختلاف المعالجة الحرارية التي يخضع لها (الإحماء والإسقاء).

3-5 الخصائص الـلـيـمـيـاـئـيـة

أولاً: تأثير الأكسجين أو الهواء الجاف:

1. الهواء البارد: لا يتأثر الحديد في جو من الأكسجين أو الهواء الجاف في درجة الحرارة العادية.

2. الهواء الساخن:

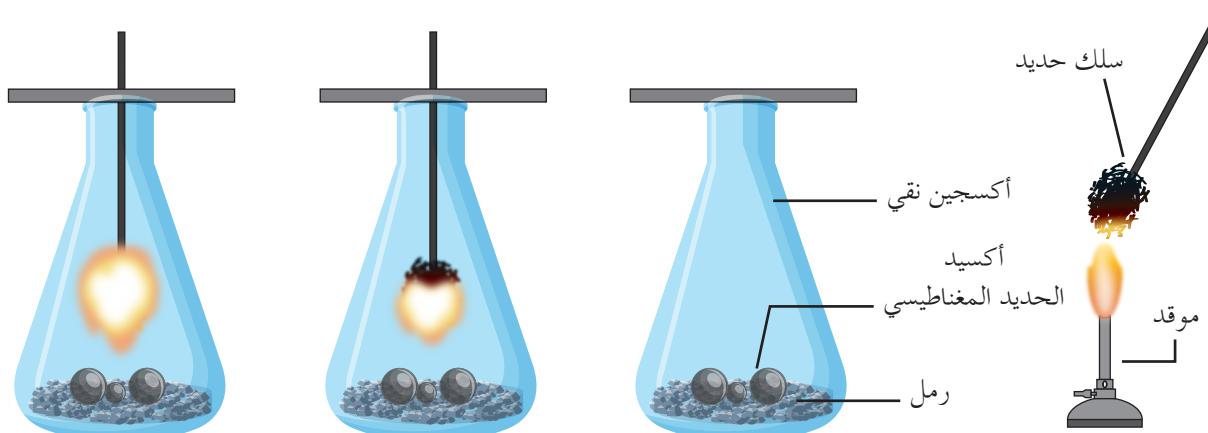
نشاط (2):

المواد والأدوات:

سلك من الحديد، دورق يحوي أكسجين، موقد بنزن.

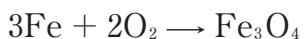
• أخْسُنْ سلك الحديد.

• أدخل سلك الحديد المسخن في الدورق الذي يحوي الأكسجين، ماذالاحظ؟



- يتوهج سلك الحديد، ويُخطى بطبقة قاتمة من أكسيد الحديد المغناطيسي الأسود.

- أكتب المعادلة المُمثلة للتفاعل الحاصل:



ملاحظة:

أكسيد الحديد المغناطيسي Fe_3O_4 مكون من: Fe_2O_3 وأكسيد الحديد III و FeO وأكسيد الحديد II.

ثانياً: تأثير الهواء الرطب:

نشاط (3):

- أترك قطعة من الحديد في جو من الهواء الرطب مدة طويلة، ماذا لاحظ؟

- تتشكل على الحديد طبقة بنية اللون، تسمى صدأ الحديد، وهي طبقة مسامية لا تحمي الحديد من استمرار التأكسد، لذلك يجب طلي الحديد بطبقة من الدهان لحمايته من الصدأ.

ثالثاً: تأثير بخار الماء:

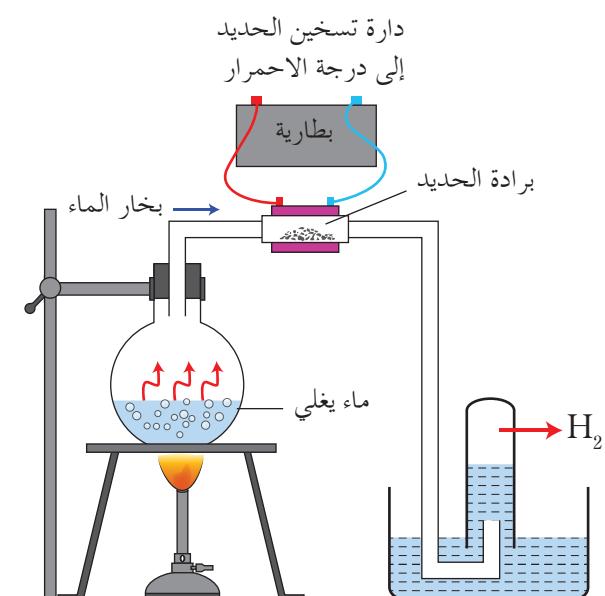
نشاط (4):

المواد والأدوات:

برادة حديدي، حوجلة، أنابيب زجاجية، دارة تسخين كهربائية، حوض زجاجي، موقد بنزين.

- أرّكب الجهاز الموضح في الصورة جانبًا.

• أسخن حوجلة الماء حتى انطلاق بخار الماء ومروره على برادة الحديد الساخنة. ماذا لاحظ؟



- يتتشكل أكسيد الحديد المغناطيسي، وينطلق غاز الهيدروجين، وفق المعادلة:

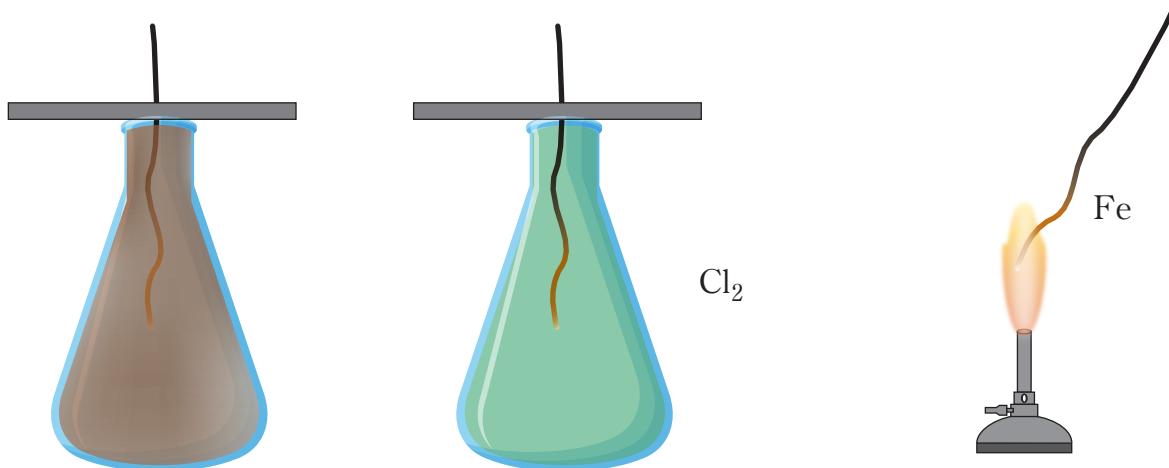
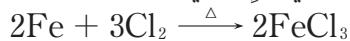


إثراء:

لمنع الصدأ يطلى الحديد عادةً بمعدن لا يتتأثر بالهواء الرطب، وينبع وصول الأكسجين إلى الحديد، مثل القصدير أو الكروم أو بدھان مسحوق الألمنيوم أو بدھان أكسيد الرصاص الأحمر أو (رباعي أكسيد ثلاثي الرصاص) Pb_3O_4 (الذى يُدعى بالزيركون أو السيلكون).

رابعاً: تفاعل الحديد مع الكلور:

في الشكل جانباً نسخن شريط من الحديد، ثم ندخله في إناء يحوي غاز الكلور فيتشكل كلوريد الحديد III، وفق المعادلة:



خامساً: تفاعل الحديد مع الحموض:

a. حمض كلور الماء:

نشاط (5):

- أضع في أنبوب الاختبار قليلاً من برادة الحديد، وأمسكه بالملقط.
- أضيف حوالي 4 ml من حمض كلور الماء الممدد. ماذا لاحظ؟
- يتفاعل حمض كلور الماء مع الحديد، ويصبح لون محلول أخضر فاتحاً، بسبب تكون كلوريد الحديد II.



ملاحظة:

- يكون تكافؤ الحديد عند تفاعله مع غاز الكلور ثلثياً، لأن الكلور مُؤكسد قوي، بينما يكون تكافؤ الحديد ثنائياً في تفاعله مع حمض كلور الماء.
- لون محلول أيون Fe^{2+} أخضر، بينما لون أيون Fe^{3+} بني فاتح.

b. حمض الكبريت الممدد:

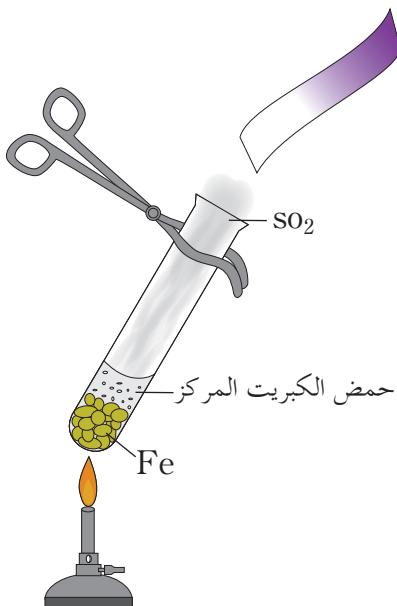
نشاط (6):

أكّر النشاط باستبدال حمض كلور الماء بحمض الكبريت الممدد.
ماذا لاحظ؟

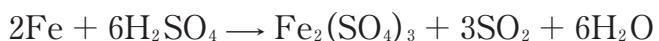
يتفاعل الحديد مع حمض الكبريت الممدد، ويتحوّل لون محلول إلى الأخضر الفاتح، بسبب تكون كبريتات الحديد II، وينطلق غاز الهdroجين:



c. حمض الكبريت المركب:



- أضخ في أنبوب اختبار قليلاً من برادة الحديد، وأمسكه بملقط، أضيف قليلاً من محلول حمض الكبريت المركب، أ suction the hot iron into the test tube, hold it with a clamp, add a few drops of concentrated sulfuric acid, and observe the color change.
- يحدث التفاعل ويتحول لون محلول إلىبني الفاتح، بسبب تكون كبريتات الحديد III، وينطلق غاز عديم اللون ذو رائحةٍ واحزى يُحدّر استنشاقه، يزيل اللون البنفسجي لورقة ترشيح مبللة ببرمنغنات البوتاسيوم KMnO_4 .
- أكتب المعادلة المُعبّرة عن التفاعل الحاصل.



سادساً: تفاعل الحديد مع القلوبيات:

لا يتفاعل الحديد مع القلوبيات حتى لو كانت مُركّزةً وساخنة.

4-5 استعمالات الحديد وفلزاته

يتأثر الحديد وبائكه المُتنوعة بخاصيّات مُتعدّدة، تجعله أساساً لكثير من الصناعات الثقيلة والخفيفة ودعامة لتطور الحضارات. ومن استخداماته:

- الحديد الصبّ في صناعة: الجسور والأنباب.
- الحديد اللين في صناعة: السلاسل - السفن - المسامير - المغناط المؤقتة.
- الفولاذ في صناعة: السكك الحديدية - السيارات - المغناط الدائمة.

- يُعدُّ الحديد أكثر المعادن الانتقالية استعمالاً.
- لا يوجد الحديد مُنفِرداً في الطبيعة إلّا في الكتل المتساقطة من النيازك.
- من أهم فلزات الحديد: المغناطيت (أكسيد الحديد المغناطيسي Fe_3O_4)، الهيماتيت (أكسيد الحديد Fe_2O_3)، السيدريت (كربونات الحديد FeCO_3) (II).
- يقع الحديد في الفصيلة VIIIIB، والدور الرابع في الجدول الدوري، ويأخذ الحديد التكافؤ (2 و3).
- من مركبات الحديد الثنائي: كلوريد الحديد II FeCl_2 ، كبريتات الحديد II FeSO_4 ، أكسيد الحديد . $\text{Fe}(\text{OH})_2$ II، هيدروكسيد الحديد II FeO II.
- من مركبات الحديد الثلاثي: كلوريد الحديد III FeCl_3 III، كبريتات الحديد III $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ III، أكسيد الحديد III Fe_2O_3 III، هيدروكسيد الحديد III $\text{Fe}(\text{OH})_3$ III.
- يُحضر أكسيد الحديد المغناطيسي Fe_3O_4 بتسخين الحديد تسخيناً شديداً في الهواء، أو بإمرار تيار من بخار الماء الساخن على الحديد المُسخّن لدرجة الاحمرار.
- صدأ الحديد: طبقة بنية اللون مسامية تتشكّل على الحديد عند تعرّضه للهواء الرطب فترة طويلة.
- تعتبر ظاهرة التآكل من أخطر المشاكل في مجال الصناعات الكيميائية.
- يتفاعل الحديد مع الكلور بالتسخين ليتّنجز كلوريد الحديد، يتّحد الحديد مع الكبريت مُعطياً كبريتيد الحديد II FeS II.
- لا يتفاعل الحديد مع القلوبيات.
- يستعمل الحديد في مجالات الحياة: (صناعة الجسور والأنباب، السلاسل، السفن، المسامير، المغانيط، السكك الحديدية، السيارات).

أختبر نفسك



أولاً: اختار الإجابة الصحيحة لكلّ مما يأتي:

1. تتلوّنُ محاليل أملاح الحديد II باللون:

a. الأحمر b. الأزرق

2. تتلوّنُ محاليل أملاح الحديد III باللون:

a. البني b. الأزرق

3. يتفاعل الحديد مع حمض كلور الماء، فيكونُ أحد النواتج:



ثانيًّا: أعطِ تفسيرًا علميًّا لـكُلِّ ممَّا يأتي:

1. تستعملُ أوعية الحديد في نقل القلوبيات وتخزينها.

2. يصدأ الحديد عندَ تعرُّضه للهواء الرَّطب.

ثالثًّا: حلَّ المسألتين الآتتين:

المسألة الأولى:

يُرسُلُ تيار من أحادي أكسيد الكربون فوق 5 g من فلز أكسيد الحديد III الجاف، والمُسخَّن إلى درجة الاحمرار. وعند قيام الإرجاع يلقى ناتج الإرجاع في مقاييس الغاز المُحتوى على حمض الكبريت المُمدَّد، فينطلق غاز حجمه 1.12 L . مقاساً في الشرطين النظاميَّين.

المطلوب:

احسب النسبة المئوية لأكسيد الحديد III في الفلز.

(C:12 ، S:32 ، H:1 ، O:16 ، Fe:56)

المسألة الثانية:

يُمْرَرُ تيارٌ من بخار الماء الساخن في أنبوب من الخزف، يحوي برادة الحديد المُسخَّن إلى درجة الاحمرار، حتَّى تمام التفاعل، فنجدُ في نهاية التجربة أنَّ كتلة الأنبوب قد ازدادت بمقدار 3.2 g .

المطلوب حساب:

1. كتلة أكسيد الحديد المُتشَكَّل.

2. النسبة المئوية لكُلِّ من الحديد والأكسجين في هذا الأكسيد.

(H:1 ، O:16 ، Fe:56)

تفكير ناقد

يتفاعل الحديد مع حمض كلور الاماء بتكافئه الثُّنائِي.

أبحث أكثر

اكتب موضوعاً باستخدام الشابكة يشرح تفاعلاً الترميم الشهير للحام قضبان السكك الحديدية.



مشروع تلوّث الهواء

الهواء النقي ضروري لحياة الكائنات الحية، ويُعد الهواء ملوثاً عند حدوث تغيير في نسب مكوناته، أو وجود مواد طارئة.

الهدف العام:

دراسة خطورة تلوث الهواء وطرق معالجته.

أهداف المشروع:

- دراسة بعض ملوثات الهواء حسب أثرها الفيزيولوجي على الكائن الحي.
- دراسة التدابير الممكنة للحد من تلوث الهواء.
- اقتراح طرائق لمعالجة التلوث.

مراحل المشروع:

أولاً: التخطيط:

- تحديد مصادر تلوث الهواء وأسبابه.
- دراسة بعض ملوثات الهواء حسب أثرها الفيزيولوجي على الكائن الحي.
- الإجراءات والتدابير الممكنة لمعالجة تلوث الهواء.

ثانياً: التنفيذ:

- يتم توزيع الطلاب إلى أربع مجموعات:
 - المجموعة الأولى: تحدد الملوثات الأساسية للهواء.
 - المجموعة الثانية: تدرس أثر الملوثات على الكائن الحي.
 - المجموعة الثالثة: تدرس مصادر التلوث.
 - المجموعة الرابعة: تبحث عن الإجراءات المتخذة للحد من تلوث الهواء (حماية البيئة) على مستوى الجمهورية العربية السورية واقتراح طرائق للمعالجة.

ثالثاً: التقويم:

مناقشة النتائج وإعداد تقرير كامل عن الهواء ومصادر تلوثه وطرق معالجته خلال مدة خمسة عشر يوماً.

أسئلة الوحدة الرابعة

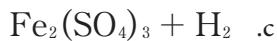
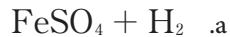
أولاًً: اختر الإجابة الصحيحة لـ كل ممّا يأتي:

1. يقع الصوديوم $_{11}Na$ في الجدول الدوري في:

- b. الفصيلة الأولى الدور الثاني.
- d. الفصيلة الثانية الدور الثاني.

- a. الفصيلة الثانية والدور الأول.
- c. الفصيلة الأولى الدور الثالث.

2. يتفاعل الحديد مع حمض الكبريت المُمدد وينتج:



3. ينحل غاز النشار في الماء، ويُعطى محلولاً:

- c. أساسياً ضعيفاً.
- d. معتدلاً.

- a. حمضيّاً قوياً.

ثانياً: أعطِ تفسيراً علمياً لـ كل ممّا يأتي:

1. لا يوجد الحديد حرّاً في الطبيعة.

2. الصوديوم عنصر نشط كيميائياً.

3. يحفظ ماء الكلور في أوعية عامة.

ثالثاً: اكتب المعادلات الكيميائية الموزونة المعبرة عن كل ممّا يأتي:

1. تفكك فوق أكسيد الصوديوم بالتسخين.

2. اتحاد النتروجين مع المغنيزيوم عند تسخينه إلى درجة الاحمرار.

3. تفاعل الحديد مع حمض الكبريت المُرگز.

4. اتحاد غاز الكلور مع المغنيزيوم في درجات الحرارة المرتفعة.

5. إرجاع الكبريت لحمض الكبريت المُرگز.

6. تفاعل غاز الهيدروجين مع مصهور الصوديوم.

7. اتحاد النتروجين مع الليثيوم بسهولة في درجة الحرارة العادية.

رابعاً: حل المسائل الآتية:

المسألة الأولى:

تفاعل قطعة من الصوديوم كتلتها 0.92 g مع الأكسجين حتى تمام التفاعل، ثم يُلقى ناتج التفاعل في وعاء يحوي ماء مُقطّر. المطلوب:

1. اكتب المعادلين المُعبرتين عن التفاعلين الحاصلين.

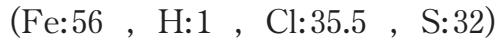
2. احسب كتلة هيدروكسيد الصوديوم الناتج.



المُسألة الثانية:

الخليط من برادة الحديد وزهر الكبريت بنسبة التفاعل بينهما، كتلته 33 g . المطلوب:

1. حساب كتلة كل من الحديد وال الكبريت في الخليط.
2. يُسخن الخليط السابق إلى درجة عالية من الحرارة بمعزل عن الهواء، ثم يُضاف إلى الناتج حمض كلور الماء. احسب حجم الغاز المنطلق في الدرجة 0°C والضغط النظامي.



المُسألة الثالثة:

يُذاب 2.23 g من AgNO_3 في ماء مُقطّر، ثم يُعامل محلول بكمية زائدة من محلول نترات الفضة KCl حتى تمام الترسيب، فيتكون راسب من AgCl كتلته بعد الغسل والتجفيف 4.3 g، فإذا علمت أن الكتلة الذرية للبوتاسيوم 39، والكتلة الذرية للفضة 108.

المطلوب:

1. اكتب المعادلة الكيميائية المُعبرة عن التفاعل الحاصل.
2. احسب الكتلة الذرية التقريرية للكلور.