الجمهورية العربية السورية
وزارة التربية
المركز الوطني لتطوير المناهج التربوية

الكيمياء

الصف العاشر العلمي

طُبع لأول مرة في العام الدراسي: 2021-2022 م

المؤلفون

فئة من المختصين

حقوقُ الطِّباعةِ والتَّوزيعِ محفوظةٌ للمؤسّسةِ العامّةِ للطِّباعةِ
حقوقُ التأليفِ والنَّشرِ محفوظةٌ للمركزِ الوطنيِّ لتطويرِ المناهجِ التَّربويَّةِ
وزارة التربية - الجمهوريّةُ العربيّةُ السُّوريّةُ

منهاجي
متعة التعليم الهادف

طُبع لأول مرّة عام ٢٠١٧ـ ٢٠١٨ م

المقدمة

نقدّم للمتعلّمين الأعزّاء كتاب الكيمياء المبنيّ وفق الإطار العام للمنهاج الوطني ووثيقة المعايير الوطنيّة المطوّرة، والّتي تهدف إلى مواكبة التطوّرات الحاليّة، وتقديم منهاج قائم على البحث العلمي والتجريب يلبّي آمال المتعلّمين من جهةٍ، ومتطلبات سوق العمل والمجتمع المحلّي من جهةٍ أخرى.

يشهد العالم ثورةً معرفيّةً يرافقها تسارعٌ في إنتاج المعرفة وانتشارها وتطوّر التّقانات المستخدمة إضافةً إلى سرعة التغيّرات في مجالات الحياة كلّها.

لذلك وجب ربط المنهاج بالحياة اليوميّة للمتعلّم وبيئته، ومواكبة المستجدّات العلميّة والتّقنيّة الّتي سيكون لها الأثر الفعّال في تنمية شخصية المتعلّم من النّاحيتين الفكريّة والجسديّة، وهذا ما يسمح له بالتكامل مع متطلّبات الحياة المعاصرة، والمساهمة في التّنمية الوطنيّة المستدامة.

يخاطب المحتوى العلمي المتعلّم بوصفه محور العمليّة التّربويّة، ويشجّعه على التّعلم الذّاتي، حيث صيغت موضوعات الكتاب بأسلوب علمي مبسّط وواضح لتناسب النّمو العقلي والعمري للمتعلّم وتثير دافعيته. كما يرتكز المحتوى على المعارف والمهارات بعيداً عن الحشو والتّكرار، ويمكّن المتعلّم من مواجهة المشكلات الّتي يتعرّض لها في حياته اليوميّة، وإيجاد الأساليب المناسبة لحلّها، وكذلك يحفز المتعلّم على اكتساب مهارات التَواصل والتّفكير والبحث والاستنتاج بدلاً من تلقّي المعلومات وحفظها واستظهارها، كما يؤكّد المحتوى على دور المعلّم بوصفه موجّهاً للمناقشة، وميسّراً للعلم والعمل.
وكلُّنا أملٌ وثقة أن يحقّق زملاؤنا المعلّمون ما نصبو إليه.

فريق التّأليف

الفهرس

الوحدة الأولى: المادة و تحوّلاتها

الدرس الأول:
حالات المادة والتغيّرات الفيزيائية والكيميائية 6
الدرس الثاني:
التفاعلات الكيميائية 18

الوحدة الثانية: المدارات الذرّية و الجدول الدوري

الدرس الأول:
المدارات الذرّية 32
الدرس الثاني:
الجدول الدوري للعناصر 43
الدرس الثالث:
دوريّة خاصيّات العناصر 52

الوحدة الثالثة: الجزئيات والرّوابط الكيميائية

الدرس الأول:
الروابط الكيميائية 74
الدرس الثاني:
المحطّات الذريّة وتهجينها وتشكّل المحطّات الجزيئيّة 89
الدرس الثالث:
التصاوغ وهندسة الجزيء 99

الوحدة الرابعة: كيمياء العناصر

الدرس الأول:
الصوديوم 114
الدرس الثاني:
النتروجين 120
الدرس الثالث:
الكبريت 127
الدرس الرابع:
الكلور 137
الدرس الخامس:
الحديد 145

الوحدة الأولى
المادة وتحوُّلاتها

الأهداف العامة للوحدة :

- يتعرَّفُ حالات المادة.
- يفهم التغيّرات الفيزيائية والكيميائية.
- يتعرَّفُ التفاعلات التامة والعكوسة.
- يتعرَّفُ تفاعلات الأكسدة والإرجاع وفق المفهوم الإلكتروني.

منهاجي
متعة التعليم الهادف

1-1 حالاتُ المادّة والتغيّرات الفيزيائيّة والكيميائيّة

الأهداف:

* يتعرَّفُ حالات المادة.
* يتعرَّفُ التغيّرات الفيزيائية.
* يُعطي أمثلة على التغيّرات الفيزيائية.
* يتعرَّفُ التغيّرات الكيميائية.
* يتعرَّفُ عتبة التغّيرات الفيزيائية.

الكلمات المفتاحية:

* حالة البلازما.
* التحوّل الفيزيائي.
* الانصهار.
* التميّع.
* الغليان.
* التكاثف.
* التسامي.
* التغيّرات الفيزيائية.
* التغيّرات الكيميائية.
* عتبة الانصهار.
* عتبة الغليان.

ألاحظُ وأجيبُ:

بالنظر إلى الصورة السابقة:

هل تشغلُ المواد الموجودة فيها حيّزاً من الفراغ؟

هل يمكنُ لبعض حواسّك أن تُدركَ هذه المواد؟

هل لجميع هذه المواد كتلٌ؟

ماذا أستنتجُ ممّا سبق؟

المادة: هي كلّ ما تشعرُ به حواسنا، ولها كتلةٌ وتشغلُ حيّزاً من الفراغ.

إضاءة

الكتلة تعبِّر عن كمّية المادة في الجسم، وتُقدَّر في الجملة الدولية بواحدة الكيلوغرام kg.

1-1 الحالات الفيزيائية للمادة

نشاط (1):

أنظرُ، ثمّ أقارِنُ بين الصور الثلاث من حيث الحالة الفيزيائية، والشكل والحجم، وقوى الترابط بين دقائق المادة.

الحالة الفيزيائية	صلب	----------	----------
الشكل	----------	غير مُحدَّد	----------
الحجم	----------	----------	غير ثابت
قوى الترابط	----------	أقلّ ترابطاً	----------

نتيجة:

الحالة الصلبة: لها شكل مُحدَّد وحجم ثابت، وتكون دقائقها أشدّ ترابطاً.

الحالة السائلة: لها شكل غير مُحدَّد وحجم ثابت، وتكون دقائقها أقلّ ترابطاً.

الحالة الغازية: لها شكل غير مُحدَّد وحجم غير ثابت، وتكون دقائقها أقلّ ترابطاً من الحالة السائلة.

تجربة:

أُعرّضُ لهبَ شمعة مُشتعِلة إلى توتّر كهربائي عالٍ.

قبل تطبيق توتّر كهربائي عالي على اللهب

عند تطبيق توتّر كهربائي عالي

أُلاحظُ أنّ اللهب تأثّر بالحقل الكهربائي، ماذا أستنتج؟

أستنتجُ: أنّ اللهب يتكوّن من دقائق صغيرة مشحونة.

هل شاهدت عباراتٍ تحذيرية من التوتّر العالي؟

انتبه توتّر عالي

- عند توليد التيار الكهربائي المُتناوِب في سورية يرفع التوتّر إلى 66000 V وهذا يؤدّي إلى تأيّن الغازات المُحيطة بخطوط النقل، ويصبح الهواء ناقلاً للتيار الكهربائي، ممّا يؤدّي إلى أذية أي كائن حيّ يقترب من التوتّر العالي إلى مسافات معينة. ماذا أستنتج؟

أستنتج: إنّ الهواء تحوّل إلى غازات متأيّنة.

- يمكن أن تتكوّن المادة من تجمُّع دقائق صغيرة جداً مشحونة، وتشكّل ما يشبه الغيوم الغازية أو الأشعة المُتأيّنة. تسمّى المادة في هذه الحالة البلازما.

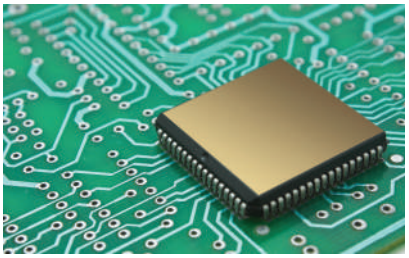
نتيجة:

تُعَدّ البلازما تجمّع دقائق صغيرة جداً مشحونة، وتشكّل ما يشبه الغيوم الغازية أو الأشعة المُتأيّنة، وهي الطور الأكثر شيوعاً في الكون. لأنّ اللهب والغمامة الكونيّة والنجوم، والغمامة المُشكّلة للذرّة هي أمثلة عن البلازما.

إثراء:

إنَّ الإشعاعات الكهرطيسية التي تُصدِرها الشمس، ومنها الأشعة فوق البنفسجية، لها القدرة على تأيين الغازات عند اختراقها الغلاف الجوي الأرضي، وتكوّن هذه الغازات المتأيّنة طبقة الأيونوسفير التي تتكوّن من البلازما، وتُحيط بكرتنا الأرضية على ارتفاع يبدأ من 70 km إلى حوالي 450 km عن سطح الأرض.

1-2-1 استعمالات البلازما



- صناعة الدارات الإلكترونية المُتكامِلة والتي تدخل في تركيب كلّ جهاز إلكتروني، وهذا النوع من التكنولوجيا الدقيقة والمُعقَّدة تُصنَّع باستعمال البلازما.

- تستعمل في شاشات البلازما كمصدر ضوئي، ممَّا أدّى إلى تطوّر كبير في مجال تكنولوجيا شاشات العرض.
- في صناعة مصابيح الفلوروسنت (مصابيح الفلّورة) والنيون.
- المحافظة على نظافة البيئة:

تُستعمَل البلازما حالياً، في العديد من الدول المتقدّمة، في التخلّص من المواد السامّة الملوّثة للبيئة، مُعتمِدين على العمليات الكيميائيّة الفريدة التي تتمّ داخل البلازما. حيث يمكن أن تقومَ البلازما بتحويل الغازات السامّة المُنبعِثة من مَداخن المصانع ومن عوادم السيّارات إلى غازات نافعة، وبتكاليف قليلة مثل تحويل غاز NO السام إلى غازَي النتروجين N_2 والأكسجين O_2.

- تُستعمَل البلازما في صناعة الألماس الصنعي، والرقائق فائقة التوصيل الكهربائي.
- تُستعمَل في الطبّ مثل: تعقيم الأدوات الطبّية.

نشاط (2):

إنّ الجسيمات المُشكّلة للبلازما تستجيب للحقول المغناطيسية والكهربائية، فسِّر ذلك.

إثراء:

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

إضاءة

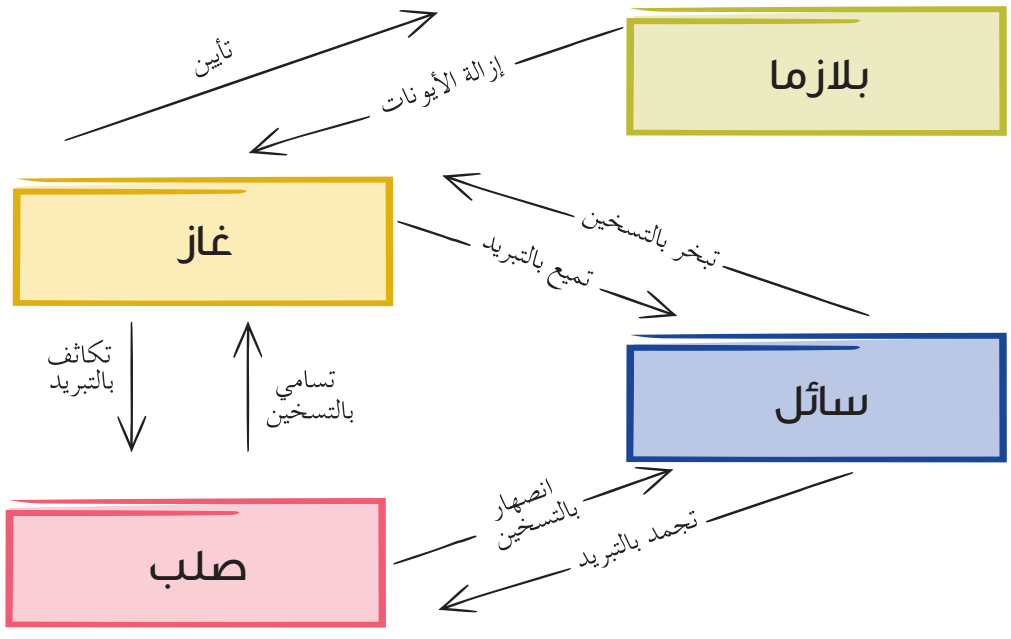
تتكوّن المادة من دقائق صغيرة، ولها ثلاثة أنواع:

1. ذرّات مثل الغازات النبيلة والمعادن.
2. مجموعات أيونية مثل الأملاح والحموض والأسس وبعض أكاسيد المعادن.
3. جزيئات مثل الماء وسكر الطعام وغاز الأكسجين وغاز الهدروجين وغيرها.

3-1 التغيّرات الفيزيائية

نشاط (3):

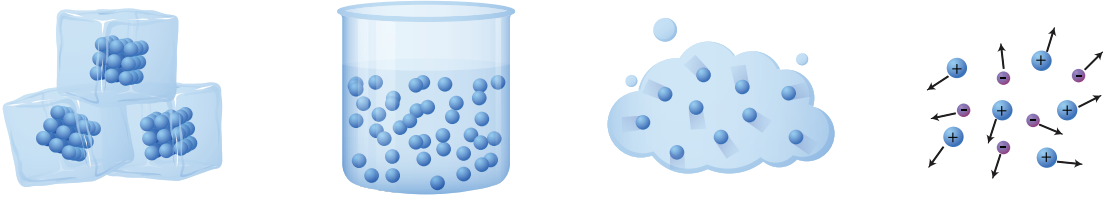
أنظرُ إلى المُخطَّط الآتي:



- أحددُّ التحوّلات التي يتمّ فيها اكتساب الطاقة.
- أحددُّ التحوّلات التي يتمّ فيها فقدان الطاقة.
- ما تأثير اكتساب الطاقة على قوى الترابط بين دقائق المادة؟
- هل يتغيّر التركيب الكيميائي للمادة عند انتقالها من حالة فيزيائية إلى أخرى؟

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

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



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

التغيّر الفيزيائي: هو تغيّر يطرأ على حالة المادة فتتحوّل من حالة إلى أخرى دون تغيّر تركيبها الكيميائي.

نشاط (4):

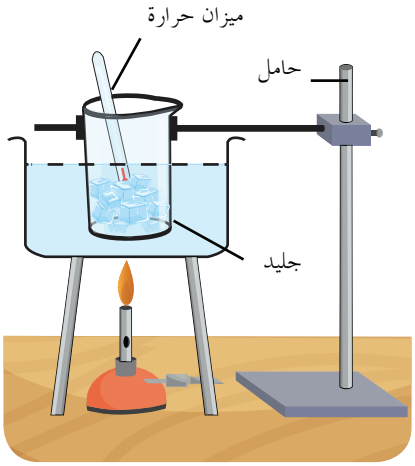
اعتماداً على المُخطّط السابق ماذا يُقصَد بكلّ من؟

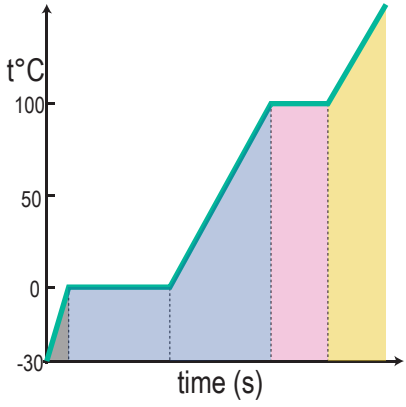
التميّع - الانصهار - التكاثف - التجمّد - التسامي.

1-3-1 عتبة التغيّرات الفيزيائية

تجربة:

1. خُذ قطعاً من الجليد، وضعها في دورق،كما في الشكل، وضعْ ميزان حرارة مُناسِب.
2. ضَع الدورق فوق موقد حراري، ولاحِظ ارتفاع درجة الحرارة تدريجياً.
3. دوّن 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. استمِرّ بالتسخين، و دوِّن ملاحظاتك حول:
   - حالة الماء قبل الدرجة $100°C$
   - حالة الماء عند بلوغ الدرجة $100°C$
   - دلالة ميزان الحرارة في أثناء تحوُّل الماء من الحالة السائلة إلى البخارية.

أُلاحظ:

1. قبلَ بلوغ الدَّرجة $0°C$ الماء حالته صلبة (جليد)، وعند بلوغ الدرجة $0°C$ يبدأ بالانصهار ويكون في الحالتين الصلبة والسائلة، و تبقى درجة الحرارة ثابتة حتى ينصهر الجليد بكامله.
2. تبدأ درجة حرارة الماء السائل بالارتفاع تدريجياً حتى الدرجة $100°C$.
3. يبدأ الماء السائل بالتحوّل إلى الحالة البخارية عند بلوغ الدرجة $100°C$، وتبقى درجة الحرارة ثابتة حتى يتبخّر الماء بكامله.

إضاءة

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

- فسّر ثبات درجة الحرارة في أثناء التحوّل من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة؟ وماذا تُدعى هذه الفترة من الزمن؟ و ماذا تُدعى درجة الحرارة عندئذٍ؟

إنّ الطاقة الحرارية تعملُ على إضعاف الترابط بين دقائق المادة، وتُغيّر الحالة الفيزيائية للمادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة، تُدعى هذه الفترة بعتبة الانصهار، وتُدعى درجة الحرارة عندئذٍ درجة الانصهار.

- فسّر ثبات درجة الحرارة في أثناء التحوّل من الحالة السائلة إلى الحالة البخارية؟ وماذا تُدعى هذه الفترة من الزمن؟ و ماذا تُدعى درجة الحرارة هذه ؟

إنَّ الطاقة الحرارية تعملُ على تحطيم الترابط بين دقائق المادة، وتُغيّر الحالة الفيزيائية للمادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية، تُدعى هذه الفترة بعتبة الغليان، وتُدعى درجة الحرارة عندئذٍ درجة الغليان.

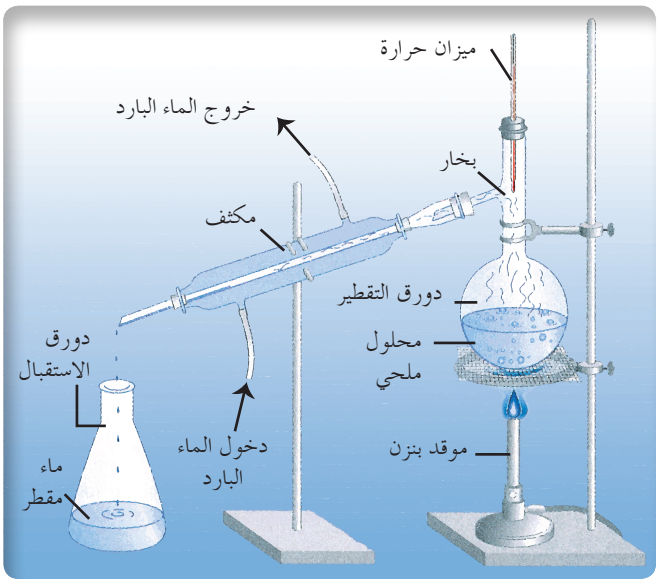
إضاءة

تُعرَّف درجة غليان المادة: بأنّها درجة الحرارة التي يتساوى عندها ضغط بخار هذه المادة مع الضغط الجوي، و إذا كان الضغط الجوي نظامياً تُسمَّى درجة الغليان النظامية، وقيمتها بالنسبة للماء النقي $100°C$

وإذا ازداد الضغط ترتفع درجة الغليان، وإذا انخفض الضغط تنخفض درجة الغليان.

1-3-2 أهمّية التغيّرات الفيزيائية

تجربة:



- كيف نفصل مكوّنات خليط من الماء والملح؟
  - أُسخّن محلولاً ملحياً، أُلاحظ تبخّر الماء، وتبقّي الملح في حالةٍ صلبة.
  - أُبرّد البخار، فيتحوّل إلى حالةٍ سائلة، فأُسمّي هذا النوع من التقطير تقطيراً بسيطاً.
- كيف نَفصِل مكوّناتِ خليط من المواد السائلة، اعتماداً على اختلاف درجة غليان كلٍّ منها؟
- أسخّن خليطاً من المواد السائلة، فأُلاحظ تبخّر المواد على مراحل تبعاً لدرجة غليان كلٍّ منها من الأدنى إلى الأعلى. أسمّي هذا النوع من التقطير، تقطيراً تجزيئياً.

نشاط (5):

كيف يتمُّ فصل مكوّنات النفط ؟

- فكّر كيف تستثمر التحوّلات الفيزيائية للحصول على أشكال مُختلفة من المواد التي تستعملها في حياتك اليومية؟

يمكنُ صهرُ المواد الصُّلبة، ثمّ وضعُها بقوالب حيث يتمُّ تبريدها، والحصول على أشكالٍ مُناسِبة، مثل إعادة تشكيل المعادن، الزجاج والبلاستيك....إلخ.

1-4 التغيّرات الكيميائية

مُعظَم الناس يحبّون الحلويات الشرقيّة، ويعود طعمها الحلو إلى احتوائها على السكروز $C_{12}H_{22}O_{11}$، على الرَّغم من أنَّ مكوّنات السكر الكربون والهدروجين والأكسجين، لا تتمتَّع بالطعم الحلو، لكن عند ارتباط هذه العناصر يُعاد ترتيب الذرّات فتتحطّم الروابط، وتتشكّل روابطُ جديدةٌ، لتشكيل مركب السكروز ذي الطعم الحلو.

نشاط (6):

أتأمَّلُ وأستنتج:

احتراق الغاز المنزلي (غاز البوتان)

تأكسد الحديد

تفاعل الإسمرار الأنزيمي

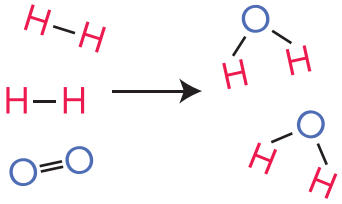
- ماذا ينتجُ عند احتراق غاز البوتان (الغاز المنزلي)؟
- قارن بين خاصيّات الحديد وصدأ الحديد.
- هل يتغيّر طعم التفاحة المقطّعة بعد تعرُّضها للهواء؟
- ما تفسيرك لحدوث التغيّرات في الحالات السابقة؟

أستنتج: يحدث تفاعل كيميائي، ويتغيّر التركيب الكيميائي للمواد المُتفاعِلة، فتنتج مواد جديدة.

أفكر وأستنتج:

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

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$



و بكتابة المُعادَلة بالصيغ المُفصَّلة:

- ما الروابط التي تفكّكت؟
- ما الروابط التي تشكّلت؟
- هل رافق التحوّل تغيّراً في التركيب الكيميائي؟

أستنتج: التغيّر الكيميائي تحوّلُ مادة أو أكثر إلى مواد جديدة، ويرافقُها تغيّر في تركيبها الكيميائي.

إضاءة

في التفاعل الكيميائي تتحطّم روابط المواد المتفاعلة، وتتشكّل روابط المواد الناتجة.

نشاط (7):

اكتب المُعادَلة الكيميائية المعبّرة عن تفاعل غاز الهدروجين مع غاز الفلور، لتشكّيل غاز فلور الهدروجين، مُحدِّداً الروابط التي تفكّكت والتي تشكّلت.

1-4-1 أهميّة التغيُّرات الكيميائية

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

تعلّمت

- المادة: هي كلّ ما تشعر به حواسنا، ولها كتلة، وتشغل حيّزاً من الفراغ.
- حالات المادة: صلبة - سائلة - غازية - بلازما.
- الحالة الصلبة لها شكل مُحدَّد وحجم ثابت، و دقائقها أشدّ ترابطاً.
- الحالة السائلة لها شكل غير مُحدَّد، وحجم ثابت، ودقائقها أقلّ ترابطاً.
- الحالة الغازية لها شكل غير مُحدَّد، وحجم غير ثابت، ودقائقها أقلّ ترابطاً من دقائق الحالة السائلة.
- تُعَدّ البلازما تجمّعَ دقائق صغيرة جداً مشحونة، تشكّل ما يشبه الغيوم الغازية أو الأشعة المتأيّنة.
- تتكوّن المادة من دقائق صغيرة، ولها ثلاثة أنواع:
  1. ذرّات مثل الغازات النبيلة والمعادن.
  2. مجموعات أيونية مثل الأملاح والحموض والأسس وأكاسيد المعادن.
  3. جزيئات مثل الماء وسكر الطعام وغاز الأكسجين وغاز الهدروجين وغيرها.
- التغيّر الفيزيائي: تغيّر يطرأ على حالة المادة، فتتحوّل من حالة إلى أخرى دون تغيّر تركيبها الكيميائي.
- التغيّر الكيميائي: تحوّل مادة أو أكثر إلى مواد جديدة، ويرافقها تغيّر في تركيبها الكيميائي.

أختبر نفسي

أولاً: املأ الفراغات الآتية بما يناسبها:

1. يسمّى تحوّل المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة _____، و يُعَدُّ تغيّراً _____، و يتمُّ بـ _____ طاقة حرارية.
2. التكاثف هو تحوّل المادة من الحالة _____ إلى الحالة _____، و يتمُّ بـ _____ طاقة حرارية.

ثانياً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

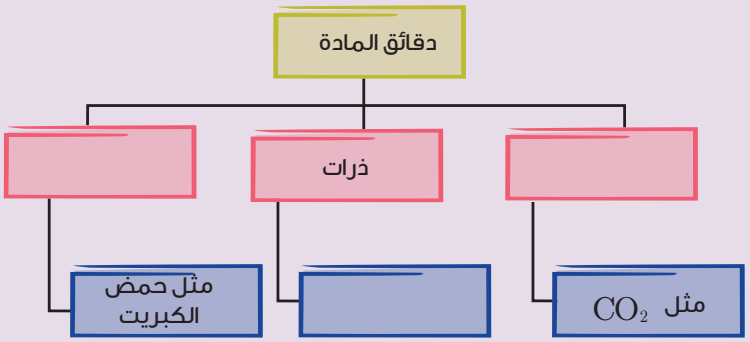
1. الحالة الفيزيائية للمادة الأكثر شيوعاً في الكون هي:
   a. الحالة الصلبة b. الحالة السائلة c. حالة البلازما d. الحالة الغازية
2. التغيّر الفيزيائي ممّا يأتي هو:
   a. الصدأ b. التسامي c. التحلّل الكهربائي d. الهدرجة
3. التغيّر الكيميائي ممّا يأتي هو:
   a. التقطير b. الغليان c. الاحتراق d. التميّع
4. تُفصَل مُكوّنات النفط بعملية:
   a. التسامي b. التقطير البسيط c. التقطير التجزيئي d. الترشيح
5. أفضل طريقة لفصل الميتانول (الكحول) عن الماء هي:
   a. التقطير البسيط b. التقطير التجزيئي c. التبخير d. الترسيب
6. المادة التي دقائقها أقلّ ترابطاً من المواد الآتية هي:
   a. النحاس b. غاز الهدروجين c. الماء d. الفحم

ثالثاً: صنّف التحوّلات الآتية إلى تحوّلات فيزيائية وتحوّلات كيميائية:

1. احتراق الورق.
2. استعمال بيكربونات الصوديوم في صناعة الحلويات.
3. صدأ الحديد.
4. ذوبان الملح في الماء.
5. هطول المطر.
6. تخلّل الفواكه.
7. تخمّر العجين.
8. تخثّر اللبن.

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

خامساً: أكمِل خارطة المفاهيم الآتيّة:



سادساً: اكتب المُعادَلة الكيميائية المعبّرة عن تفاعل غاز الهدروجين مع غاز الكلور، مُوضِّحاً الروابط التي تحطّمت، والتي تشكّلت.

سابعاً: وضِّح بتجربةٍ كيف نَفصِل خليطاً من مسحوق النحاس وبرادة الحديد وملح الطعام.

ثامناً: إذا علمت أنَّ درجة غليان الصوديوم $883^\circ C$، ودرجة انصهاره $98^\circ C$. المطلوب:

- ما الحالة الفيزيائية للصوديوم عند درجات الحرارة الآتية؟
  $98^\circ C$، $89^\circ C$، $99^\circ C$، $883^\circ C$.
- ارسم مُخطَّطاً بيانيّاً يوضّح تغيّر درجة الحرارة بدلالة الزمن، بفرض أنَّه يتمّ تسخين الصوديوم في شروط مُناسِبة من الدرجة $0^\circ C$ إلى الدرجة $1000^\circ C$.
- وضّح على الرسم الحالات الفيزيائية للصوديوم وعتبة الانصهار وعتبة الغليان.

تفكير ناقد

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

أبحث أكثر

ابحث في مكتبة المدرسة والشابكة عن:

1. كيفية استثمار التغيّرات الفيزيائية والكيميائية في إعادة تدوير النفايات.
2. تطبيقات البلازما وآلية استعمالها في حياتنا العملية.
3. 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 الجسدية المُختلِفة من خلال تفاعلات كيميائية مُختلِفة.

الأهداف:

* يتعرَّفُ التفاعلات التّامة.
* يتعرَّفُ التفاعلات العكوسة.
* يتعرَّفُ تفاعلات الأكسدة والإرجاع.
* يُعطي أمثلة على تفاعلات الأكسدة والإرجاع.
* يُبيّن أهمّية الأكسدة والإرجاع في الحياة العملية.

الكلمات المفتاحية:

* التفاعلات التامة.
* التفاعلات العكوسة.
* الأكسدة.
* الإرجاع.
* العامل المُؤكسِد.
* العامل المُرجِع.

1-2 دلالات حدوث التفاعل الكيميائي

نشاط (1):

ألاحظ وأستنتج:

احتراق الخشب بأكسجين الهواء.

تفاعل النحاس مع حمض الآزوت المركز.

- تغيّر تركيب الخشب عند احتراقه وانتشار الحرارة.
- عند تفاعل النحاس مع حمض الآزوت المركّز يتلوّن المحلول بلون أزرق، وينطلق غاز لونه نارنجي.

أستنتج: من دلالات حدوث التفاعل الكيميائي اختفاء مواد، تشكّل مواد، ظهور ألوان، انطلاق غازات، انتشار روائح و غيرها.

إضاءة

قبل القيام بتفاعلات كيميائية يجب الحذر، ومعرفة تأثيرها على صحّة الإنسان.
مثلاً: يُعَدّ غاز NO_2 ضار بالصحّة.

2-2 التفاعلات التامة

تجربة:

أدوات التجربة: أنبوب اختبار – برادة حديد – حمض كلور الماء.

- أضعُ في أنبوب اختبار كمّية قليلة من برادة حديد.
- أضيفُ كمّية مُناسِبة من حمض كلور الماء إلى برادة الحديد.

ما دلالات حدوث التفاعل؟ كيف يتمّ الكشف عن الغاز المُنطلِق؟

كلوريد الحديد II

محلول حمض كلور الماء HCl

برادة الحديد

- ألاحظ اختفاء برادة الحديد، وتشكّل مُركَّب لونه أخضر، وانطلاق فقاعات غازية.
- أُقرّب عود ثقاب مُشتعِل من فوهة الأنبوب، فيُحدث فرقعة، ممّا يدلّ على انطلاق غاز الهدروجين.
- يتفاعل حمض كلور الماء مع الحديد، ويتكوّن كلوريد الحديد، وينطلق غاز الهدروجين، وفق المُعادَلة:

$$Fe_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow FeCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

نتيجة:

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

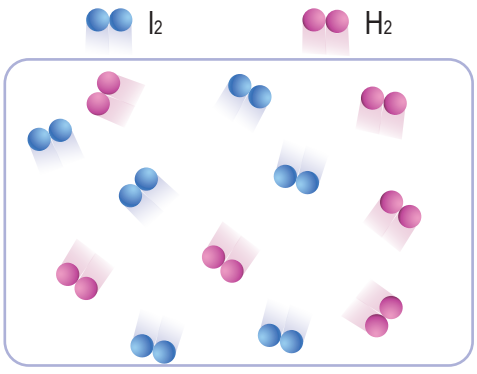
نشاط (2):

اذكر مثالاً عن تفاعل كيميائي يعتبر تامّاً من بيئتك.

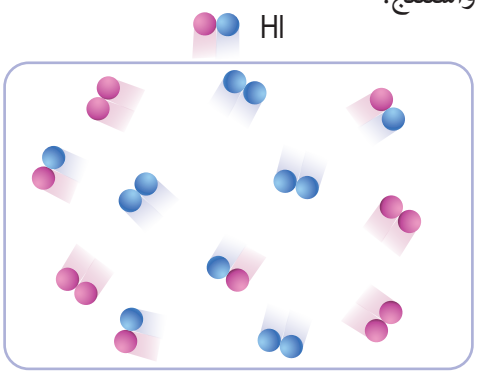
3-2 التفاعلات العكوسة

عند مزج حجم من بخار اليود ذي اللون البنفسجي، مع حجم مساوٍ له من غاز الهدروجين عديم اللون في وعاء مغلق، والتسخين إلى الدرجة $445^\circ C$، نلاحظ أن اللون البنفسجي ينقص تدريجياً ثمّ يثبت.

ألاحظ وأستنتج:



شكل 1



شكل 2

- سمّ الجزيئات الغازية في كلٍّ من الشكلين.
- ما دلالة التناقص التدريجي للون البنفسجي، ثمّ ثباته؟

ألاحظ: يتفاعل اليود مع الهدروجين ويتكوّن يود الهدروجين، الذي يتفكّك بالشروط ذاتها إلى اليود و الهدروجين.

أي أنَّ التفاعل يحدث باتجاهين متعاكسين(مباشر وعكسي) وفق المُعادَلة:

$$I_{2(g)} + H_{2(g)} \underset{\text{عكسي}}{\overset{\text{مباشر}}{\rightleftharpoons}} 2HI_{(g)}$$

نتيجة:

التفاعلات العكوسة هي تفاعلات تتمّ باتجاهين حيث إنَّ المواد المتفاعلة لا تستهلك كلّياً، لأنّ المواد الناتجة تتفاعل فيما بينها لتعطي المواد المتفاعلة في الشروط ذاتها.

نشاط (3):

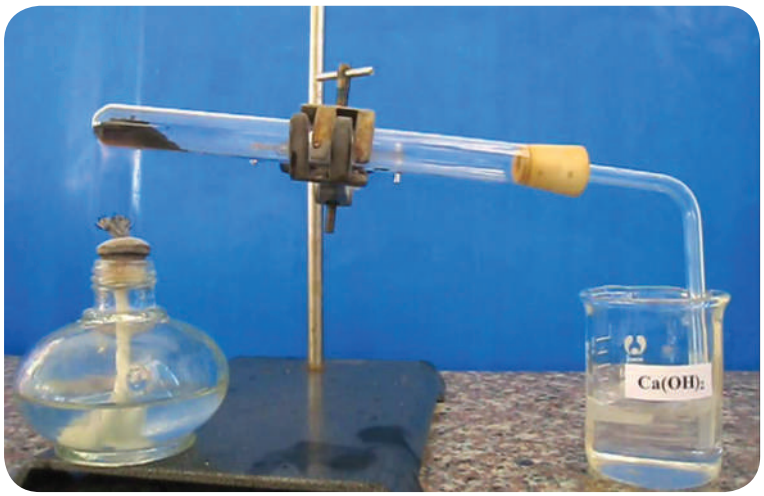
اكتب المُعادَلة الكيميائية المعبِّرة عن التفاعل العكوس بين غازي النتروجين والهدروجين في شروط مناسبة لتكوّن غاز النشادر.

4-2 تفاعلات الأكسدة و الإرجاع

تجربة:

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

- أخلطُ كميةً من أكسيد النحاس II مع كمّيةٍ مُناسِبةٍ من مسحوق الفحم.
- أُركّب الجهاز المُبيّن في الشكل.
- أُسخِّن الأنبوب الذي يحوي الخليط السابق لدرجة حرارة مُناسِبة، ماذا أُلاحظ؟



- على ماذا يدلّ تعكّر رائق الكلس؟
- ما اسم المادة الحمراء الناتجة؟

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

وفق المُعادَلة الآتية: $C_{(s)} + 2CuO_{(s)} \xrightarrow{\Delta} CO_{2(g)} + 2Cu_{(s)}$

ألاحظ من المُعادَلة:

أنَّ الكربون اكتسب الأكسجين، بينما أكسيد النحاس فقد الأكسجين.

- العملية التي تكتسب فيها المادة الأكسجين تُسمّى تفاعل أكسدة.
- العملية التي تفقد فيها المادة الأكسجين تُسمّى تفاعل إرجاع.
- عمليتا الأكسدة والإرجاع متلازمتان.

نشاط (4):

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

$$Fe_2O_{3(s)} + 3CO_{(g)} \longrightarrow 3CO_{2(g)} + 2Fe_{(s)}$$

- حدّد المادة التي اكتسبت الأكسجين، وماذا يُسمّى تفاعلها؟
- حدّد المادة التي فقدت الأكسجين، وماذا يُسمّى تفاعلها؟

إضاءة

الأكسدة والإرجاع وفق المفهوم القديم

الأكسدة: كسب المادة للأكسجين أو الكلور أو فقد الهدروجين

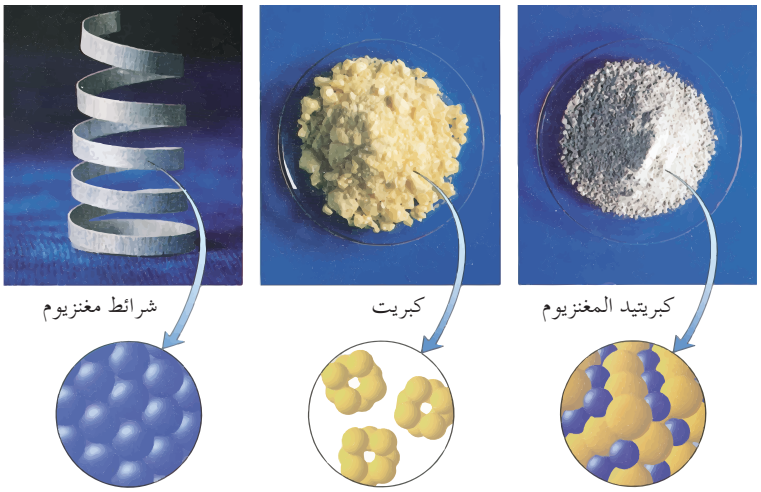
الإرجاع: خسارة الأكسجين أو الكلور من المادة أو اكتساب الهدروجين

2-4-1 المفهوم الإلكتروني للأكسدة و الإرجاع

ليس بالضرورة أن تترافقَ تفاعلات الأكسدة والإرجاع بالأكسجين، وبالتالي لابدَّ من التعرُّف إلى مفهوم جديد للأكسدة والإرجاع، وهو المفهوم الإلكتروني.

ألاحظُ وأستنتج:

أنظرُ إلى الصور التي تعبّر عن تفاعل المغنزيوم مع زهر الكبريت.



$$Mg + \cdot\ddot{S}: \xrightarrow{\Delta} Mg^{+2} + :\ddot{S}:^{-2}$$

ألاحظ:

- عند تفاعل الكبريت مع المغنزيوم بالحرارة، يفقد المغنزيوم إلكترونَين، وتُسمّى عملية أكسدة، ويكتسب الكبريت إلكترونَين، وتُسمّى عملية إرجاع، ليتكوّن كبريتيد المغنزيوم MgS. وفق المُعادَلة الآتية:

$$Mg_{(s)} + S_{(s)} \longrightarrow MgS_{(s)}$$

- يفقد المغنزيوم زوجاً إلكترونياً مُتحوِّلاً إلى Mg^{+2}، ويقوم بدورٍ مُرجِع.

$$Mg \longrightarrow Mg^{+2} + 2e^{-} \quad \text{(أكسدة)}$$

- يكتسب الكبريت زوجاً إلكترونياً مُتحوِّلاً إلى S^{-2}، ويقوم بدورٍ مُؤكسِد.

$$2e^{-} + S \longrightarrow S^{-2} \quad \text{(إرجاع)}$$

نتيجة:

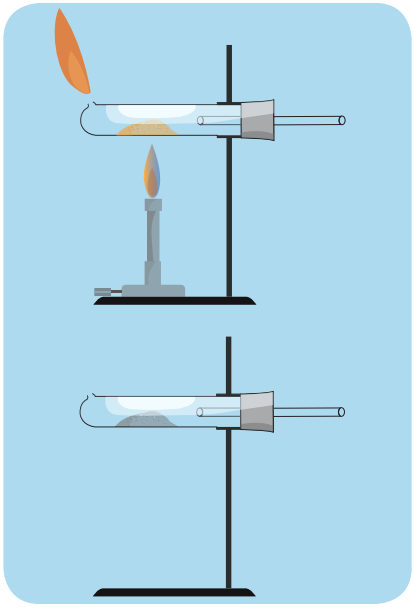
- تفاعل الأكسدة: هو التفاعل الذي يتمّ فيه فقدان إلكترونات.
- تفاعل الإرجاع: هو التفاعل الذي يتمّ فيه اكتساب إلكترونات.
- العنصر الذي يفقد الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُرجِعاً.
- العنصر الذي يكسب الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُؤكسِداً.

تطبيق:

1. يُمرَّر غاز الهدروجين على مسحوق أُكسيد النحاس II الساخن:

- أكتبُ المُعادَلة الكيميائية المُعبِّرة عن التفاعل الحاصل:

$$CuO_{(s)} + H_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} Cu_{(s)} + H_2O_{(g)}$$



- أكتبُ المُعادَلة بالشكل الأيُوني:

$H_2 \longrightarrow 2e^- + 2H^+$ فقدان إلكترونات (أكسدة)

$Cu^{+2} + 2e^- \longrightarrow Cu$ اكتساب إلكترونات (إرجاع)

أجمعُ المُعادَلتَين:

$$Cu^{+2} + H_2 \longrightarrow Cu + 2H^+$$

- أحدِّد العامل المُؤكسِد والعامل المُرجِع.
- أفسّر لماذا لم يحدث تفاعل أكسدة أو إرجاع على عنصر الأكسجين.

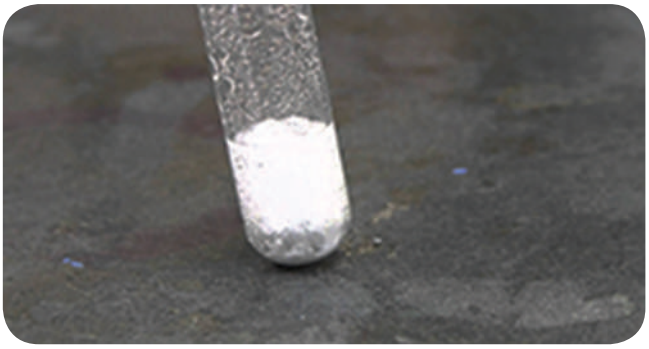
2. أكتب المُعادَلة الكيميائية المُعبِّرة عن تفاعل الزنك مع حمض الكبريت المُمدَّد:

$$Zn_{(s)} + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

أكتب المُعادَلة بالشكل الأيُوني:

$Zn \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^-$ خسارة إلكترونات (أكسدة).

$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$ اكتساب إلكترونات (إرجاع).



أجمع المعادلتين:

$$Zn_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

- أحدّد العامل المُؤكسِد والعامل المُرجِع.
- أفسّر لماذا لم يحدث تفاعل أكسدة أو إرجاع على أيُون الكبريتات.

نشاط (5):

اكتب المُعادَلة الكيميائية المُعّبِرة عن تفاعل الحديد مع غاز الكلور، ثمّ حدّد وفق المفهوم الإلكتروني للأكسدة والإرجاع كلّاً من: تفاعل الأكسدة وتفاعل الإرجاع والعامل المُؤكسِد والعامل المُرجِع.

2-4-2 بعض تطبيقات الأكسدة والإرجاع

للأكسدة والإرجاع في حياتنا تطبيقات عديدة، منها:

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

مدخرات كهربائية

إنتاج الورق

الحصول على الحديد في الفرن العالي

تعلّمت

- التفاعلات التامة: هي تفاعلات تحدث في اتّجاه واحد، تتحوّل فيها المواد المُتفاعِلة إلى مواد ناتجة، ولا تستطيع المواد الناتجة أن تتفاعل مع بعضها في الشروط ذاتها، لتكوّن المواد المُتفاعِلة مرة أخرى.
- تفاعلات العكوسة: هي تفاعلات تتمّ باتّجاهين حيث إنَّ المواد المُتفاعلة لا تُستهلَك كلّياً، لأنّ المواد الناتجة تتفاعل فيما بينها لتعطيَ المواد المُتفاعِلة في الشروط ذاتها.
- تفاعل الأكسدة: هو التفاعل الذي يتمُّ فيه فقدان إلكترونات.
- تفاعل الإرجاع: هو التفاعل الذي يتمُّ فيه اكتساب إلكترونات.
- العنصر الذي يفقد الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُرجِعاً.
- العنصر الذي يكسب الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُؤكسِداً.

أختبر نفسي

أولا: أملأ الفراغات الآتية بالكلمات المناسبة:

1. العنصر الذي _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُرجعاً.
2. العنصر الذي _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُؤكسداً.
3. الأكسدة والإرجاع حادثتان _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ تتمّان في آنٍ واحد، ويطلَق عليهما تفاعلات _ _ _ _ _ _ _ _
4. من أهمّ تطبيقات تفاعلات (الأكسدة والإرجاع) الحصول على _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ النقيّة، وصناعة المواد _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ ، وصناعة _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ الكهربائية.

ثانياً: أعطِ تفسيراً علمياً لكلٍّ ممّا يأتي:

1. لا تُستهلَك المواد المُتفاعِلة كلّياً في التفاعلات العكوسة.
2. التفاعلات التامة تتمُّ باتّجاهٍ واحد.

ثالثاً: اكتب المعادلات المُعبِّرة عن التفاعلات الآتية، مُحدِّداً تفاعل الأكسدة والإرجاع، والعامل المُؤكسِد والعامل المُرجِع، وفق المفهوم الإلكتروني للأكسدة والإرجاع.

1. تفاعل الألمنيوم مع حمض كلور الماء، حيث يتشكّل كلوريد الألمنيوم وينطلق غاز الهدروجين.
2. تفاعل الحديد مع الكلور، حيث يتشكّل كلوريد الحديد III.
3. تفاعل غاز الأكسجين مع المغنزيوم.

رابعاً: حلَّ المسألة الآتية .

يتفاعلُ 2.5 mol من الألمنيوم مع كمّية كافية من حمض الكبريت المُمدَّد، فيُنتِج كبريتات الألمنيوم، وينطلق غاز الهدروجين.

المطلوب:

1. اكتب المُعادَلة الكيميائية المُعبّرة عن التفاعل الحاصل، ثمّ وازنها.
2. أعِد كتابة المُعادَلة بالشكل الأيُوني، ثمّ حدّد تفاعل الأكسدة وتفاعل الإرجاع.
3. احسُب عدد مولات الملح الناتج.
4. احسُب كتلة حمض الكبريت المتفاعل.
5. احسُب حجم غاز الهدروجين المُنطلِق مُقاساً في الشرطَين النظاميَين.

علماً أنَّ: (H:1 Al:27 S:32 O:16)

تفكير ناقد

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

أبحث أكثر

ابحث في مكتبة المدرسة والشابكة عن أنواع المواد المُستعمَلة في إطفاء الحريق، مُبيّناً 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 البتروكيماويات - إنتاج الزيوت -الصناعات الغذائية وغيرها.

هدف المشروع:

التعرّف إلى إحدى الصناعات في سوريا.

مراحل المشروع:

أولا- التخطيط:

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

ثانياً- التنفيذ:

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

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

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

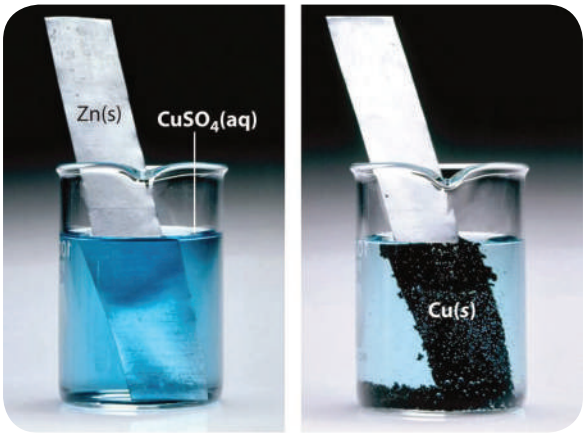
3. تبادل المعلومات بين المجموعات.
4. يُسلّم نسخة ورقية من البحث، أو نسخة إلكترونية.

ثالثاً- التقويم:

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

أسئلة الوحدة الأولى

أولاً: لديك التفاعل المُمثّل بالمُعادَلة الآتية: $Zn_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \longrightarrow Cu_{(s)} + ZnSO_{4(aq)}$



ادرس التفاعل السابق، ثمّ اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. العنصر الذي تأكسدَ هو:
   a. الأكسجين b. الكبريت c. الزنك d. النحاس
2. العنصر الذي أُرجِع هو:
   a. الأكسجين b. الكبريت c. الزنك d. النحاس
3. العامل المُرجِع هو:
   a. Zn b. SO_4^{-2} c. Cu^{+2} d. S
4. العامل المُؤكسِد هو:
   a. Zn^{+2} b. SO_4^{-2} c. Cu^{+2} d. Zn
5. نوع هذا التفاعل:
   a. اتحاد b. احتراق c. تفكّك d. تبادل أحادي (إزاحة)
6. في أثناء التفاعل يختفي اللون الأزرق لمحلول $CuSO_4$، وينتج كمية صلبة لونها أحمر من مادة:
   a. الزنك b. الكبريت c. النحاس d. الأكسجين

ثانياً: ضع المُصطلَح المُناسِب بين القوسين أمام كلّ من العبارات الآتية:

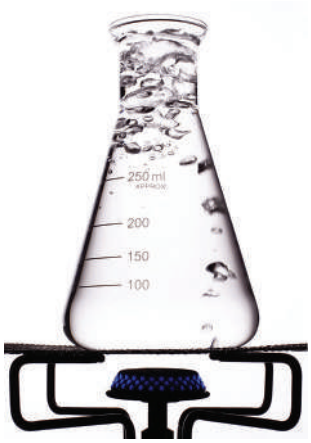
1. _____ تجمّع لجسيمات صغيرة جداً، تشكّل غيوماً غازية أو أشعة متأيّنة.
2. _____ تحوّل المادة من حالة إلى أخرى دون التغيير في طبيعة المادة.
3. _____ تحوّل المادة من حالة إلى أخرى ويرافقه تغيير في طبيعة المادة.

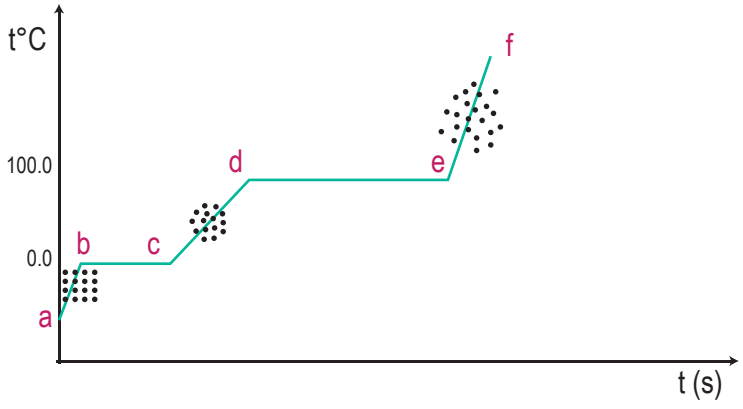
ثالثاً: عبّر عن التفاعلات الآتية، بمُعادَلات كيميائية موزونة، ثمّ اكتب التفاعل الإلكتروني للأكسدة، والتفاعل الإلكتروني للإرجاع:

1. تفاعل الكالسيوم مع حمض كلور الماء.
2. تفاعل حمض الكبريت الممدّد مع الزنك.
3. تفاعل كبريتات النحاس مع الحديد.

منهاجي
متعة التعليم الهادف

رابعاً: يمثّل المخطط المرسوم التحوّلات التي تطرأ على كمّية من الماء المُقطَّر تحت ضغط جوي نظامي:





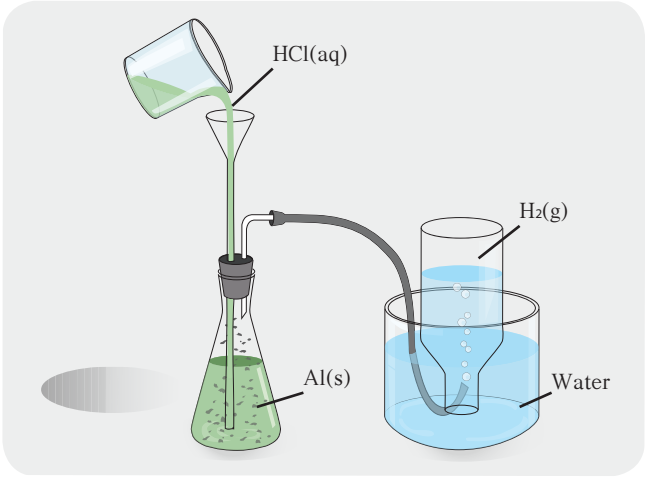
المطلوب:

1. حدّد الحالات الفيزيائية للماء في كلٍّ ممّا 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. حدّد الحالة الفيزيائية للماء المقطر التي تكون فيها قوى الترابط بين دقائقها كبيرة جداً.
5. حدّد الحالة الفيزيائية للماء المقطر التي تكون درجة حرارتها مرتفعة.

خامساً: اكتب المعادلات الكيميائية المعبّرة عن التفاعلات الآتية، ثمّ حدّد نوعه تاماً أو عكوساً:

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

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



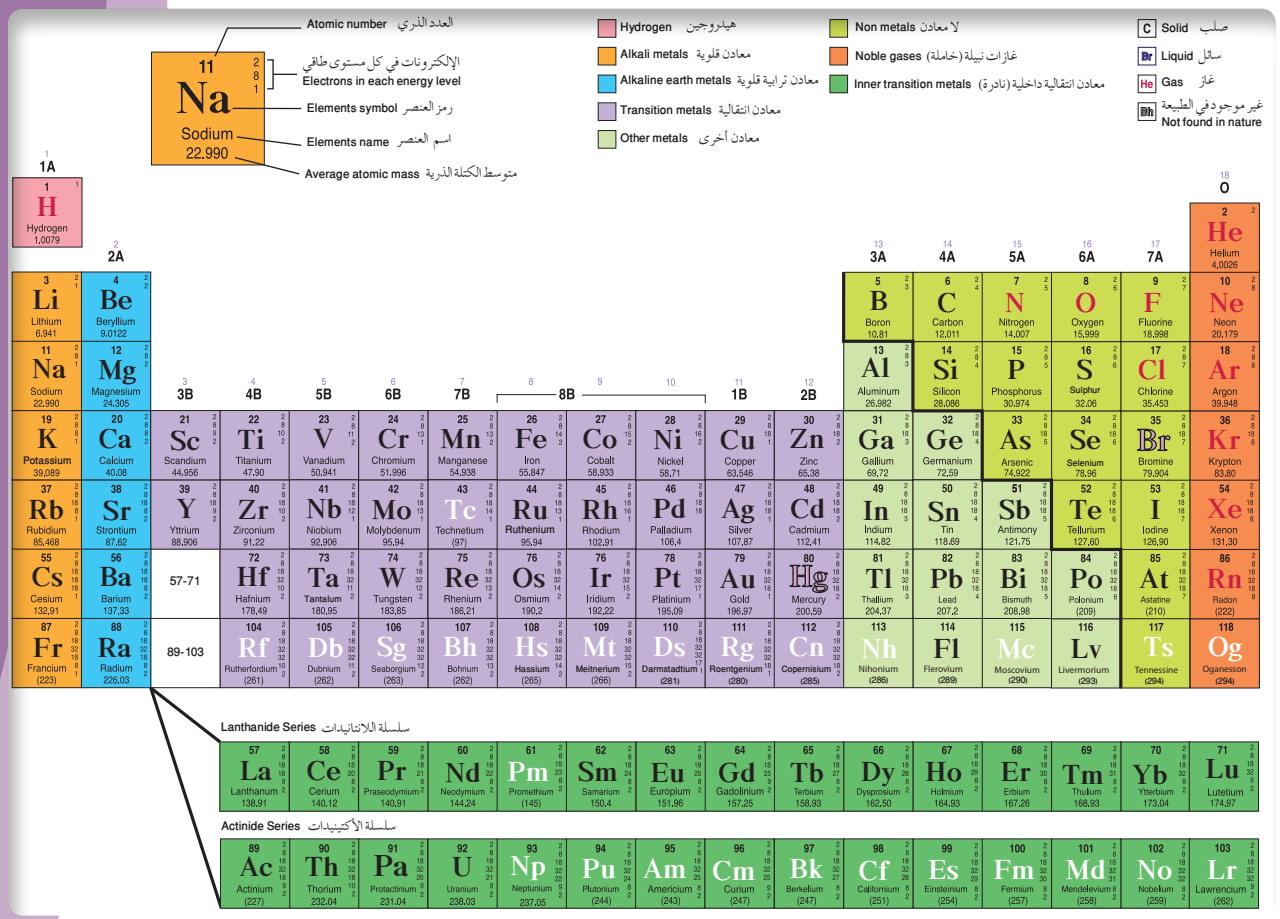
المطلوب:

1. فسّر لماذا يُجمَع غاز الهدروجين الناتج في أنبوبٍ مُنكَّس للأسفل في وعاء يحوي ماء.
2. كيف يُكشَف عن غاز الهدروجين الناتج؟
3. اكتب المُعادَلة الكيميائية المُمثّلة للتفاعل الحاصل، ثمّ حدّد نوع هذا التفاعل.
4. احسب كتلة الألمنيوم المُتفاعِلة، إذا علمت أنّ حجم الغاز الناتج في الشرطَين النظاميَين $0.672\,L$.
$(H:1, Cl:35.5, Al:27)$

الوحدة الثانية
المدارات الذرّية والجدول الدوري

الأهداف العامة للوحدة :

- يتعرَّفُ الأعداد الكموميّة.
- يتعرَّفُ قواعد التوزّع الإلكتروني.
- يتعرَّفُ الجدول الدوري للعناصر.
- يتعرَّفُ الدورية.



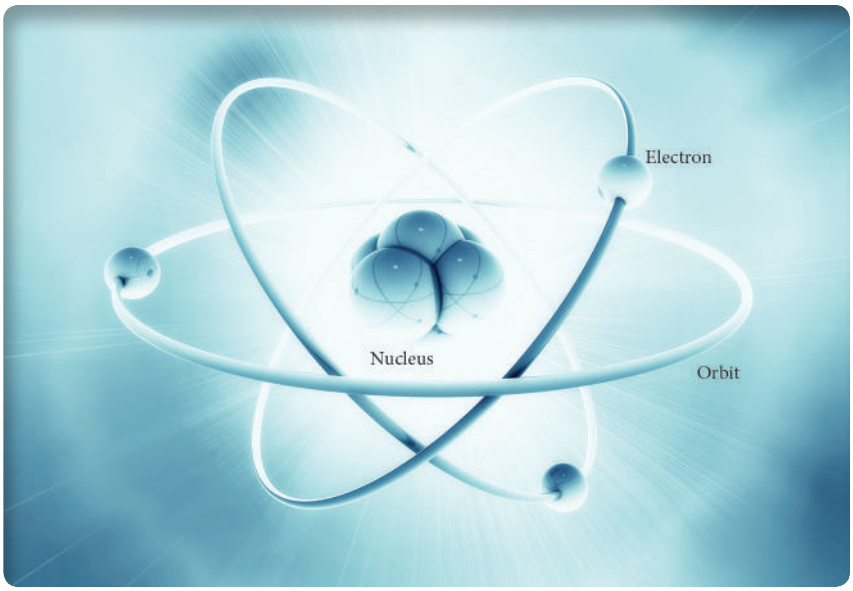
1-2 المَدارات الذرّية

الأهداف:

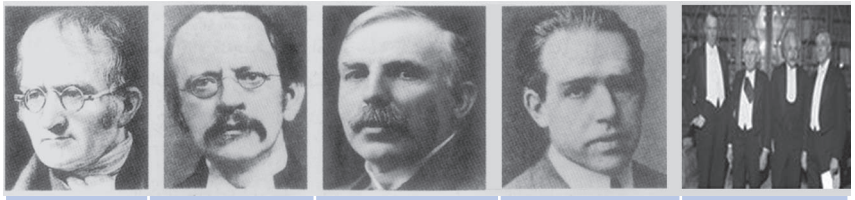
* يصف المدار الذرّي.
* يصف سلوك الإلكترون على المدار الذرّي .
* يتعرَّفُ الأعداد الكموميّة التي تصف المدار.
* يتعرَّفُ قواعد توزُّع الإلكترونات على المدارات.
* يمثّل التوزّع الإلكتروني لبعض الذرّات.

الكلمات المفتاحية:

* مَوجة.
* مبدأ الشكّ.
* مدار ذرّي.
* الأعداد الكموميّة.
* التوزّع الإلكتروني.
* مبدأ باولي.
* مبدأ أوف باو.
* قاعدة هوند.

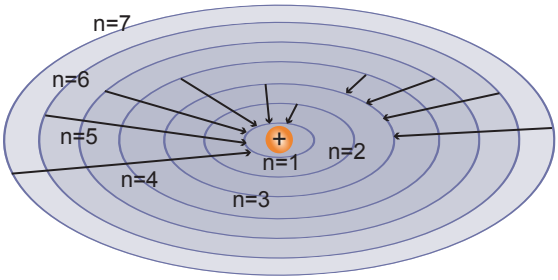


تطور مفهوم الذرّة عبر التاريخ



جون دالتون 1803	جوزيف طومسون 1897	ارنست رذرفورد 1909	نيلز بور 1913	النظرية الحديثة 1923
الذرّة أصغر جزء من مكونات المادة	الذرّة مؤلفة من شحنات موجبة وشحنات سالبة والذرّة متعادلة كهربائياً	الذرّة مؤلفة من نواة موجبة الشحنة والكترونات سالبة الشحنة ومعظم حجم الذرّة فراغ	تدور الالكترونات حول النواة في مدارات محددة ولكل منها سوية طاقية محددة	تصف سلوك الالكترون وموقعه في الفضاء المحيط بالنواة

1-1 السلوك الموجي للمادة :



استطاع العالم بور عام 1913 تفسير الطّيف المرئي لذرّة الهدروجين، لكنّه لم يستطع تفسير الخطوط الطيفية للذرّات الأخرى.

يُصدر الإلكترون المُتحرِّك حول النواة طاقةً على هيئة إشعاع ذي طول مَوجةٍ مُحدَّد وبتواتر مُعيَّن، عند انتقاله من سويَّة طاقية أعلى (أبعد عن النواة) إلى سويَّة طاقية أدنى (أقرب إلى النواة).

واقترح العالم دي برولي أنَّ كلّ جُسيم مادي مُتحرِّك تُلازمه في حركته مَوجةٌ، يتناسب طولها عكساً مع سرعة الجُسيم.

إثراء :

العلاقة بين الجسيم والموجه بحسب دي برولي $\lambda = \frac{h}{m.v}$

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

2-1 مبدأ الشكّ أو عدم التعيين للعالم هايزنبرغ :

نشاط (1):

إذا كان لديك بالونان مليئان بالهواء داخل غرفة مُغلَقة يبعدان عن بعضهما مسافة x ، وأردنا قياس تلك المسافة بدقّة. فهل يمكن ذلك؟

عند مُلامسَتهما في أثناء القياس سيتحرَّكان (يتغيَّر موضعهما) وبالتالي يكون القياس غير دقيق.

هل يمكن تحديد موضع وسرعة جُسيم صغير جداً كالإلكترون يدور حول النواة في حيّز صغير جداً؟

أجاب العالم هايزنبرغ على هذا السؤال أنَّه:

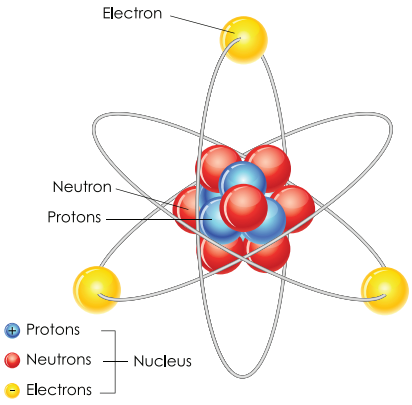
"لا يمكن تحديد موضع وكمّية حركة جسيم صغير جداً كالإلكترون يتحرّك في حيّز صغير جداً بآنٍ واحد وبدقّة"، وهذا ما يدعى مبدأ الشك (عدم التعيين).

إضاءة

وصف هايزنبرغ مبدأه بالقول:

"لا يمكن تحديد المستقبل بدقّة ليس لأنّنا لا نعرف الحاضر بدقّة وإنّما لا نستطيع معرفة الحاضر بدقّة."

3-1 النظرية الحديثة لبنيّة الذرّة :



تقوم على مفهومَين أساسيَين:

1. الإلكترون ذو طبيعة ثنائية: فهو يسلك سلوك جسيم أحياناً، أو سلوك ظاهرة مَوجيّة أحياناً أخرى.
2. مبدأ الشك أو عدم التعيين للعالم هايزنبرغ.

المَدار الذرّي: هو منطقة ثلاثية الأبعاد يكون وجود الإلكترون فيها أكثر احتمالاً، وتكون على شكل غمامةٍ إلكترونية، ولها أبعادٌ مُحدَّدة عن النواة، تُسمّى نصف قطر المدار.

نشاط (2):

- تقوم النظرية الحديثة لبنيّة الذرّة على مفهومَين أساسيَين، ما هما؟
- ما المقصود بمبدأ الشكّ للعالم هايزنبرغ؟

4-1 الأعداد الكموميّة :

عندما تسأل شخص ما:" أين تسكن؟"، فيجيبك" في البناء الثالث، في الطابق الثاني" مثلاً؛ أي يصِفُ مكانَ سكنه بأرقام. كذلك الإلكترونات يمكن توصيف توضُّعها في الذّرّة بأعدادٍ تسمّى الأعداد الكموميّة.

1-4-1 أولاً : العدد الكمّي الرئيسي n

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

- العـدد الكمـي الرئيـسي يُحـدِّد البُعـد الأكـثر احتـمالاً للإلكـترون عـن النـواة، ويُحـدِّد سـويات الطاقـة الرئيسـة للمـدرات التـي يتحـرّك عليهـا الإلكـترون.

ويأخذ القيم المبيّنة في الجدول الآتي:

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

وتُعطى السعة العظمى من الإلكترونات في سويّات الطاقة الرئيسية حسب مبدأ باولي بالعلاقة: $2n^2$ حيث n رقم السويّة الطاقية الرئيسية.

نشاط (3):

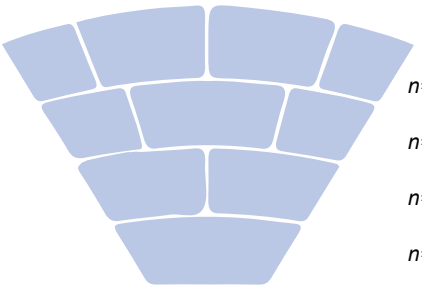
ما قيمة العدد الكمّي الرئيسي للسويّة الرئيسية M ؟ وما السعة العظمى للإلكترونات في هذه السوية؟

2-4-1 ثانياً: العدد الكمي الثانوي ℓ :

يُحدَّد عدد سويّات الطاقة الفرعيّة في كلّ سويّة رئيسية n، ويُحدَّد الشكل الهندسي لهذا المدار، وهي: s ، p ، d ، f.

ويأخذ القيم الصحيحة التي تتراوح بين الصفر و $n-1$.

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

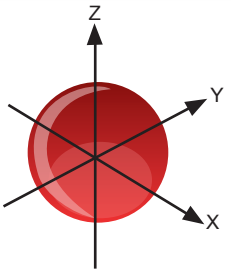
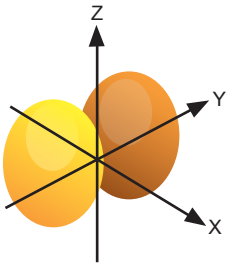
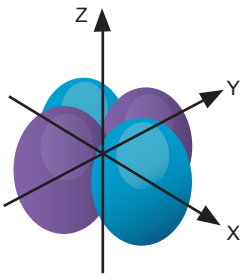
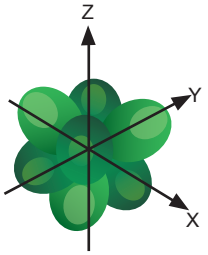


$n=4$ أربع سويات فرعية

$n=3$ ثلاث سويات فرعية

$n=2$ سوياتان فرعيتان

$n=1$ سوية فرعية واحدة

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

نشاط (4):

1. ما القيم التي يأخذها العدد الكمي الثانوي ℓ من أجل $n = 3$ ؟
2. ما العلاقة بين سويات الطاقة الرئيسية والفرعيّة؟
3. ما أشكال المحطات الإلكترونية s، p، d؟

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

يحدّد عدد الاتجاهات والأوضاع التي يمكن أن يأخذها محطّ إلكتروني عند خضوعه لحقل مغناطيسي خارجي، ويأخذ أعداداً صحيحة تتراوح بين:

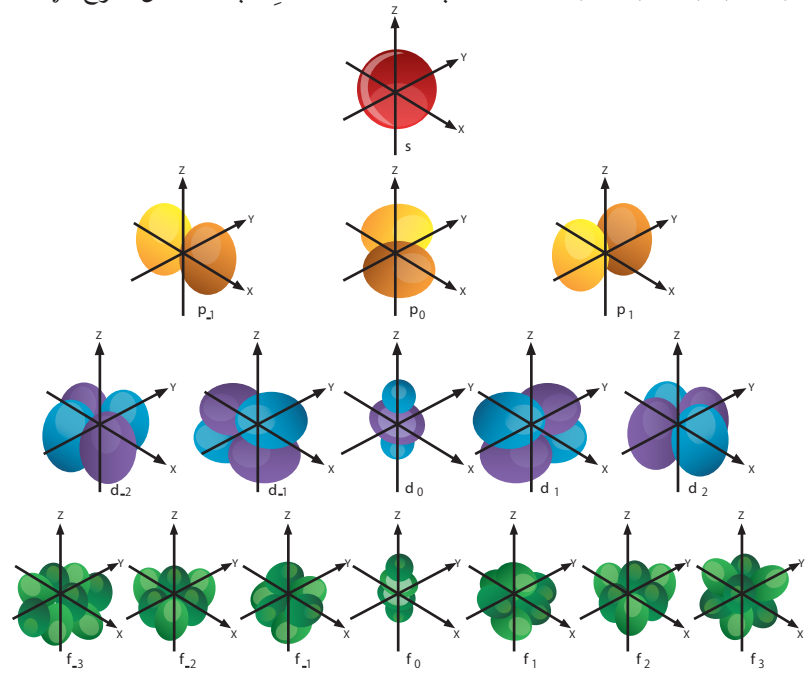
$(-\ell \ldots\ldots 0 \ldots\ldots +\ell)$ أي مجموع قيمه $(2\ell+1)$ $m =$

$\ell = 0$ $m = 0$ مَحطّ واحد من النوع s.

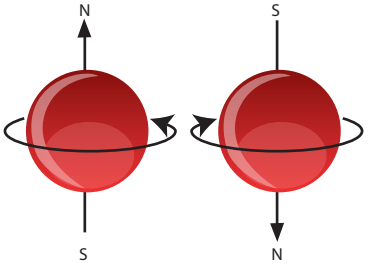
$\ell = 1$ $m = -1, 0, +1$ ثلاثة محطّات مُتكافِئة بالطاقة من النوع p.

$\ell = 2$ $m = -2, -1, 0, +1, +2$ خمسة محطّات مُتكافِئة بالطاقة من النوع d.

$\ell = 3$ $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ سبعة مَحطّات مُتكافِئة بالطاقة من النوع f.



4-4-1 رابعاً: العدد الكمومي للف الذاتي m_s (Spin) :



- يُحدِّد جهة دوران الإلكترون حول محوَر مار بمركزه.
- يُمثَّل الإلكترون برسم سهم يشير إلى جهة دورانه حولَ مُحوَره.
- تتَّسعُ كلّ حجيرة (مَحطّ) في مَدارٍ لزوج من الإلكترونات المُتعاكِسة بجهةٍ دورانها حول محور كلّ منها.

نشاط (5):

- آخذُ مغناطيسَين مُستقيمَين وأضعهما متوازيَين، بحيث يكون قطباهما الشماليان في الاتّجاه ذاته، ماذا ألاحظ؟
- أعكسُ القطبَين أحدهما بالنسبة للآخر، ماذا أُلاحظ؟
- هل يمكن تفسير وجود إلكترونَين في مَحطٍّ واحد مع وجود قوى تنافر كهربائي بينهما وفق ما سبق؟

إضاءة

يتحرّك الإلكترون حول ذاته حركة مغزليّه تؤدّي لنشوء حقلٍ مغناطيسي.

5-1 التوزّع الإلكتروني في الذرّات :

ماذا يُقصَد بـالتوزّع الإلكتروني؟

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

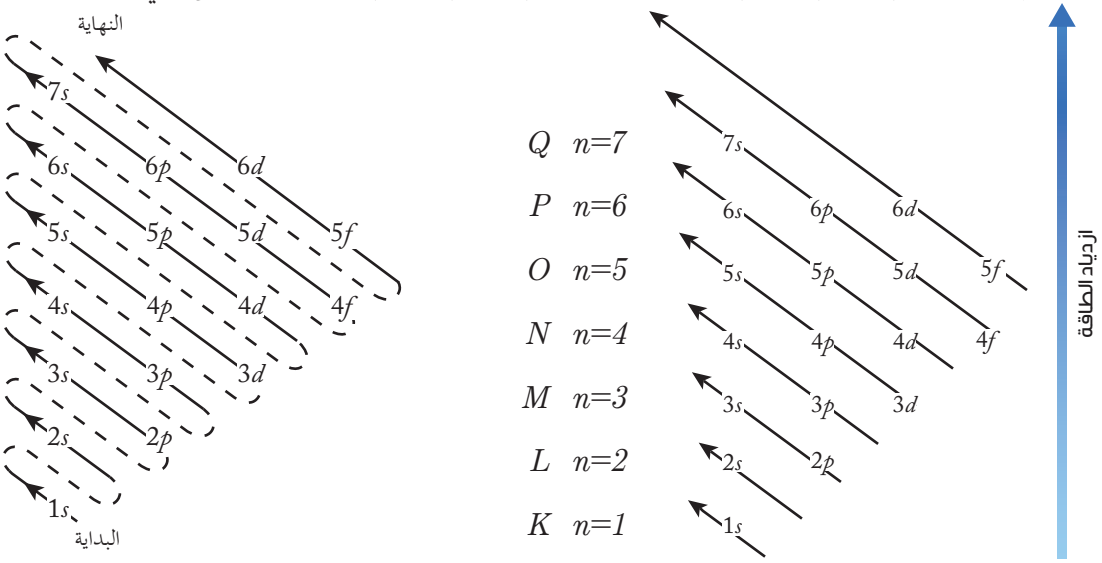
إضاءة

العـالم الأمريـكي ميليـكان أول مـن قـاس شـحنة الإلكـترون $e = 1.6 \times 10^{-19}\,\text{coulomb}$ وقـاس كتلـة الإلكـترون $m_e = 9.11 \times 10^{-31}\,\text{kg}$

و يتمّ ذلك وفق القواعد الآتية:

أولاً: مبدأ البناء (كليتشكو فيسكي):

تُملأ الإلكترونات بدءاً من السويّة الطاقية الفرعيّة الأدنى طاقة إلى السويّة الطاقية الفرعيّة الأعلى طاقة، وفق الآتي:



ألاحظ:

1. طاقة المحطّات في السويّة الفرعيّة تكون جميعها مُتساوية.

   مثلا: المحطّات الثلاثة في السويّة الفرعيّة p (p_x, p_y, p_z) طاقتها مُتساوية.

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

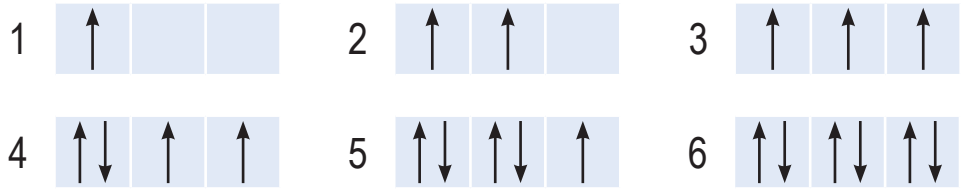
3. إذا كان $n = 4$ فيكون تسلسل سويّات الطاقة الفرعيّة. $4s \;, 4p \;, 4d \;, 4f$ ← ازدياد الطاقة

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

ثانياً: قاعدة هوند:

لا يمكن لحجيرة كميّة في أيّ مدار أن تضمَّ إلكترونَين معاً قبل أن تضمَّ كلّ حجيرات المدار إلكتروناً واحداً.

مثال: يتمُّ ملءُ المدارات p بالإلكترونات وفق الآتي:



ثالثاً: مبدأ باولي (مبدأ الاستبعاد):

لا يمكن أن يكون لإلكترونين في ذرّة واحدة الأعدادُ الكموميّة الأربعة ذاتُها، فإذا اتّفقا في الثلاثة الأولى فسوف يختلفان في عدد اللّف الذاتي.

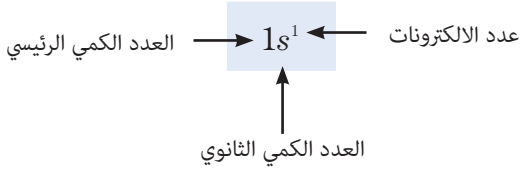
تطبيق:

ذرّة الهليوم: $_{2}He: 1s^{2}$

رابعاً: الترميز الإلكتروني:

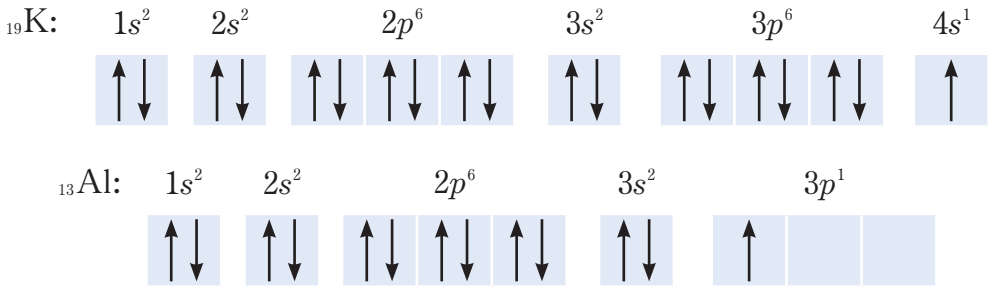
يعبِّر عن سويات الطاقة الرئيسية، وسويّات الطاقة الفرعيّة، وعدد الإلكترونات في سوية الطاقة الفرعيّة.

مثال:

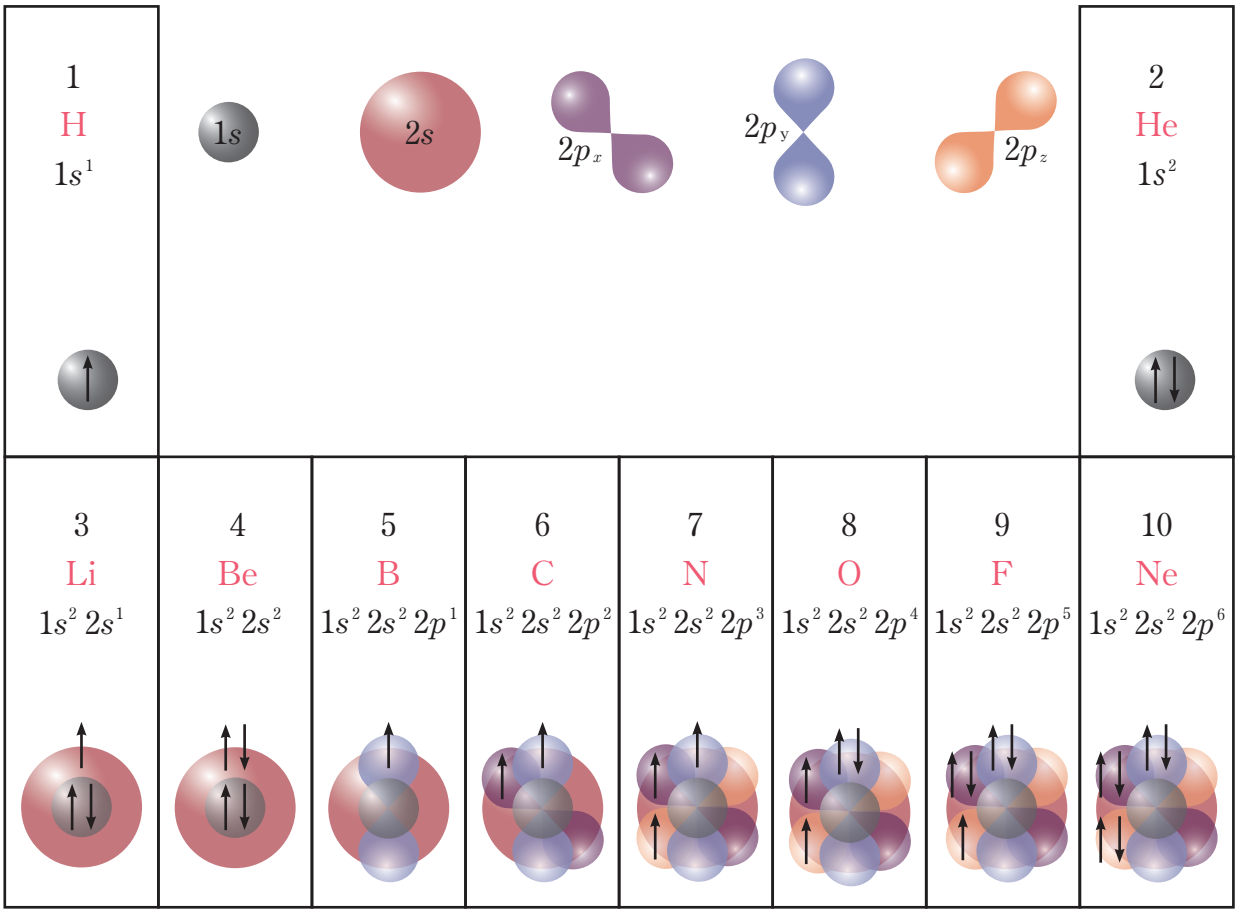


ذرّة الهدروجين $_{1}H: 1s^{1}$

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



6-1 أمثلة على التوزّع الإلكتروني لبعض العناصر:



إثراء:

استثناءات التوزّع الإلكتروني:

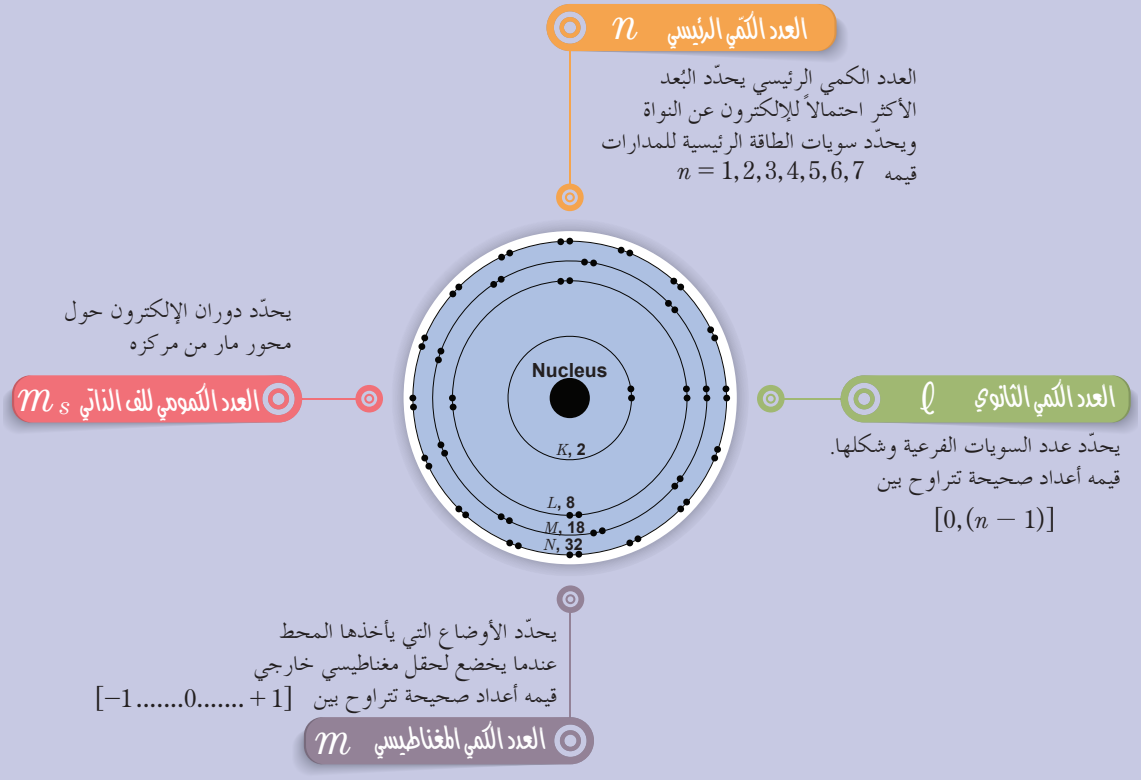
نلاحظ وجود استقرار لذرّات بعض العناصر التي تكون فيها المدارات s و d مُمتلِئة أو نصف مُمتلِئة، مثل عنصري الكروم والنحاس :

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

منهاجي
متعة التعليم الهادف

تعلّمت

- السلوك المَوجي للمادة: يُصدِر الإلكترون طاقةً على هيئة إشعاعٍ عند انتقاله من مَدار أبعد إلى مدار أقرب إلى النواة، ويمتصّ طاقةً عند انتقاله بالعكس، لذلك هو جسيم، ويسلك سلوك مَوجة.
- مبدأ الشك هايزنبرغ: لا يمكن تحديد موضع وكمّية حركة أو سرعة جسيم صغير جداً كالإلكترون يتحرّك في حيّز صغير جداً بآن واحد وبدقّة.
- وصف المدار الذرّي: المنطقة التي يكون وجود الإلكترون فيها أكثر احتمالاً حول النواة.
- النظرية الحديثة لبنيّة الذرّة: تقوم على مفهومين أساسيين .(للإلكترون طبيعة ثنائية، مبدأ الشك هايزنبرغ).
- تعين سويّات الطاقة من خلال معرفة الأعداد الكموميّة:



- يخضع التوزّع الإلكتروني إلى ثلاث قواعد:

1. مبدأ الاستبعاد: لا يمكن أن يكون لإلكترونَين في ذرّةٍ واحدة الأعدادَ الكموميّة الأربعة ذاتها.
2. مبدأ البناء: إنّ الإلكترونات تَملأ المدارات بدءاً من المدار ذي السويّة الطاقية الأدنى وبالتدريج.
3. قاعدة هوند: لا يمكن لحُجيرة كمّية في أيّ مدار أن تضمَّ إلكترونَين معاً قبل أن تضمَّ كلّ حُجيرات المدار إلكتروناً واحداً.

أختبر نفسي

أولاً: املأ الفراغات بالكلمات المناسبة:

1. عند انتقال الإلكترون من سويّة طاقية أقرب إلى سويّة طاقيّة أبعد عن النواة فإنَّه _____.
2. سويّة الطاقة الرئيسية الثانية تتكوَّن من سويَتَين فرعيَتَين هما _____.
3. العدد الكمومي الذي يُحدِّد سويات الطاقة الفرعيّة هو _____.
4. يختلف الإلكترونان الموجودان في المَحطّ $1s$ في ذرّة الهليوم في العدد الكمومي _____.

ثانياً: اختر الإجابة الصحيحة لكلٍّ ممّا يأتي:

1. السعة العظمى من الإلكترونات للسوية الطاقيّة الرئيسيّة M :

a. 32 b. 18 c. 8 d. 2

2. تنتمي السويّة الطاقية الفرعيّة f إلى السويّة 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 $(n = 3 \quad ,\ell = 2)$ هذا يعنى أنَّ المدار هو:

a. $3d$ b. $3s$ c. $3p$ d. $2s$

ثالثاً: ضع كلمة صح أمام العبارة الصحيحة، وكلمة غلط أمام العبارة غير الصحيحة وصحّحها:

1. عدد الإلكترونات العزباء (المفردة) في ذرّة عنصر الحديد $_{26}Fe$ يساوي 3 .
2. المدار $4p$ تكون فيه قيمة $n = 1$ ، $\ell = 4$.
3. السعة العظمى للسويّة الطاقية الفرعيّة $3s$ هي إلكترونان.
4. العدد الأعظمي للإلكترونات التي تتّسع لها سويّة الطاقة الرئيسية الثالثة يساوي 8.

رابعاً: رتّب السويّات الطاقيّة الآتية، تبعاً لنقصان الطاقة:

$2s$ ، $5f$ ، $3d$ ، $4p$

خامساً: اكتب التوزّع الإلكتروني للعناصر الآتية، بطريقة المربعات والأسهم:

$_{9}F$ ، $_{29}Cu$ ، $_{15}P$

سادساً: اكتب التوزّع الإلكتروني للذرّات الآتية، بطريقة الترميز الإلكتروني:

$_{18}Ar$ ، $_{8}O$ ، $_{19}K$

سابعاً: إذا علمت أن التوزّع الإلكتروني لذرّة الأكسجين O هو $1s^2\,2s^2\,2p^4$. المطلوب اكتب:

a. العدد الذرّي للأكسجين. b. عدد المحطّات المُمتلِئة. c. عدد الإلكترونات العزباء.

ثامناً: أكمل الجدول الآتي:

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

تفكير ناقد

ناقش الفرق بين نموذج رذرفورد ونموذج بور والنظرية الحديثة لبنيّة الذرّة.

أبحث أكثر

تمتلئ محطّات $4s$ قبل محطّات $3d$ بالإلكترونات في أثناء التوزّع الإلكتروني، ابحث في مكتبة المدرسة والشابكة.

2-2 الجدول الدوري للعناصر

الأهداف:

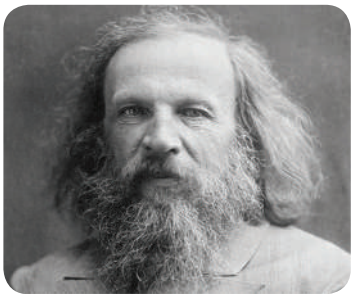
* يتعرَّفُ إلى الجدول الدوري.
* يحدّد موقع عنصر في الجدول الدوري اعتماداً على البنيّة الذرّية.
* يستقرئ صفات عنصر ما من موقعه في الجدول الدوري.
* يتعرَّفُ على الخواص الرئيسية لبعض الفصائل الكيميائية.
* يثمّن دور العلماء في تطوير الجدول الدوري.

الكلمات المفتاحية:

* الفصائل.
* الأدوار.
* المعادن القلوية.
* المعادن القلوية الترابية.
* المعادن الانتقالية.
* اللامعادن.
* أشباه المعادن.
* الهالوجينات.
* الغازات النبيلة.
* اللانثانيات.
* الأكتينات.

عند زيارتك لمؤسسة استهلاكية تجد أنّ موادها السلعية رُتِّبت في أقسام، فهناك قسم للأغذية وللمفروشات، وللمنظفات وهكذا .....، وهذا يُسهّل على المُستهلك الوصولَ إلى القسم الذي يريده، لشراء المادة السلعية المطلوبة.

الجدول الدوري عند مندليف و تطوره



العالم الروسي ديمتري مندليف
1834-1907م

تمّ التعرّف إلى العناصر الكيميائية مثل الذهب والنحاس والفضة منذ القديم، حيث إنَّ هذه العناصر توجد في الطبيعة، ويسهل الحصول عليها بالطرائق البدائية، وبازدياد عدد العناصر المكتشفة، التي بلغ عددها أكثر من 60 عنصراً معروفاً، بدأ العلماء مُلاحَظةً تكرارية في الخاصيّات الكيميائية والفيزيائية.

أُجرِيت عدّة محاولاتٍ لإيجاد علاقاتٍ بين خاصيّات هذه العناصر من بينها جدول مندليف، حيث لاحظ العالم الروسي ديمتري مندليف مفهوم الدورية أو التكرار في صفات العناصر المعروفة آنذاك، ورتّبها وفقاً لكتلها الذرّية، وترك مواقع فارغة لإضافة عناصر جديدة لم يتمَّ اكتشافها في ذلك الوقت، ومنها الغازات النبيلة.

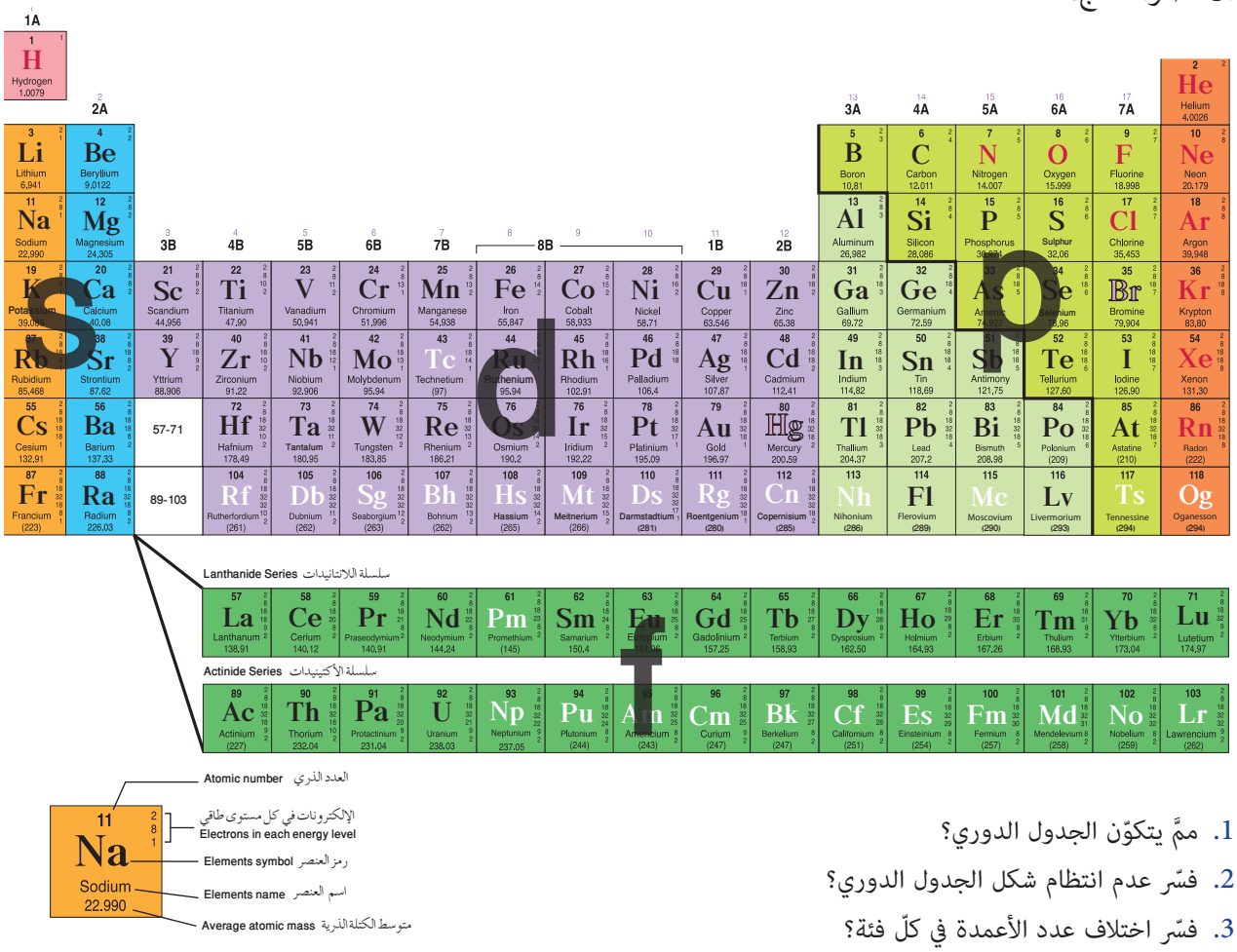
قام العالم هنري موزلي بإعادة ترتيب العناصر بحسب عددها الذرّي، الذي يمثّل عدد البروتونات الموجودة في كلّ عنصر، ومع مرور الزمن أُضيفت عناصر أخرى طبيعية وصنعية.

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

1-2 تركيب الجدول الدوري الحديث:

نشاط (1):

ألاحظ وأستنتج:



1. ممَّ يتكوّن الجدول الدوري؟
2. فسّر عدم انتظام شكل الجدول الدوري؟
3. فسّر اختلاف عدد الأعمدة في كلّ فئة؟
4. ما العلاقة بين عدد أدوار الجدول الدوري وعدد سويّات الطاقة الرئيسية؟

- يتكوّن الجدول الدوري من مجموعة مُربَّعات، كلّ مُربَّع يحتوي: اسمَ العنصر، رمزه، عدده الذرّي، كتلته الذرّية وتوزّعه الإلكتروني.
- رُتّبت العناصر في المُربَّعات حسب تزايد العدد الذرّي، في فصائل، وأدوار.
- عدم انتظام شكل الجدول الدوري يعود إلى الاختلاف في التوزّع الإلكتروني للعناصر، ممّا أدى إلى إدراجها في أربع فئات (s, p, d, f) مُختلِفة في عدد الأعمدة.
- عدد الأعمدة في كلّ فئة يساوي عدد الإلكترونات الأعظمي في السوية الفرعيّة كما يلي:

– تتكوّن الفئة s من فصيلتين، هما 1A المعادن القلوية التي تحتوي طبقتها السطحيّة إلكتروناً واحداً في السوية الفرعيّة s، و 2A فصيلة المعادن القلوية الترابية التي تحتوي طبقتها السطحيّة إلكترونين فقط في السوية الفرعيّة s ، وعنصر الهليوم.

– الفئة p تتكوّن من ستّ فصائل، إلكتروناتها السطحيّة تشغل السوية الفرعيّة p ، تبدأ من 3A حتى 8A فصيلة الغازات النبيلة.

- أما الفئة d تتكوّن من عشرة أعمدة، وُضِعت في ثماني فصائل B تحتوي العناصر الانتقالية، وتمتاز عناصر هذه الفئة بامتلاء جزئي أو كلّي للسوية الفرعيّة s من السوية الطاقية الرئيسية n، وبامتلاء جزئي أو كلّي للسوية الفرعيّة d من السوية الطاقية الرئيسية $(n-1)$.
- الفئة f تشمل العناصر الانتقالية الداخلية وتتميّز بامتلاء كلّي للسوية الطاقية s الخارجية وامتلاء أو شبه امتلاء للسويات $4f, 5f$، وتحوي أربعة عشر عموداً، هما مجموعتا اللانثانيات والأكتينات التي تدعى بالأتربة النادرة.

- عدد أدوار الجدول الدوري سبعة تقابل سويات الطاقة الرئيسية.

نشاط (2):

لاحظ موقع كلّ من العناصر الآتية في الجدول الدوري:

المجموعة 1: الصوديوم، المغنزيوم، الألمنيوم، الحديد والزنك.

المجموعة 2: الكربون، الآزوت، الكبريت و اليود.

المجموعة 3: الجرمانيوم والسيليكون (السيليسيوم).

توزع العناصر في الجدول الدوري من حيث خاصيّاتها إلى:

1. معادن: تقع على يسار ووسط الجدول الدوري تتشابه بخاصيّاتها الفيزيائية من حيث اللمعان، البريق والناقلية للكهرباء والحرارة، القدرة على السحب والطرق وغيرها، كما تتشابه بالخاصيّات الكيميائية، فتميل إلى فقد الإلكترونات السطحيّة بسهولة، فتتآكل بسرعة (مثل عناصر المجموعة 1).
2. لا معادن: تقع على يمين وأعلى الجدول الدوري، صفاتها عكس المعادن فهي رديئة النقل للحرارة والكهرباء، هشّة غير قابلة للسحب أو التصفيح لا بريقَ لها، تميل إلى كسب الإلكترونات (مثل عناصر المجموعة 2).
3. أشباه المعادن: تقع على جانبي الخط المتعرج في الجدول الدوري لها خاصيّات فيزيائية وكيميائية مشابهة للمعادن واللامعادن معاً (مثل عناصر المجموعة 3).

معدن الذهب

زهر الكبريت

الجرمانيوم من أشباه المعادن

إثراء:

يُعدّ السيليكون والجرمانيوم عنصرَين مهمّين في الصناعة، ولاسيّما في صناعة رقائق الحاسوب والخلايا الشمسيّة، كما استعمل السيليكون في الجراحة التجميلية.

2-2 التوزّع الإلكتروني للعناصر والجدول الدوري :

ألاحظ التوزّع الإلكتروني للعناصر الآتية، ثمّ أجيب عن الأسئلة:

$_{1}H$: K(1)
$1s^1$

$_{3}Li$: K(2) L(1)
$1s^2$ $2s^1$

$_{11}Na$: K(2) L(8) M(1)
$1s^2$ $2s^2\,2p^6$ $3s^1$

1. ما عددُ الإلكترونات في الطبقة السطحيّة للعناصر السابقة؟
2. إلى أيّ فصيلة تنتمي هذه العناصر؟ ولماذا؟

عدد الإلكترونات السطحيّة للعناصر السابقة واحد، وتنتمي إلى الفصيلة 1A فصيلة المعادن القلوية، لأنَّ عدد إلكترونات الطبقة السطحيّة في السوية الفرعيّة s يساوي الواحد.

نشاط (3):

لديك العناصر الآتية: $_{12}Mg$ ، $_{10}Ne$ ، $_{17}Cl$ ، حدّد موقعها في الجدول الدوري، اعتماداً على التوزّع الإلكتروني:

الحلّ:

$_{17}Cl$ K(2) L(8) M(7)
$1s^2$ $2s^2\,2p^6$ $3s^2\,3p^5$

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

$_{10}Ne$: K(2) L(8)
$1s^2$ $2s^2\,2p^6$

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

$_{12}Mg$: K(2) L(8) M(2)
$1s^2$ $2s^2\,2p^6$ $3s^2$

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

نتيجة:

يحدّد موقع عنصر في الجدول الدوري من خلال التوزّع الإلكتروني للعنصر، حيث تُحدِّد السويّة الطاقية الرئيسية الأخيرة الدور الذي ينتمي له العنصر، أمّا الفصيلة فتُحدَّد من خلال عدد الإلكترونات في السويّة الطاقية الرئيسية الأخيرة.

نشاط (4):

حدّد موقع عنصر الكالسيوم $_{20}Ca$ في الجدول الدوري اعتماداً على التوزّع الإلكتروني.

3-2 استخدامات الجدول الدوري :

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

4-2 التعرّف على بعض الفصائل الرئيسية في الجدول الدوري :

أولاً: فصيلة المعادن القلوية 1A :

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

- طاقة تأيّنها الأولى ضعيفة لسهولة تحرّر إلكترون التكافؤ وتعطي أيُوناً موجباً M^+، أمَّا طاقة التأيّن الثانية، فهي عالية.
- تتناقص درجتا الانصهار والغليان للمعادن القلوية بازدياد العدد الذرّي.
- تمتاز المعادن القلوية ببريق أبيض فضي، عدا السيزيوم أصفر ذهبي، ويزول البريق عند التعرّض للهواء.
- تتمتع بقدرة إرجاعية عالية.
- جيدة النقل للحرارة والكهرباء.

ثانياً: فصيلة المعادن القلوية الترابية 2A :

تضم (البيريليوم Be، المغنزيوم Mg، الكالسيوم Ca، السترانسيوم Sr، والراديوم Ra وهو عنصر مُشِع). وهي عناصر تنتهي جميعها بإلكترونَي تكافؤ في السويّة الفرعيّة s.

- طاقة تأيّنها أعلى من المعادن القلوية، ممّا يجعلها أقلّ صفةً معدنيةً منها وتعطي أيُوناً موجِباً M^{+2}.
- تمتاز المعادن القلوية الترابية ببريق أبيض فضي.
- تُعدّ المعادن القلوية الترابية أكثر قساوةً من المعادن القلوية، إلّا أنّها أقلّ قدرةً إرجاعيةً منها.
- ارتفاع درجتي الانصهار والغليان للمعادن القلوية الترابية عن المعادن القلوية.
- جيدة النقل للحرارة والكهرباء.

إثراء :

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

ثالثاً: الفصيلة 7A فصيلة الهالوجينات:

تضمّ (الفلور F، الكلور Cl، البروم Br، اليود I، والأستاتين At وهو عنصرٌ مُشِعٌ)، تحتوي السوية السطحيّة على سبعة إلكترونات، إلكترونين منها في السوية s، وخمسةٍ منها في السويّة p، تميل هذه العناصر إلى كسب إلكترون والتحوّل إلى أيُون سالب X^{-1}، ويُعدّ الفلور أكثر العناصر كهرسلبية.

- تزداد درجات الانصهار والغليان لهذه العناصر بازدياد العدد الذرّي 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 حرّة على شكل جزيئات ثنائية الذرّة.
- لهذه الغازات ألوان تميّزها: أصفر فاتح للفلور - أصفر مخضر للكلور - بني محمر للبروم - بنفسجي لليود.

رابعاً: الفصيلة 8A فصيلة الغازات النبيلة:

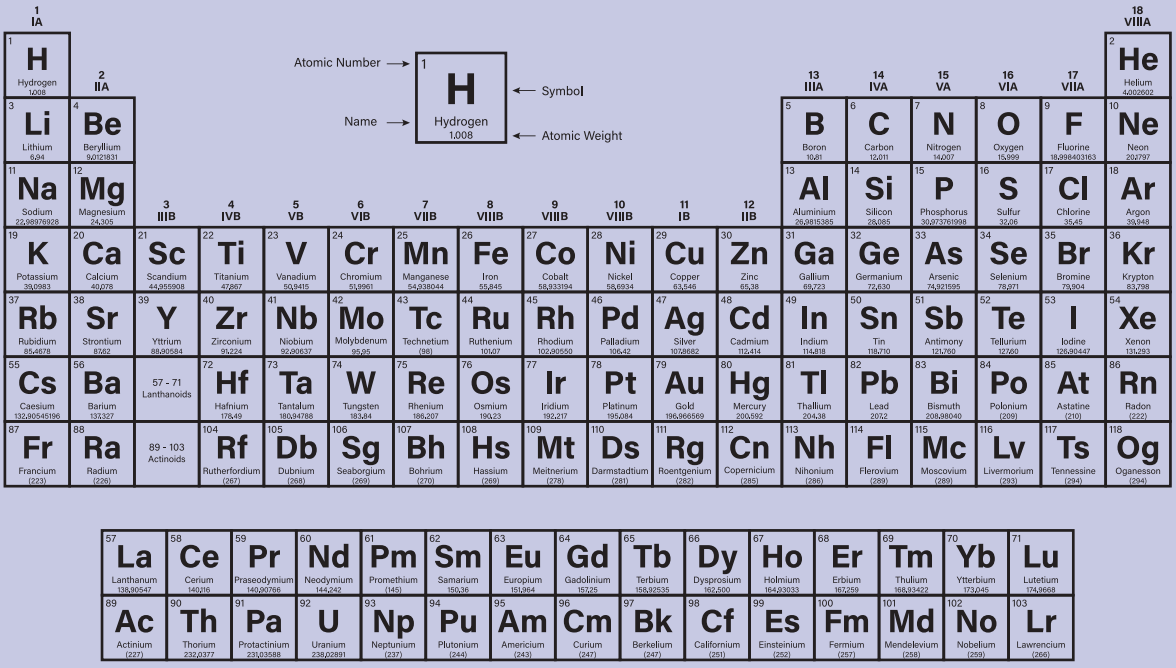
تشمل مجموعة الغازات النادرة وتضمّ (الهليوم He، النيون Ne، الأرغون Ar، الكريبتون Kr، الكزينون Xe، الرادون Rn).

- تتميّز بطبقة إلكترونية خارجية مشبعة $1s^2$ في الهليوم، و $ns^2\,np^6$ في باقي عناصر الفصيلة.
- توجد في الحالة الذرّية (أحادية الذرّة)، كما أنّها لا تكوّن روابط مع ذرّات عناصر أُخرى.
- يصعب تحويل الغازات النبيلة إلى الحالة السائلة أو الصلبة، بسبب ضعف قوى التجاذب بين ذرّات الغاز، ويشذّ الهليوم في أنّه يشكّل جسماً صلباً حقيقياً بفعل الضغط فقط، بغضّ النظر عن درجة الحرارة.
- تتميّز بدرجة غليان مُنخفِضة جداً، كما أنَّ لها حرارة تبخُّر صغيرة، لأنّ الفعلَ المُتبادَل بين ذرّات الغاز النبيل ضعيفٌ، لاقتصاره على فعل قوى فاندر فالس فقط.
- تتناقصُ طاقة التأيّن من الهليوم إلى الرادون، ممّا يجعل الفاعليّة الكيميائيّة لهذه الغازات تزداد مع العدد الذرّي. ولهذا فإنّه لا تُعرَف أية مركّبات كيميائية للهليوم والنيون والأرغون، بينما يمكن للكريبتون والكزينون تشكيل بعض المركّبات الثابتة مع عناصر أخرى.

تعلّمت

- رُتّبت العناصر في الجدول الدوري حسب أربع فئات (s, p, d, f) تمثّل سويات الطاقة الفرعيّة للذرّة، التي تحوي إلكترونات التكافؤ.
- يحوي الجدول سبعة أسطر أفقية هي الأدوار، مُكافِئة لعدد سويّات الطاقة الرئيسية وثماني فصائل من A, B.
- يشير رقم الفصيلة A إلى عدد الإلكترونات في الطبقة السطحية.
- يدخل الإلكترون المُضاف إلى المدار الفرعي 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 الخطّ المُتعرِّج في الجدول.
- في أسفل الجدول زمرتان هما اللانثانيات والأكتينيات، تشكّلان مجموعة الأتربة النادرة.
- يُحدَّد موقع عنصر في الجدول الدوري من خلال التوزُّع الإلكتروني للعنصر، حيثُ تُحدِّد السوية الطاقية الرئيسية الأخيرة الدور الذي ينتمي له العنصر، أمّا الفصيلة؛ فتحدّد من خلال عدد الإلكترونات في السوية الطاقية الرئيسية السطحية (الخارجية).
- تمتاز المعادن القلوية والقلوية الترابية بقدرة إرجاعيّة.
- تمتاز الهالوجينات بأنّها عناصر كهرسلبية، ويُعدّ الفلور أكثرها كهرسلبية.
- تمتاز الغازات النبيلة بأنّها جزيئات أحادية الذرّة، وهي غازات يصعب إسالتها.

Periodic Table of the Elements



أختبر نفسي

أولاً: اخترِ الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. الفلور من عناصر فصيلة:
   a. المعادن القلوية b. المعادن القلوية الترابية c. الغازات النادرة d. الهالوجينات
2. يُعدّ السيليكون:
   a. معدناً قلوياً b. شبه معدن c. معدناً انتقالياً d. معدناً قلوياً ترابيّاً
3. يشبه الليثيوم عنصر:
   a. الألمنيوم b. الهليوم c. اليود d. الصوديوم
4. توجَد أشباه المعادن في الجدول الدوري فقط في الفئة:
   a. d b. p c. f d. s

ثانياً: اكتب اسم عنصرَين لهما خاصيّات مُشابِهة لعنصر الكالسيوم.

ثالثاً: ما الذي يوحيه إليك أرقام الأعمدة A في الجدول الدوريّ؟

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

$_{16}S$, $_{13}Al$, $_{18}Ar$

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

سادساً: قارِن بين المعادن و اللامعادن من حيث : البريق، الطرق والسحب، الناقلية للحرارة والكهرباء.

سابعاً: ضع كلمة صح أمام العبارة الصحيحة وصحّح العبارة غير الصحيحة في كلٍّ ممّا يأتي:

1. يتشابه الصوديوم والبوتاسيوم بالخاصيّات الكيميائية.
2. ينتمي اليود إلى الفصيلة 8A.
3. عدد الأعمدة (الفصائل) A في الجدول الدوري سبعة.
4. الأرغون من العناصر النشيطة كيميائياً.
5. يُعدّ المغنزيوم من المعادن القلوية الترابية.
6. عدد سويّات الطاقة الرئيسية لعناصر الدور الرابع اثنان.

ثامناً: أكمل الجدول الآتي، اعتماداً على الجدول الدوري:

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

تاسعاً: أعطِ تفسيراً علمياً لكلٍّ ممّا يأتي:

1. صعوبة إسالة الغازات النبيلة.
2. يتّصف البوتاسيوم بقدرة إرجاعيّة.
3. درجة غليان الفلور أقلّ من درجة غليان اليود.

عاشراً: اكتب رمز كلّ ممّا يأتي:

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 الخاصيّات الفيزيائية للبوتاسيوم عن الخاصيّات الفيزيائية للكلور، فسّر ذلك.

أبحث أكثر

ابحث في مكتبة المدرسة والشابكة عن:

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

3-2 دوريّة خاصيّات العناصر

الأهداف:

* يتعرَّفُ بعض الخاصيّات الدوّرية لعناصر الجدول الدوري.
* يبيّن تدرُّج الخاصيّات الدورية للعناصر عبر الدور والفصيلة.
* يربط التدرُّج في الخاصيّات للعناصر مع التوزّع الإلكتروني لها.
* يتعرَّفُ قاعدة الثُمانية.
* يوظّف قاعدة لويس بالترميز النقطي لإلكترونات التكافؤ.

الكلمات المفتاحية:

* طول الرابطة.
* طاقة التأيّن.
* قاعدة الثُمانية.
* الكهرسلبية.
* الألفة الإلكترونية.

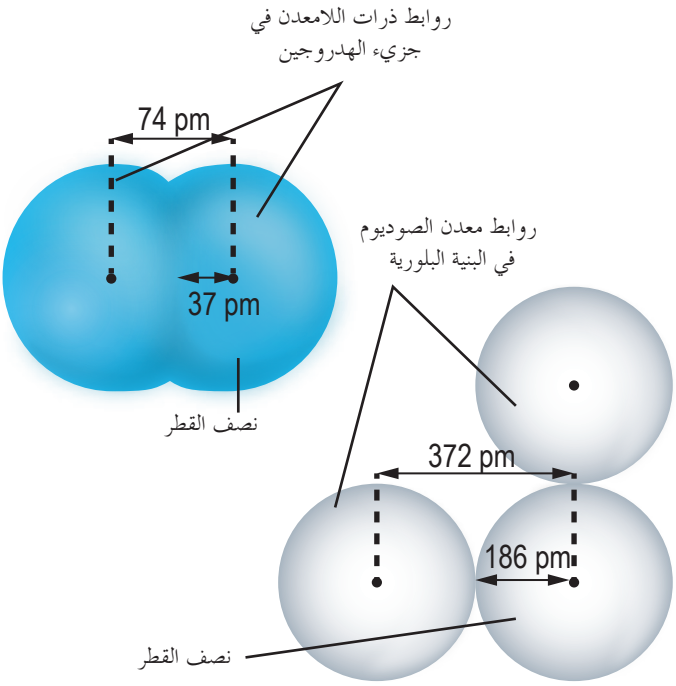
تتنوّع خاصيّات العناصر في الطبيعة، وتشكّل مناظرَ طبيعيةً مُدهِشةً في ألوانها وتدرّجها، كذلك فإنّ لعناصر الجدول الدّوري خاصيّاتَ دوّريةً يتمّ الاستفادة منها في تكوين مُركّبات ومواد جديدةٍ تلبّي حاجات الإنسان ومُتطلّباته.

1-3 نصف قطر الذرّة :

نشاط (1):

ألاحظ وأستنتج:

1. ما دلالة القيمة 186 pm في معدن الصوديوم؟ و 37 pm في جزيء الهدروجين؟
2. ما دلالة القيمة 372 pm في معدن الصوديوم؟ و 74 pm في جزيء الهدروجين؟

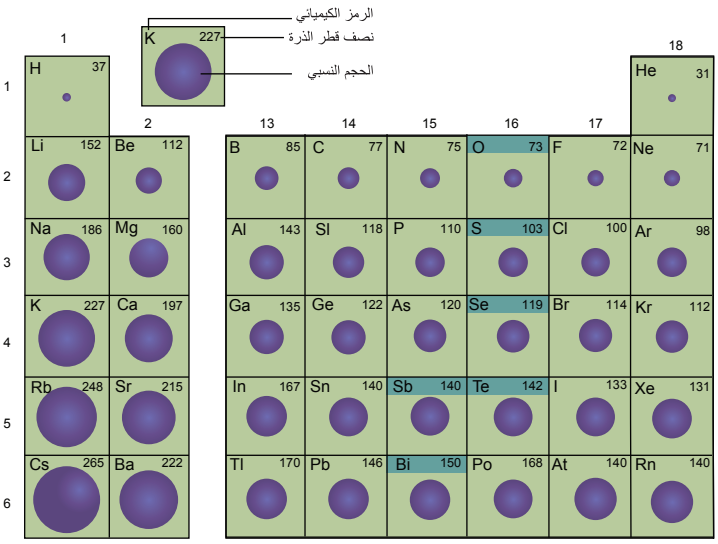


تعتمد أنصاف أقطار الذرات على نوع الروابط التي تكونها الذرّات.

أستنتج:

- نصف قطر الذرّة للمعادن ومنها الصوديوم يعرّف بنصف المسافة بين نواتين متجاورتين في التركيب البلّوري للعنصر .
- أمّا بالنسبة للعناصر التي توجَد على شكل جزيئات، ومنها اللامعادن (الهدروجين) فيُعرَف نصف قطر الذرّة بنصف المسافة بين نوى الذرّات المُتطابِقة والمُتّحدة كيميائياً بروابط فيما بينها.
- طول الرابطة هو المسافة بين نواتَي ذرّتَين مُتّحدتَين في الرابطة المُشتَرَكة، أو هو المسافة بين مركزي الأيُونين في الرابطة الأيُونية، ويُسمّى نصف القطر الأيُوني.

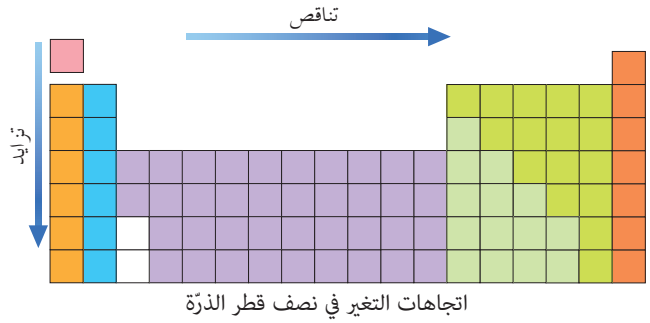
ألاحظُ و أجيبُ:



مقطع من الجدول الدوري يوضح الأحجام النسبية وأنصاف أقطار الذرات مقاسة بوحدة البيكو متر(pm)

1. كيف تتغيّر أنصاف الأقطار الذرّية للعناصر في الدور الواحد للجدول الدوري؟ فسّر ذلك.
2. كيف تتغيّر أنصاف الأقطار الذرّية للعناصر في الفصيلة الواحدة للجدول الدوري؟ فسّر ذلك.

أستنتج:



اتجاهات التغير في نصف قطر الذرّة

- يتناقصُ في الغالب نصف قطر الذرّة عند الانتقال من يسار الدور إلى يمينه بازدياد العدد الذرّي. فكلّما زادت شحنة النواة المُوجِبة زادت قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ، ممّا يسبب نقص قطر الذرّة.
- يزداد في الغالب نصف قطر الذرّة عند الانتقال من أعلى إلى أسفل الفصيلة بازدياد العدد الذرّي، و يفسّر ذلك (رغم ازدياد الشحنة الموجبة للنواة):
  - ازدياد عدد السويّات الطاقية الرئيسية.
  - تعمل السويّات المُمتلِئة على حجب تأثير النواة على إلكترونات التكافؤ، فيقل التجاذب بينهما.
  - زيادة قوّة التنافر بين الإلكترونات.

تطبيق:

قارن بين أنصاف أقطار الذرّات الآتية : $_{9}\mathrm{F}$ ، $_{5}\mathrm{B}$ ، $_{3}\mathrm{Li}$.

الحل:

- لاحظ التركيب الإلكتروني لهذه العناصر.

$$_{9}\mathrm{F}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^5 \quad ، \quad _{5}\mathrm{B}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^1 \quad ، \quad _{3}\mathrm{Li}: 1s^2\ 2s^1$$

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

تزايد $\mathrm{F} \longrightarrow \mathrm{B} \longrightarrow \mathrm{Li}$

تطبيق:

إذا كان طول الرابطة في جزيء الهدروجين يساوي $0.74\ \text{Å}$ ، وطول الرابطة في جزيء كلور الهدروجين تساوي $1.29\ \text{Å}$ ، احسب نصف قطر ذرّة الكلور.

الحل:

$$\text{نصف قطر ذرّة الهدروجين } r = \frac{d(\quad \text{طول الرابطة} \quad)}{2}$$

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

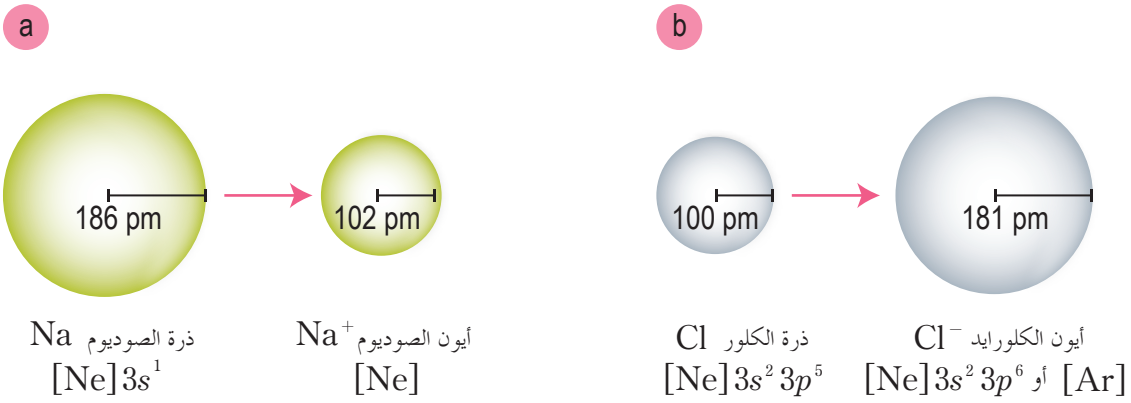
طول الرابطة = نصف قطر ذرّة الهدروجين + نصف قطر ذرّة الكلور

$$\text{نصف قطر ذرّة الكلور } r' = 1.29 - 0.37 = 0.92\ \text{Å}$$

2-3 نصف قطر الأيون :

نشاط (2) :

ألاحظ الشكل وأتساءل:



ذرة الصوديوم Na
$[Ne]3s^1$

أيون الصوديوم Na^+
$[Ne]$

ذرة الكلور Cl
$[Ne]3s^2 3p^5$

أيون الكلورايد Cl^-
$[Ne]3s^2 3p^6$ أو $[Ar]$

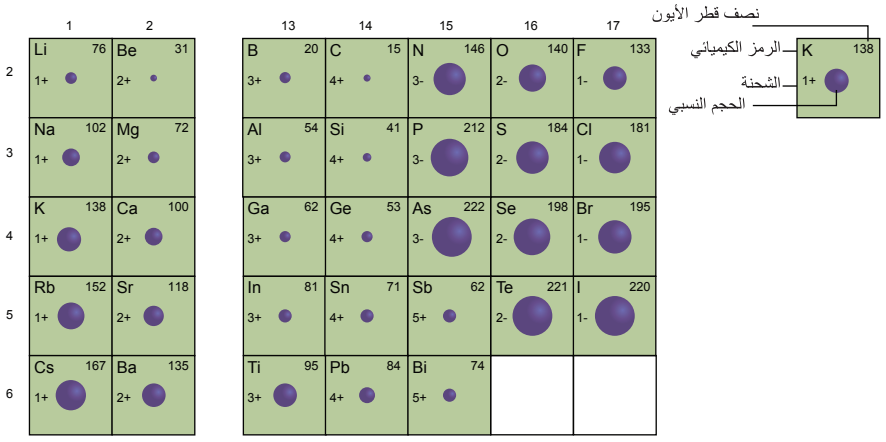
- ما دلالة القيمة 186 pm في ذرّة الصوديوم؟ و 100 pm في ذرّة الكلور؟
- ما دلالة القيمة 102 pm في أيُون الصوديوم؟ و 181 pm في أيُون الكلوريد؟
- فسّر الاختلاف في قيمة نصف القطر الذرّي للعنصر عن نصف قطر أيُونه.

نستنتج:

- عندما تفقد الذرّة الإلكترونات وتكوّن أيُوناً موجباً يصغر حجمها. يُفسّر ذلك:
إنّ فقدان إلكترون تكافؤ أو أكثر ينتج فراغاً في السويّة الخارجية، ممّا يؤدّي إلى نقصان في نصف القطر، وبالتالي يقلّ التنافر الكهربائي الساكن بين ما تبقّى من الإلكترونات، بالإضافة إلى زيادة التجاذب بينها وبين النواة ذات الشحنة الموجبة، ممّا يسمح للإلكترونات بالاقتراب أكثر من النواة.
- عندما تكتسب الذرّات إلكترونات وتكون أيُونات سالبة يزداد حجمها. يُفسّر ذلك:
إنّ إضافة إلكترون إلى الذرّة يولّد تنافراً كهربائياً ساكناً أكبر مع إلكترونات السويّة الخارجية يدفعها بقوّة نحو الخارج، ينتج عن ذلك زيادة المسافة بين الإلكترونات الخارجية، ممّا يؤدّي إلى زيادة نصف القطر.

نشاط (3):

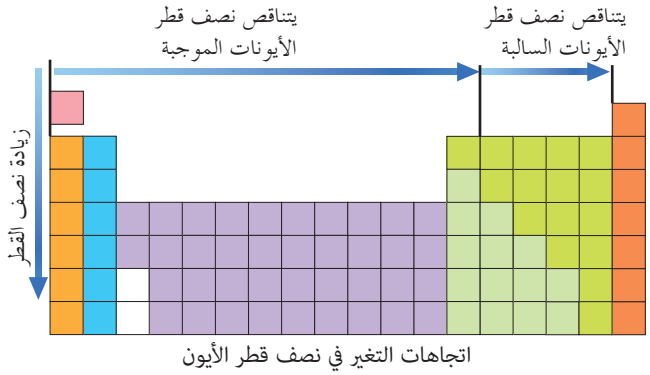
ألاحظُ وأجيبُ:



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

1. كيف تتغيّر أنصاف الأقطار الأيُونية للعناصر في الدور الواحد للجدول الدوري؟ فسّر ذلك.
2. كيف تتغيّر أنصاف الأقطار الأيُونية للعناصر في المجموعة الواحدة للجدول الدوري؟ فسّر ذلك.

أستنتج:



اتجاهات التغير في نصف قطر الأيون

- إنّ العناصرَ التي في الجهة اليسرى من الجدول تكوّن أيُوناتٍ موجبة أصغر حجماً، في حين تكوّن العناصر التي في الجهة اليمنى من الجدول أيُوناتٍ سالبة أكبر حجماً في الغالب، وبالانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدور يتناقصُ حجم الأيُون الموجب. وعند بداية الفصيلة الخامسة يتناقصُ حجم الأيُون السالب الأكبر أيضا تدريجياً.
- عند الانتقال من أعلى إلى أسفل الفصيلة، فإنّ إلكترونات السويّات الخارجية في الأيُون تكون في سويّات طاقةٍ أعلى، ممّا ينتج عنه زيادة في حجم الأيُون. لذا يزداد نصف قطر كلٍّ من الأيُونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى الأسفل خلال الفصيلة.

نشاط (4):

رتّب العناصر الآتية حسب تزايد نصف قطر الأيُون لكلٍّ منها:

$_{4}Be$ ، $_{20}Ca$ ، $_{12}Mg$

3-3 طاقة التأيّن:

ما المقصود بطاقة التأيّن؟

هي الطاقة المبذولة لانتزاع إلكترون من ذرّة (X) معتدلة مأخوذة بمفردها في الحالة الغازية:

$$X_{(g)} + \text{طاقة} \longrightarrow X^{+1}_{(g)} + e^{-}$$

يدلّ هذا التعريف على طاقة التأيّن الأولى حيث تتميّز العناصر المعدنية بقدرة ذرّاتها على التخلّي عن إلكتروناتها الخارجية مُتحوّلة إلى أيُونات تحمل شحنات موجبة.

وهناك تأيّنات لاحقة خاصة بانتزاع إلكترونات إضافية من الذرّات متعدّدة الإلكترونات.

طاقة التأيّن الثانية هي الطاقة اللازمة لإجراء التفاعل:

$$X^{+1}_{(g)} + \text{طاقة} \longrightarrow X^{+2}_{(g)} + e^{-}$$

تقدر طاقة التأيّن بالإلكترون فولط (eV) من أجل ذرّة واحدة أو بالكيلو جول $(kJ.mol^{-1})$ من أجل واحد مول.

إضاءة

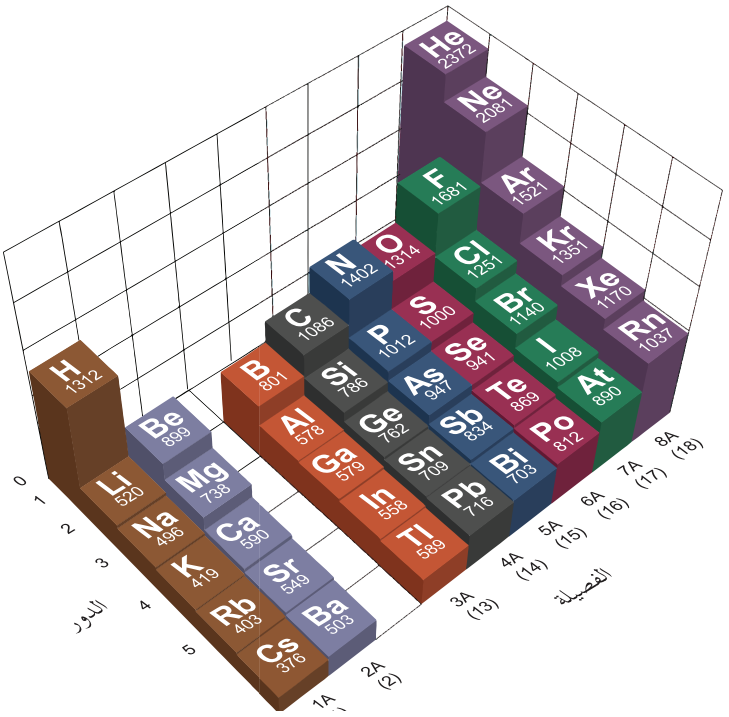
$$1eV = 1.6 \times 10^{-19} J$$

إثراء:

طاقة التأيّن والحياة:

إنَّ الزيادة في الضغط الذي يتعرَّض له الغوّاصون تحت سطح الماء يتسبَّب في دخول كمّية كبيرة من الأكسجين إلى الدم وهذا يسبب الإغماء والغثيان. ولتجنُّب ذلك يستخدمُ الغوّاصون خليط يسمَّى هيلوكس - أكسجين مُخفَّف بالهليوم. لأنَّ طاقة تأيّن الهليوم العالية تقلِّل من دخول الأكسجين إلى الدم.

ألاحظ الشكل:

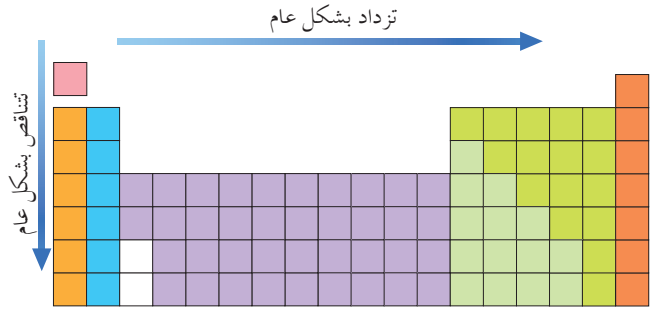


أتساءل وأجيب:

1. كيف تتغيّر طاقة التأيّن للعناصر في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري؟ فسّر ذلك.
2. كيف تتغيّر طاقة التأيّن للعناصر في الفصيلة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري؟ فسّر ذلك.

أستنتج:

- تزداد طاقة التأيّن لذرّات عناصر الدور الواحد بازدياد العدد الذرّي (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.
- تتناقَص طاقة التأيّن لذرّات الفصيلة الواحدة بازدياد العدد الذرّي (من الأعلى إلى الاسفل في الجدول الدوري) رغم تزايد شحنة النواة، وذلك بسبب تزايد عدد سويّات الإلكترونية الرئيسية التي تعمل على زيادة حجب الإلكترونات السطحيّة عن النواة وبالتالي تناقُص تأثّرها بها.



اتجاهات التغير في طاقة التأين الأولى

أفكّر ثمّ أفسّر:

- الذرّات التي لها قيم طاقة تأيّن كبيرة لا تميل إلى تكوين الأيُونات الموجبة، لأنّ طاقة التأيّن تشير إلى مدى تمسّك نواة الذرّة بإلكترونات التكافؤ، وطاقة التأيّن الكبيرة تشير إلى تمسّك النواة بهذه الإلكترونات بشكل كبير.
- إنّ لطاقة تأيّن الليثيوم المُنخفِضة أهمّية في صنع الخلايا الكهربائية الجافة (البطاريات) للحاسوب: لأنّ سهولة خسارة الإلكترونات يساعد البطارية على إنتاج طاقة كهربائية أكبر.

تطبيق:

رتّب العناصر الآتية تصاعدياً حسب تزايد طاقة التأيّن $_{9}F$ ، $_{7}N$ ، $_{4}Be$.

الحل:

اكتب التوزّع الإلكتروني لهذه العناصر:

$$_{4}Be: 1s^2\ 2s^2 \qquad _{7}N: 1s^2\ 2s^2\ 2p^3 \qquad _{9}F: 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$$

جميع هذه العناصر تقع في دور واحد. (تتزايد طاقة التأيّن بازدياد العدد الذري لعناصر الدور الواحد).

تتزايد $Be \longrightarrow N \longrightarrow F$

4-3 الألفة الإلكترونية:

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

جدول قيم الألفة الالكترونية لبعض العناصر بوحدة kJ/mol

نشاط (5):

ألاحظ الشكل وأتساءل:

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

أستنتج:

- تميل ذرّات بعض العناصر وبشكل خاص اللامعدنيّة منها، لاكتساب إلكترونات إضافيّة وتشكيل أيُونات سالبة، وهذا ما يعبّر عنه بالألفة الإلكترونية.

تُعرّف الألفة الإلكترونية بأنّها: الطاقة المُتحرّرة عند انضمام إلكترون واحد إلى ذرّة غازية مُعتدِلة لتشكّل أيُوناً غازياً سالباً في حالة مُستقِرّة.

$$X_{(g)} + e^- \longrightarrow X^{-1}_{(g)} + \text{طاقة}$$

وتقدّر الألفة الإلكترونية بالكيلو جول للمول الواحد $(kJ.mol^{-1})$.

الألفة الإلكترونية الثانية أو الثالثة: يلزم طاقة لإضافة إلكترون ثانٍ أو ثالث إلى الأيُون السالب للتغلّب على قوى التنافُر الكهربائي.

تغيّر الألفة الإلكترونية عبر الدور والفصيلة في جدول التصنيف الدوري:

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

تطبيق:

رتّب العناصر الآتية تصاعدياً حسب زيادة الألفة الإلكترونية: $_{35}Br$ ، $_{32}Ge$ ، $_{19}K$.

الحل:

اكتب التوزّع الإلكتروني لهذه العناصر:

$$_{19}K: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$$

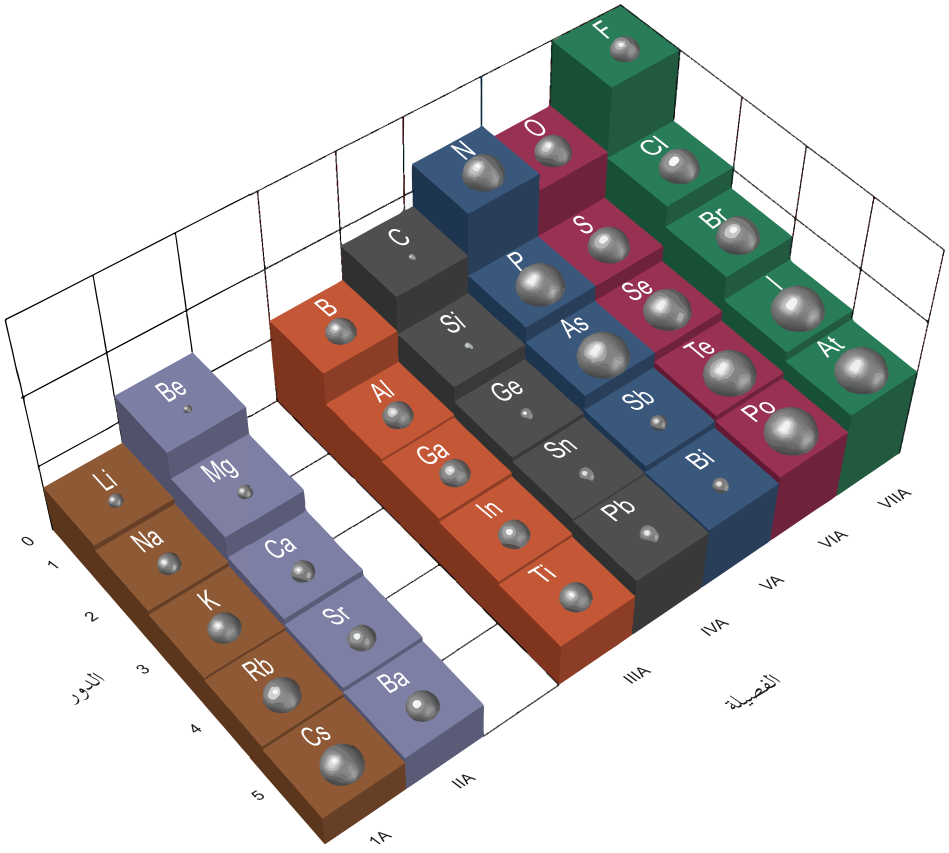
$$_{32}Ge: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$$

$$_{35}Br: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$$

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

$$K \longrightarrow Ge \longrightarrow Br$$

5-3 الكهرسلبيّة:



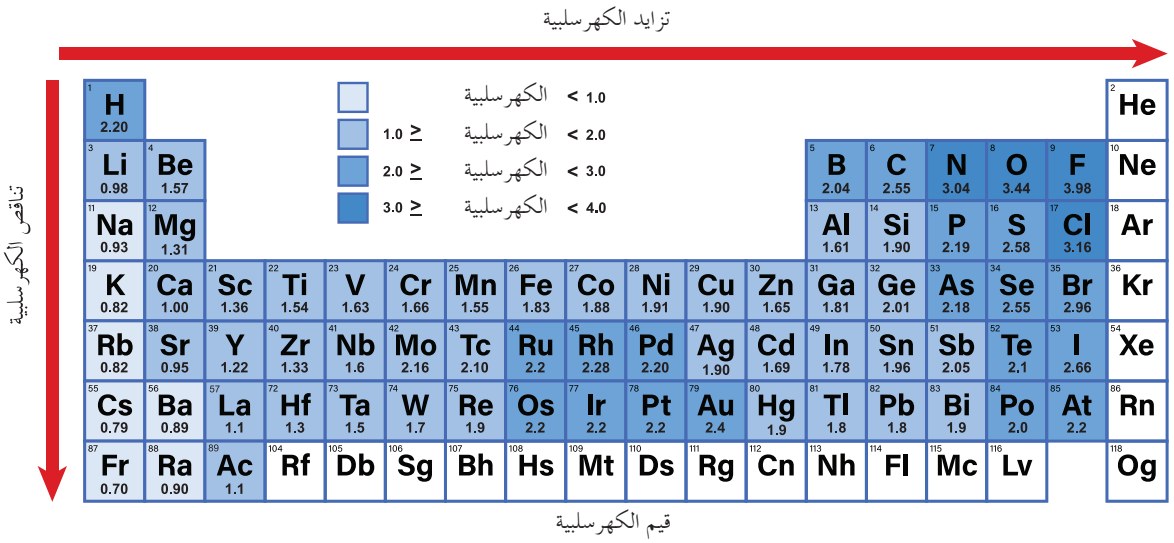
تغيّر الكهرسلبية لعناصر الفصائل A.

ألاحظ الشكل وأتساءل:

1. ما العنصر الأكثر كهرسلبية والعنصر الأقلّ كهرسلبية؟
2. ما المقصود بالكهرسلبية؟
3. لمْ تُعيَّن قيَمُ الكهرسلبية للغازات النبيلة؟ فسّر ذلك.
4. كيف تتغيَّر قيم الكهرسلبية في الدور الواحد وفي الفصيلة الواحدة؟

أفكّر ثمّ أجيب:

- الفلور F أكثر العناصر كهرسلبية بقيمة 3.98 في حين أنَّ السيزيوم والفرنسيوم أقلّ العناصر كهرسلبية بقيمة 0.79 و 0.7 على الترتيب.
- تعرّف الكهرسلبية بأنّها مدى قابلية ذرّات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية، ويكون للذرّة الأكثر كهرسلبية قوّة جذب أكبر لإلكترونات الرابطة.
- لمْ تُعيَّن قيم الكهرسلبية للغازات النبيلة، لأنّها تشكّل عدداً قليلاً من المركّبات.
- تقلُّ الكهرسلبية في الفصيلة بزيادة العدد الذرّي (أي كلَّما اتّجهنا إلى الأسفل)، بسبب زيادة نصف قطر الذرّة، وتأثير حجب السويّات المُمتلِئة لقوى جذب النواة، وزيادة التنافر بين الإلكترونات.
- تزداد الكهرسلبية في الدور بزيادة العدد الذرّي، بسبب نقص نصف قطر الذرّة، وزيادة شحنة النواة، وزيادة قوى الجذب الكهربائي.



إضاءة

الكهرسلبية: هي خاصيّة من خاصيّات الذرّات في المركّبات، بينما طاقة التأيّن والألفة الإلكترونية هما خاصيّتان للذرّات بحالتها المُفرَدة.

نشاط (6):

هل يوجد ارتباط بين الكهرسلبية وحجم الذرّة؟ فسّر ذلك.

تطبيق:

اكتب التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر الآتية ثمّ رتبها حسب تزايد الكهرسلبية $_{15}P$ ، $_{16}S$ ، $_{17}Cl$.

$$_{15}P: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$$

$$_{16}S: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$$

$$_{17}Cl: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

الحل:

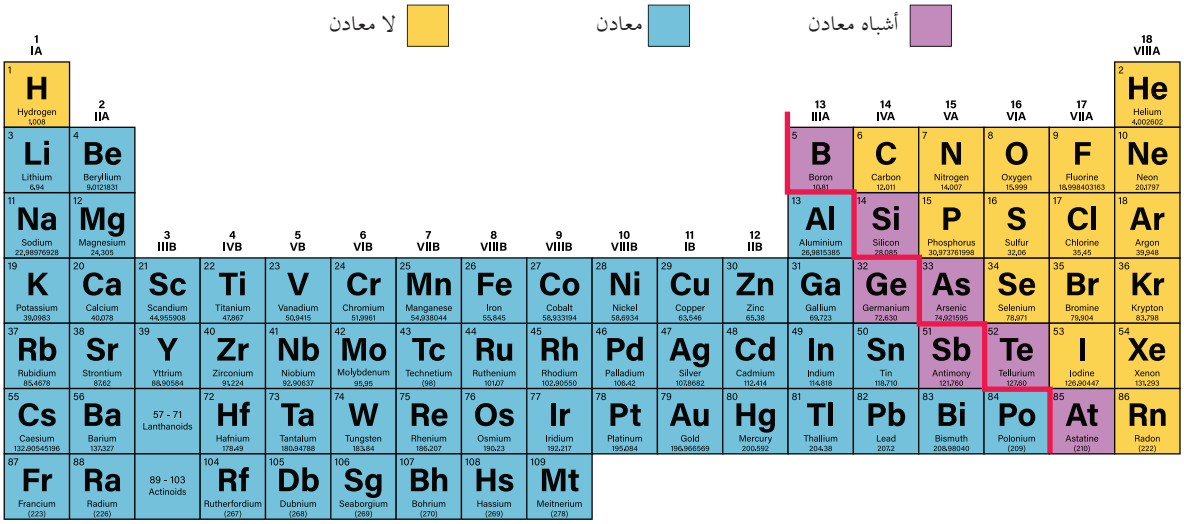
ألاحظ أن جميعها تقع على دور واحد (الثالث).

تزايد $P \longrightarrow S \longrightarrow Cl$

نشاط (7):

ما الفرق بين الكهرسلبية والألفة الإلكترونية؟

6-3 الخاصيّات المعدنية واللامعدنية:



لاحظ موقعَ كلٍّ من المعادن، واللامعادن، وأشباه المعادن في الجدول الدوري، ومن خلال دراستك سابقاً صفْ الخاصيّات العامّة لكلٍّ منها. كيف تتغيّر الخاصيّة المعدنية واللامعدنية في الدور الواحد وفي الفصيلة الواحدة؟

المعادن:

1. هي عناصر تمتلئ طبقتها السطحيّة بأقل من نصف سعتها بالإلكترونات) أقل من 4 إلكترونات (مثل الصوديوم والمغنزيوم والألمنيوم).
2. تميل إلى فقد إلكترونات التكافؤ وتكوين أيُونات موجِبة.
3. تتميّز بكبر نصف قطر الذرّة وصغر كلٍّ من الألفة الإلكترونية وطاقة تأيّنها.
4. ناقلة جيدة للكهرباء لسهولة حركة وانتقال الإلكترونات بين الذرّات من مكانٍ لآخر داخل المعدن.

اللامعادن:

1. هي عناصر تمتلئ طبقتها السطحيّة بأكثر من نصف سعتها بالإلكترونات، مثل الفوسفور والأكسجين والكلور.
2. تميل إلى اكتساب إلكترونات التكافؤ وتكوين أيُونات سالبة.
3. تتميّز بصغر نصف قطر الذرّة وكبر كلٍّ من الألفة الإلكترونية وطاقة تأيّنها.
4. غير ناقلة للكهرباء لصغر الحجم الذرّي وصعوبة فصل إلكترونات التكافؤ.

أشباه المعادن:

1. هي عناصر طبقتها السطحيّة ممتلئة بحوالي نصف سعتها.
2. لها مظهر المعادن ومُعظَم خاصيّات اللامعادن وخاصيّاتها وسط بين المعادن واللامعادن.
3. تستعمل في موصِلات الترانزستور والأجهزة الكهربائية، لأنّ ناقليتها الكهربائية أعلى من اللامعادن، وأقلّ من المعادن.

أستنتج:

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

7-3 قاعدة الثُمانية:

أتساءل:

أكتب التوزّع الإلكتروني لعنصر الصوديوم، وألاحظ البنيّة الإلكترونية لأيُون الصوديوم. وأحدّد الإلكترونات في الطبقة الخارجية له، ثمّ أستنتج نصّ قاعدة الثُمانية.

أتذكر:

عندما تخسر ذرّة الصوديوم إلكترون التكافؤ الوحيد لديها لتُنتج أيُون صوديوم، يتغيّر التوزّع الإلكتروني لها على النحو الآتي:

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

ألاحظ أنّ التوزّع الإلكتروني لأيُون Na^+ مشابه للتوزّع الإلكتروني للنيون (غاز نبيل).

قاعدة الثُمانية: إنّ الذرّة تكتسب الإلكترونات أو تخسرها أو تشارك بها، لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ في السويّة الطاقية السطحيّة.

ما فائدة قاعدة الثُمانية؟

تكمُن فائدة هذه القاعدة في تعيين نوع الأيُون الذي يُنتجه العنصر، فالعناصر التي تقع على الجانب الأيمن من الجدول الدوري تكتسب عادة الإلكترونات لتحصل على التوزّع الإلكتروني للغاز النبيل، ولهذا السبب تُنتِج هذه العناصر أيُونات سالبة، إلّا أنّه بطريقة مُشابِهة تَفقد العناصر التي على الجانب الأيسر من الجدول الدوري الإلكترونات لتُنتج أيُونات موجبة.

ألاحظ:

إنّ هذه القاعدة لا تشمل عناصر الدور الأوّل، لأنّها تحتاج إلى إلكترونَين فقط.

أتساءل:

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

8-3 إلكترونات التكافؤ :

إلكترونات التكافؤ: هي الإلكترونات الموجودة في السويّة السطحيّة للعنصر.

- تكافؤ عنصر:

هو عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرّة عند تكوين المركبات الكيميائية، وهذه الإلكترونات تشغل في ذرّاتها المأخوذة في حالتها المُستقِرّة السويّات 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 الذرّات المفروضة.

- قيم التكافؤات المألوفة لعناصر الفصائل:

$VA, VIA, VIIA, VIIIA$ تساوي الفرق بين العدد الأعظمي (البالغ ثمانية إلكترونات) وعدد إلكترونات تكافئها.

- ذرّات العناصر النبيلة (الخاملة) التي تُشكِّل الفصيلة (VIIIA)، تملك ثمانية إلكترونات تكافؤ عدا ذرّة عنصر الهليوم التي تحوي إلكترونَي تكافؤٍ فقط .

- اعتمد لويس ترميزاً ملائِماً، تبدو فيه إلكترونات التكافؤ على شكل نقاط تحيطُ برمز العنصر تساوي في عددها رقم الفصيلة.

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

تطبيق:

اكتب التوزّع الإلكتروني للعناصر الافتراضيّة الآتية: $({}_{8}X, {}_{6}Y, {}_{9}Z)$، ثمّ استنتج عدد إلكترونات التكافؤ في كلّ منها.

الحلّ:

لاحظ التوزّع الإلكتروني لهذه العناصر:

${}_{8}X: 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$، عدد إلكترونات التكافؤ 6.

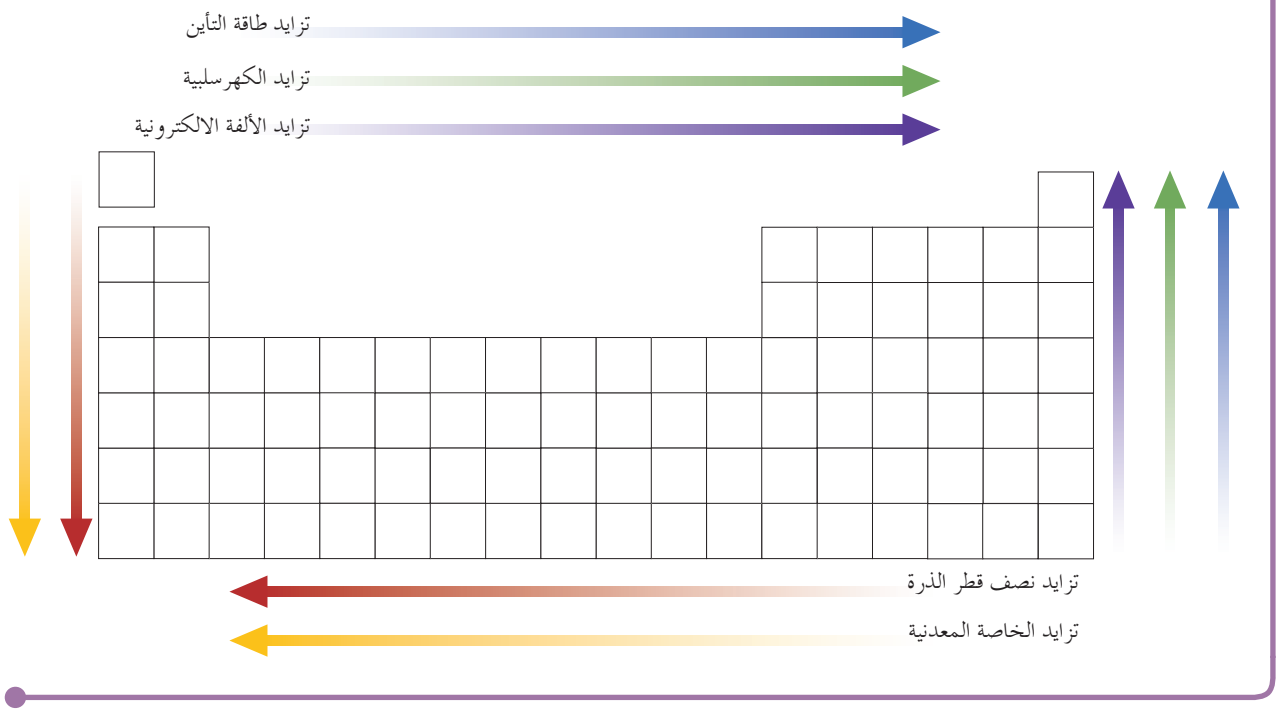
${}_{6}Y: 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$، عدد إلكترونات التكافؤ 4.

${}_{9}Z: 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$، عدد إلكترونات التكافؤ 7 .

نشاط (8):

اكتب التوزّع الإلكتروني لكلٍّ من البوتاسيوم والفلور، ثمّ أجب الأسئلة الآتية:

1. ماذا تحتاج كلّ ذرّة لتحقيق قاعدة الثمانية؟ وما عدد إلكترونات التكافؤ؟
2. ما موقع كلّ منهما في الجدول الدوري؟ وما تكافؤه؟
3. اكتب تمثيل لويس لكلٍّ منهما.



تعلّمت

- الخاصيّات الفيزيائية والخاصيّات الكيميائية تتغيّر دوريّا تبعاً لأعدادها الذرّية.
- نصف القطر الذرّي هو نصف المسافة بين نواتَي ذرَّتَين مُتماثلتَين ومُترابطتَين كيميائياً (وتُقدَّر عادةً بالبيكومتر pm).
- أنصاف الأقطار الذرّية لعناصر الدور الواحد تتناقص بازدياد العدد الذرّي (من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري) وتزداد بازدياد العدد الذرّي لعناصر الفصلية الواحدة (من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري)
- طاقة التأيّن: هي الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون واحد من ذرّة عنصر مُعيّن مُعتدِلة الشحنة مأخوذة في الحالة الغازية، وتقدّر بوحدة ($kJ.mol^{-1}$).
- تزداد طاقة التأيّن لذرّات عناصر الدور الواحد بازدياد العدد الذرّي(من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري)، وتتناقَص لذرّات الفصيلة الواحدة بازدياد العدد الذرّي (من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري).
- الألفة الإلكترونية: هي الطاقة الناتجة عندما تكتسب ذرّةً غازيةً مُتعادِلةً إلكتروناً واحداً لتشكّل أيُوناً غازياً سالباً، وتقدّر بوحدة ($kJ.mol^{-1}$) .
- تزداد الألفة الإلكترونية في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوّري وتقلّ بازدياد العدد الذرّي في الفصيلة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل.
- الكهرسلبية: هي قدرة الذرّة 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 تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرّة عند تكوين المركبات الكيميائية. وتشغل المدارات ذات الطاقة العليا عندما تكون ذرَّاتها مُستقِرّة.
- بزيادة العدد الذرّي تقل الصفة المعدنية، وتزداد الصفة اللامعدنية في الدور الواحد.
- بزيادة العدد الذرّي تزداد الصفة المعدنية، وتقلّ الصفة اللامعدنية في الفصيلة الواحدة.

أختبر نفسي

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. عناصر الفصيلة الواحدة في الجدول الدوري متماثلة في:
   a. عدد إلكترونات التكافؤ. b. الخاصيّات الفيزيائية. c. عدد الإلكترونات. d. التوزّع الإلكتروني.
2. إحدى العبارات الآتية صحيحة:
   a. نصف قطر ذرّة الصوديوم Na أكبر من نصف قطر ذرّة المغنزيوم Mg.
   b. قيمة الكهرسلبية للكربون C أصغر من قيمة الكهرسلبية للبور B.
   c. نصف قطر الأيُون Br^- أصغر من نصف قطر ذرّة البروم Br.
   d. طاقة التأيّن الأولى لعنصر البوتاسيوم K أصغر من طاقة التأيّن الأولى لعنصر الريبيديوم Rb.
3. الفصيلة التي تحتوي على أشباه معادن:
   a. IA b. IIA c. VA d. VIIIA

ثانياً: أعطِ تفسيراً علميّاً لكلٍّ ممّا يأتي:

1. يقل نصف القطر الذرّي في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين.
2. طاقة التأيّن للغازات النبيلة عالية.
3. العناصر التي يكون لها طاقةُ تأيّن صغيرة نشيطةً كيميائياً.
4. تزايُد طاقة تأيّن العناصر المتتالية في الجدول الدوري عبّر الدور.
5. نصف قطر الأيُون المُوجِب أقلّ من نصف قطر ذرّته.
6. نصف قطر الأيُون السالب أكبر من نصف قطر ذرّته.
7. تستعمل أشباه المعادن في موصلات الترانزستور والأجهزة الكهربائية.

ثالثاً: أجب عن الاسئلة الآتية:

1. أيّ العناصر الآتية: المغنزيوم أم الكالسيوم أم البريليوم، نصف قطر أيُونه أكبر؟ وأيّها نصف قطر أيُونه أصغر؟
2. ما سبب اختلاف نصف قطر أيُون اللامعدن ونصف قطر ذرته؟
3. حدّد أي من العنصرين له أكبر طاقة تأيّن في كلٍّ من الأزواج الآتية:

   (Ne , N) (Kr , Li) (Cs , Li)

4. يُعدّ العنصر ذو التوزّع الإلكتروني: $[Ar]4s^2$ من أهمّ المعادن الموجودة في الحليب، والمطلوب حدّد كلّ من:
   a. الفصيلة b. الدور c. الفئة التي ينتمي لها هذا العنصر d. تكافئِهِ
5. قارن بين أنصاف أقطار الذرات الآتية: $_{20}Ca$ $_{12}Mg$ $_{4}Be$.
6. رتّب العناصر الآتية تصاعُدياً حسب تزايد طاقة التأيّن: $_{32}Ge$ $_{14}Si$ $_{6}C$.
7. رتّب العناصر الآتية تصاعدياً حسب تزايد الألفة الإلكترونية: $_{52}Te$ $_{34}Se$ $_{16}S$.
8. احسب طول الرابطة في جزيء الفلور، علماً أنّ طول الرابطة في جزيء فلور الهدروجين 0.94 Å، وطول الرابطة في جزيء الهدروجين 0.6 Å.

تفكير ناقد

يوجد اختلاف في الخاصيّات الفيزيائية بين المعادن واللامعادن. فسّر ذلك.

أبحث أكثر

تمتاز المعادن بخاصيّة اللمعان والبريق، ابحث في مكتبة المدرسة والشابكة عن سبب هذه الخاصيّة.

مشروع تطوّر مفهوم الذرّة عبر مراحل تاريخية

هدف المشروع:

إظهار دور العلماء عبر التاريخ في اكتشاف تطور بنية الذرّة.

مراحل المشروع:

أولاً- التخطيط:

1. دراسة كل نموذج من النماذج الآتية:

نموذج دالتون، نموذج رذرفورد ، نموذج بور، النموذج الحديث لبنية الذرّة.

2. مقارنة النماذج السابقة وإظهار الفرق بينها.

ثانياً- التنفيذ :

ويتضمن :

1. توزيع الطلاب إلى أربع مجموعات.
2. تبحث كلّ مجموعة عن نموذج من النماذج السابقة.
3. تبادل المعلومات بين المجموعات ومقارنة النماذج.

ثالثاً- التقويم:

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

منهاجي
متعة التعليم الهادف

أسئلة الوحدة الثانية

أولاً: لديك الجدول الآتي:

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

بالاعتماد على الجدول السابق، اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. العنصر الموجود في الطبيعة على شكل غازات أحادية الذرّة (منفردة):

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

2. العنصر الذي نصف قطر أيُونه أصغر من نصف قطر ذرّته:

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

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

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

4. العنصر الذي ينتمي إلى العناصر القلوية الترابية:

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

5. العنصر الذي نصف قطر أيُونه أكبر من نصف قطر ذرّته:

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

6. العنصر الذي ينتمي إلى فصيلة الهالوجينات:

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

7. العنصر الأكثر طاقة تأيّن:

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

8. العنصر ذو نصف القطر الذرّي الأصغر:

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

9. العنصر الأقلّ ألفةً إلكترونية:

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

منهاجي
متعة التعليم الهادف

10. العنصر الأكثر كهرسلبية:

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

11. العنصر الذي ذرّته أكبر حجماً:

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

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

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

13. العنصر الذي سويّته الطاقية الفرعيّة $2p$ مُمتلِئة بستة إلكترونات:

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

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

a. Fe^{-} b. Li^{+} c. O^{-} d. Be^{+2}

15. التوزّع الإلكتروني لذرّة عنصر الكربون:

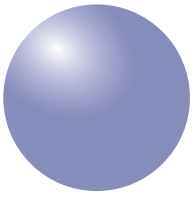
a. $1s^2\,2s^1\,2p^3$ b. $1s^2\,2s^2\,2p^2$ c. $1s^1\,2s^1\,2p^4$ d. $1s^2\,2s^2\,3p^2$

16. عدد الإلكترونات العزباء في ذرّة الأكسجين:

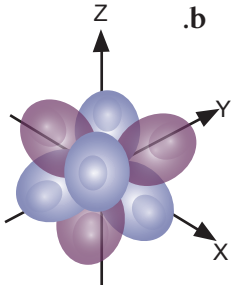
a. 8 b. 2 c. 6 d. 4

17. السوية الطاقية الفرعيّة s في ذرّة الليثيوم Li شكل المحط إلكتروني لها:

a.

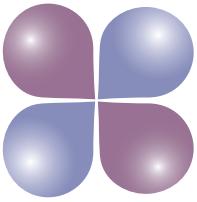


b.



c.

d.



18. المحطّ الإلكتروني في ذرّة الكربون C الذي شكله مَغزلان يلتقيان بالرأس:

a. s b. p c. d d. f

19. التوزّع الإلكتروني $[He]\,2s^2\,2p^3$ لعنصر:

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

ثانيا: أعطِ تفسيراً علمياً لكلّ ممّا يأتي:

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

ثالثاً: أجِب عن الأسئلة الآتية:

1. أكمل الجدول الآتي، ثمّ رتِّب المحطّات بحسب تزايد الطاقة.

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

2. بالاستعانة بالجدول الدوري صنّف العناصر الآتية: Zn, Kr, K, Si, Br إلى:
a. عنصر انتقالي. b. معدن قلوي. c. شبه معدن. d. لامعدن. e. غاز نبيل.

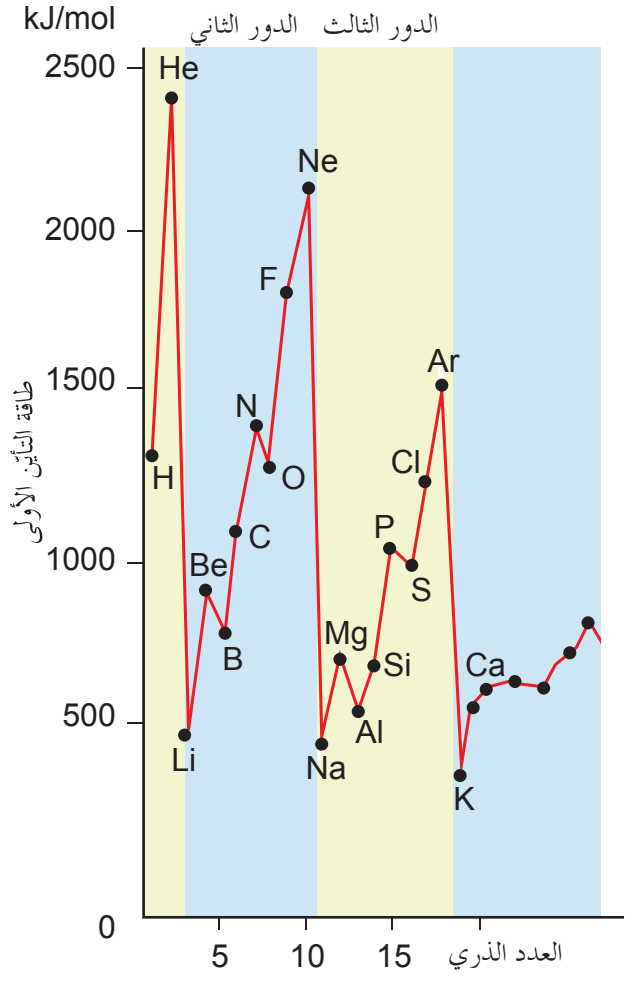
3. اكتب التوزّع الإلكتروني لـ $_{20}Ca$، ثمّ حدِّد الأعداد الكموميّة الأربعة لِإلكتروني السويّة الطاقية السطحيّة.

منهاجي
متعة التعليم الهادف

رابعاً: المُخطَّط البياني يُمثّل دورية طاقة التأيّن الأولى لبعض لعناصر بدلالة أعدادها الذرّية.

المطلوب:

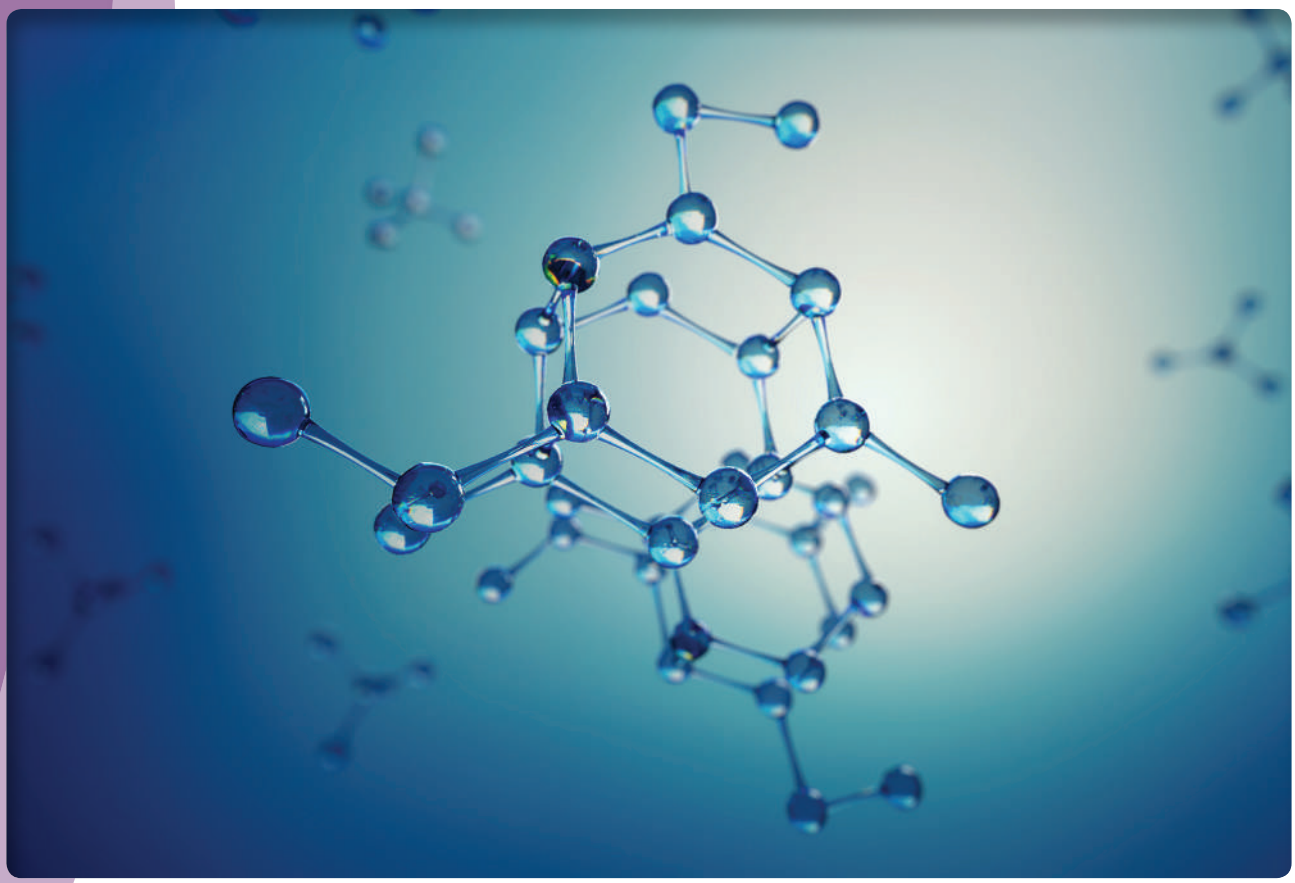
1. رتّب عناصر الدور الثاني تصاعُدياً حسب طاقة التأيّن الأولى لكلّ منها.
2. رتّب العناصر الآتية: Ne , He , N , S , Ca تنازُلياً حسب طاقة التأيّن الأولى لكلّ منها.
3. حدّد عناصر الدور الثاني والثالث التي تشذُّ عن الخاصيّة الدورية لطاقة التأيّن الأولى. ثمّ حدِّد الفصائل التي تنتمي إليها هذه العناصر.
4. حدِّد العنصر الذي له أكبر قيمة لطاقة التأيّن الأولى. ثمّ فسِّر سبب ارتفاع هذه القيمة.



الوحدة الثالثة
الجزيئات والرّوابط الكيميائيّة

الأهداف العامة للوحدة :

- يتعرَّفُ الروابط الكيميائية وطبيعتها.
- يتعرَّفُ تداخل المحطّات وتهجينها.
- يتعرَّفُ التصاوغ (التماكب).
- يتعرَّفُ هندسة الجزيء بطريقة فسبر (VSEPR).



1-3 الروابط الكيميائيّة

الأهداف:

* يشرحُ البنية الذرّية والتركيب الإلكتروني.
* يتعرَّفُ الروابط الكيميائية بين الذرّات.
* يُمثّلُ الروابط الكيميائية بأنواعها.
* يُميّزُ الروابط بين الذرّات في الجزيء.
* يُحدّدُ نوع الرابطة من خلال حساب فرق الكهرسلبية بين الذرّات المرتبطة.
* يتعرَّفُ الروابط الكيميائية بينَ الجزيئات.

الكلمات المفتاحية:

* رابطة أيُونية.
* رابطة مشتركة.
* رابطة مُشترَكة قطبية.
* رابطة تساندية.
* رابطة معدنية.
* رابطة هدروجينية.
* قوى ارتباط فاندر فالس.

الأكسجين مولِّد الحياة

الغواص يتنفَّسُ الأكسجين

1-1 الروابطُ بين الذرّات

تميل ذرّات مُعظَم العناصر للارتباط فيما بينها لتشكّل تجمُّعات ذرّية ثابتة تسمّى الجزيئات، وتكون الجزيئات ثنائية الذرّة أو مُتعدِّدة الذرّات، وتوجَد بعض العناصر على شكل بلورات فيها عدد غير محدود من الذرّات المُترابِطة فيما بينها ويؤدي هذا الارتباط لاستقرار هذه الذرّات.

1-1-1 الرابطة الأيونيّة

نشاط (1):

إذا علِمت أنَّ: $_{10}Ne$ ، $_{11}Na$ ، $_{17}Cl$ ، $_{18}Ar$.

- أكتبُ التوزّع الإلكتروني لكلّ منها بطريقة المُربَّعات والأسهم.
- أحدّدُ عدد الإلكترونات في السوية الطاقية الأخيرة لكلّ منها.
- أحدّدُ الذرّات التي تميل إلى فقد الإلكترونات، وأحدّدُ عدد الإلكترونات التي يمكن فقدها.
- أحدّدُ الذرّات التي تميل إلى كسب الإلكترونات، وأحدّدُ عدد الإلكترونات التي يمكن اكتسابها.
- أوضِّحُ آلية تشكّل كلوريد الصوديوم.

إضاءة

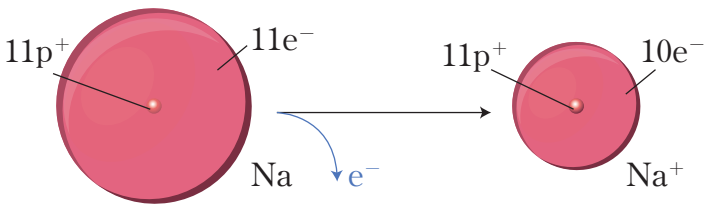
ذرّات الغازات النبيلة أكثر استقراراً، لأن سويّتها الطاقية الأخيرة ممتلئة بالإلكترونات.

أستنتجُ:

- يُمكن لبعض الذرّات أن تفقدَ إلكتروناً أو أكثر من سويّتها الطاقية الأخيرة وتتحوّل إلى أيُون موجب.

مثال: ذرّة الصوديوم

$$Na \longrightarrow Na^+ + e^-$$

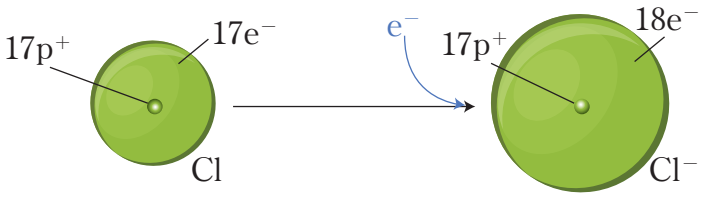


ألاحظُ أنَّ أيُون الصوديوم يأخذ البنية الإلكترونية للغاز النبيل الأقرب له (النيون Ne).

- يمكنُ لبعض الذرّات أن تكتسب إلكتروناً أو أكثر، وتتحوّل الى أيُون سالب.

مثال: ذرّة الكلور

$$Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$$

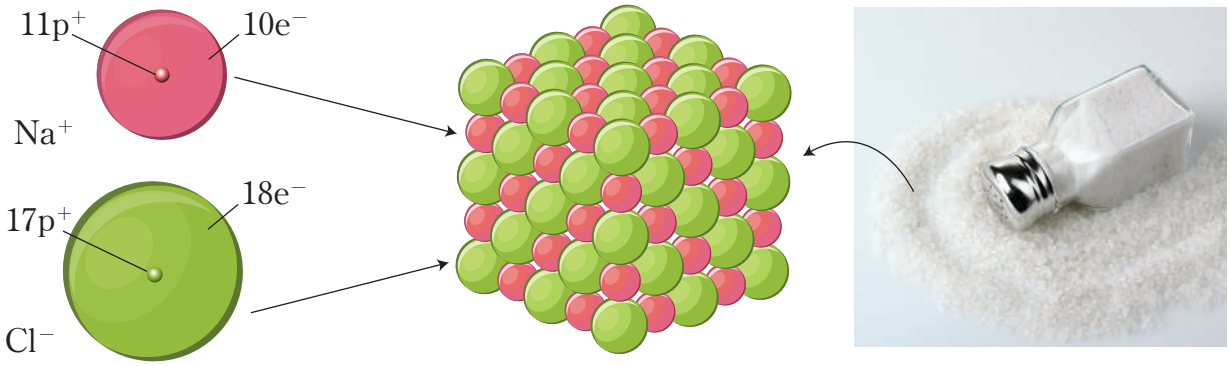


ألاحظُ أنَّ أيُون الكلوريد يأخذُ البنية الإلكترونية للغاز النبيل الأقرب له (الأرغون Ar).

تشكّل ملح كلوريد الصوديوم:

يتـمُّ الترابـط بـين أيُـون الكلوريـد Cl^- وأيُـون الصوديـوم Na^+ نتيجـة التجـاذُب الكهربـائي لتشـكّيل جـزيء كلوريـد الصوديـوم المُتعـادِل كهربائيـاً، وذلـك بارتباطهـما برابطـة تسـمَّى الرابطـة الأيُونيـة.

$$Na^+ + Cl^- \longrightarrow NaCl$$



بلورات ملح كلوريد الصوديوم (ملح الطعام)

أستنتجُ:

تنشـأُ الرابطـة الأيُونيـة عـن التجـاذُب الكهربـائي السـاكن بـين الأيُونـات الموجبـة والأيُونـات السـالبة، مُشـكِّلة مركّبـات أيُونيـة، وتكـون عـادة عـلى شـكل شـبكة بلوريـة صلبـة ثلاثيـة الأبعـاد.

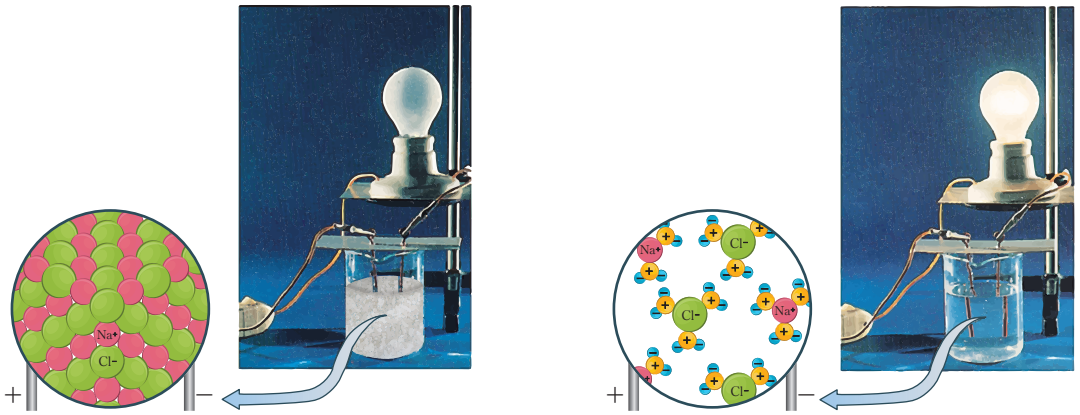
نشاط (2):

وضِّح آلية تشكّل جزيء كلوريد المغنزيوم $MgCl_2$، علماً أن: $_{12}Mg$ ، $_{17}Cl$.

خاصيّات المركّبات الأيُونية:

تجربة:

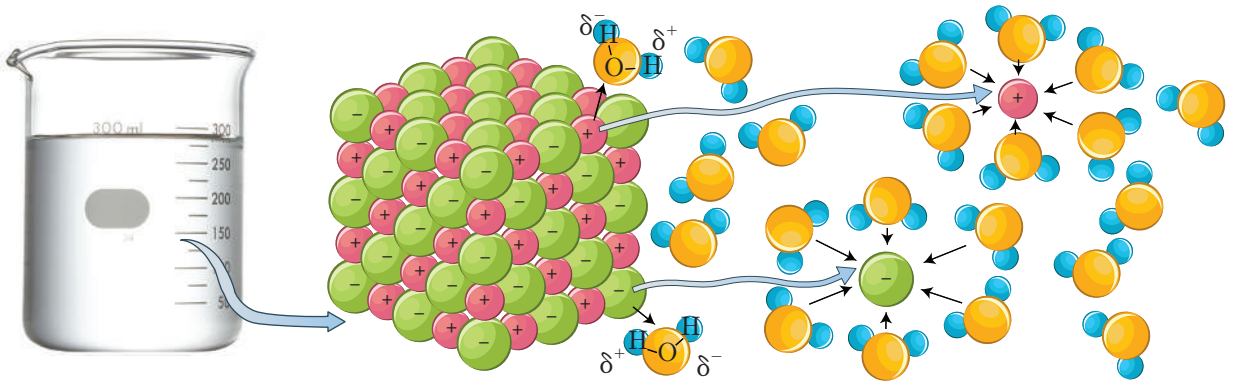
- آخذُ كمية من بلورات كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) وأقسّمها إلى ثلاثة أقسام:
- أذيبُ القسم الأول بكمية كافية من الماء، ماذا ألاحظ؟
- أضعُ المحلول الناتج في وعاء الناقلية الكهربائية (وعاء زجاجي يحوي مسريين موصولين بدارة كهربائية تحوي بيل ومصباح)، ثمّ أغلقُ الدارة، ماذا ألاحظ؟ وكيف أفسّر ذلك؟
- أضعُ القسم الثاني من الملح الصلب في الوعاء السابق، وأُغلقُ الدارة، ماذا أُلاحظ؟ وكيف أُفسِّر ذلك؟
- أعرضُ القسم الثالث للطرق، ماذا أُلاحظ؟



أستنتجُ:

خاصيّات المركّبات الأيُونية:

- صلبة في الدرجة العادية من الحرارة.
- توجَدُ على شكل تجمّعات أيُونية بترتيب مُنتظَم تشكّل بلورات.
- درجات انصهارها وغليانها مُرتفِعة، بسبب وجود قوى تجاذب كهربائي ساكن،
  مثال: NaCl درجة انصهاره 801°C.
- بلوراتها سريعة الكسر، ولا تقبل السحب والتصفيح، لأنَّ طبقاتها مُقاومةٌ للحركة.
- مُعظَمُها ذوّاب في الماء.
- محاليلها ومصاهيرها ناقلة للتيار الكهربائي، لأنَّ أيُوناتها حرّة الحركة.



2-1-1 الرابطة المُشتركة (التساهُمية)

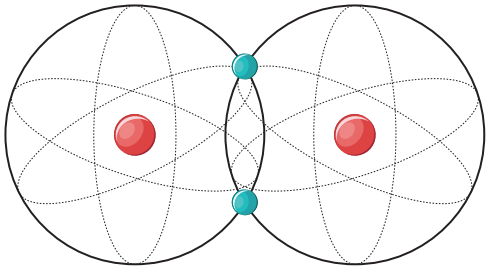
نشاط (3):

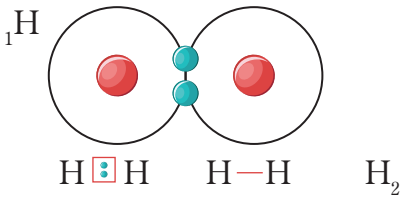
إذا علمت أن: ${}_{1}H$، ${}_{8}O$، ${}_{7}N$.

- أكتبُ تمثيل لويس للذرّات السابقة.
- أحدّدُ عدد الإلكترونات التي يمكن أن تشاركَ بها كلٌّ من الذرّات السابقة.
- أفسّرُ تشكُّل جزيئات العناصر السابقة.

ألاحظُ وأستنتجُ:

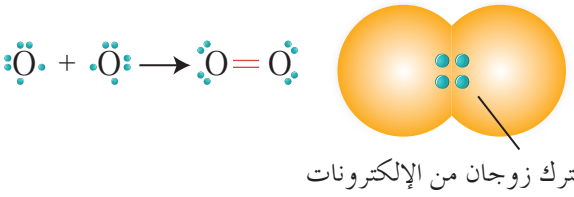
تشكّل جزيء H_2

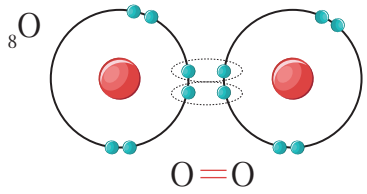

جزيء هدروجين



تحـوي ذرّة الهدروجـين في سـويّتها الطاقيـة الأخـيرة إلكترونـاً وحيـداً، ولـكي تسـتقرَّ فإنَّهـا تشـترك مـع ذرّة هدروجـين أخـرى بإلكـترون لتشـكيل زوج إلكـتروني تجذبـه نواتَـا الذرّتَـين في الوقـت ذاتـه، فتأخـذ بنيـة الغـاز النبيـل الأقـرب لهـا He. تُسـمّى هـذه الرابطـة "رابطـة مُشـترَكة أحاديـة" نمثّلهـا بقطعـة مُسـتقيمة ترسـم بـين رمـزَي الذرّتَـين المُرتبِطَتـين $H - H$.

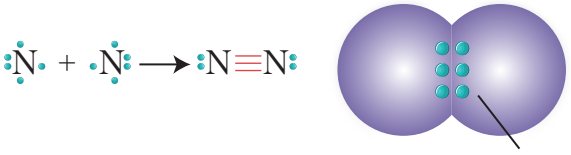
تشكّل جزيء O_2

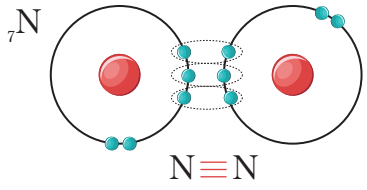




تحـوي ذرّة الأكسـجين في سـويتها الطاقيـة الأخـيرة سـتة إلكترونـات، ولـكي تسـتقر فإنّهـا تشـترك مـع ذرّة أكسـجين أخـرى بإلكترونـين لتشـكّيل زوجـين مـن الإلكترونـات تجذبهـما نواتـا الذرّتـين في الوقـت ذاتـه، فتأخـذ بنيـة الغـاز النبيـل الأقـرب لهـا Ne، تُسـمّى هـذه الرابطـة "رابطـة مشـتركة ثنائيـة (مزدوجـة)"، ويمثّـل جـزيء الأكسـجين $O = O$.

تشكّل جزيء N_2





تحـوي ذرّة النتروجـين في سـويّتها الطاقيـة الأخـيرة خمسـة إلكترونـات، ولـكي تسـتقرَّ فإنَّهـا تشـترك مـع ذرّة نتروجـين أخـرى بثلاثـة إلكترونـات لتشـكيل ثلاثـة أزواج إلكترونيـة تجذبهـم نواتَـا الذرَّتَـين في الوقـت ذاتـه، فتأخـذ بنيـة الغـاز النبيـل الأقـرب لهـا Ne، تُسـمّى هـذه الرابطـة "رابطـة مُشـترَكة ثلاثيـة"، ويمثّـل جـزيء النتروجـين $N \equiv N$.

أستنتجُ:

الرابطة المُشترَكة: هي القوّة الرابطة بين ذرّتَين لاشتراكهما بزوج إلكتروني أو أكثر.

خاصيّات المُركَّبات ذات الروابط المُشترَكة:

تجربة:

- أضيفُ كمية من الزيت إلى أنبوب يحوي ماءاً مقطراً، أرجُّ الأنبوب وأتركُه فترة قصيرة، ماذا أُلاحظ؟
- أضعُ المزيج السابق في وعاء الناقلية الكهربائية، وأغلقُ دارته. أكتبُ مُلاحَظاتي.

أستنتجُ:

خاصيّات المركبات ذات الروابط المُشترَكة:

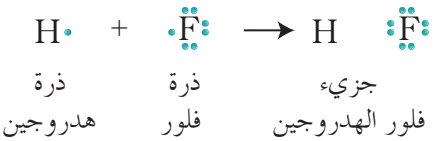
- مُعظَمها غازات، لأنَّ قوى الربط بين جزيئاتها ضعيفة وتوجد بعضها في الحالة الصلبة والحالة السائلة.
- لا تذوبُ في الماء (الماء محل قطبي)، إنَّما تذوب في المحلات اللاقطبية مثل البنزن ورباعي كلوريد الكربون.
- لا تنقلُ التيار الكهربائي، لأنَّها لا تحوي أيُونات.
- مُعظَمُها ذات درجات انصهار وغليان مُنخفِضة، لأنَّ قوى الترابُط بين جزيئاتها ضعيفة.

3-1-1 الرابطة المشتركة القطبية

نشاط (4):

إذا علمت أنَّ: $_{1}H$ ، $_{9}F$.

- أكتبُ تمثيل لويس للذرّتين السابقتين.
- أحدّدُ عدد الإلكترونات التي يمكنُ أن تشارِك بها كلّ من الذرّتين السابقتين.
- أفسّرُ تشكُّل جزيء فلور الهدروجين HF.



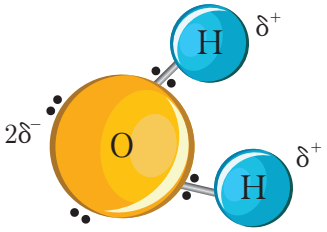
إثراء:

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

- تمتلكُ ذرّة الهدروجين في سويتها الطاقية الأخيرة إلكتروناً وحيداً، وتمتلكُ ذرّة الفلور في سويّتها الطاقية الأخيرة سبعة إلكترونات.
- لكي تستقرَّ كلّ من الذرَّتَين يجب أن تأخذَ بنية الغاز النبيل الأقرب لها.
- تقدِّم كلّ منها إلكتروناً لتكوّين الزوج الإلكتروني المُشكِّل للرابطة المُشترَكة القطبية في جزيء فلور الهدروجين الذي يكون أقرب للذرّة الأكثر كهرسلبية (ذرّة الفلور).
- تكتسب ذرّة الفلور شحنة جزئية سالبة، وتكسب ذرّة الهدروجين شحنة جزئية موجِبة.

أستنتج:

الرابطة المُشترَكة القطبيّة: تنشأ بينَ ذرّتين مُختلِفتَين في الكهرسلبية، حيث ينجذبُ الزوج الإلكتروني المُشترَك نحو الذرّة الأكثر كهرسلبية.



تطبيق:

ألاحظُ، وأفسِّر تشكُّل الرابطة المُشترَكة القطبية في جزيء الماء H_2O،
علماً أنَّ: $_1H$، $_8O$.

نشاط (5):

أوضحُ تشكُّل الروابط المُشترَكة القطبية في جزيء النشادر NH_3، علماً أنّ: $_7N$، $_1H$.

دور الكهرسلبية في تحديد طبيعة الرابطة (قاعدة باولينغ):

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

الفرق في الكهرسلبية	نوع الرابطة	النسبة المئوية للطبيعة الأيُونية
أقلّ من 0.3	مُشترَكة غير قطبية	أقلّ من 5%
بين 0.3 و 1.7	مُشترَكة قطبية	من 5% حتى 50%
أكثر من 1.7	أيُونية	من 50% حتى 100%

نشاط (6):

أحدِّدُ نوع الرابطة بينَ كلّ من الجزيئات الآتية: I_2، LiH، $NaCl$. وفق قاعدة باولينغ، إذا علمت أنّ:

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

الحلّ:

الجزيء	الفرق في الكهرسلبية	نوع الرابطة
I_2	0	مشتركة
LiH	$2.1 - 1.0 = 1.1$	مشتركة قطبية
NaCl	$3 - 0.9 = 2.1$	أيُونية

تطبيق:

اعتماداً على قيم الكهرسلبية في الجدول الآتي:

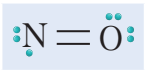
العنصر	Ca	H	O	Cl
قيمة الكهرسلبية	1.0	2.1	3.5	3

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

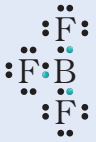
استثناءات قاعدة الثُمانية الإلكترونية:

كما في الحالات الآتية:

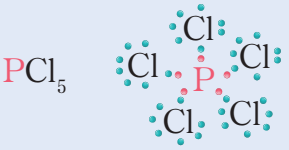
- حالة المركبات التي تحوي إحدى ذرّاتها عدداً فردياً من إلكترونات التكافؤ، مثل ذرّة النتروجين $_{7}N$ عند ارتباطها بالأكسجين $_{8}O$ في جزيء NO



- حالة المركبات التي يكون لإحدى ذرّاتها عدد ذرّي صغير، مثل البور $_{5}B$ والبريليوم $_{4}Be$ في المُركَّبَين:

فلوريد البور BF_3	كلوريد البريليوم $BeCl_2$
	

- حالة المركبات التي تحوي أكثر من ثمانية إلكترونات حول إحدى ذرّاتها، مثل الفوسفور $_{15}P$ في جزيء خماسي كلوريد الفوسفور PCl_5.



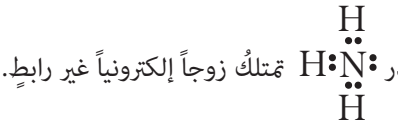
4-1-1 الرَّابطة التساندِيّة

نشاط (7):

تشكّل أيُون الأمونيوم NH_4^+

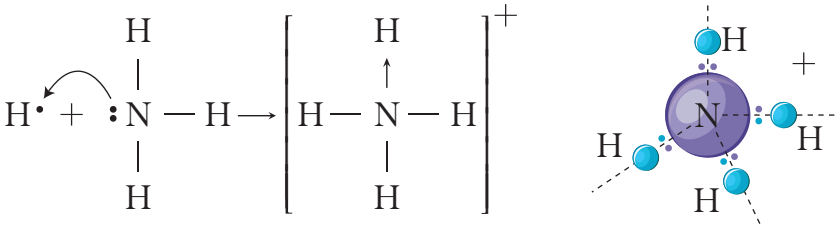
ألاحظ وأستنتج:

- أيُون الهدروجين (بروتون) H^+ يمتلكُ مداراً إلكترونياً فارغاً.

- ذرّة النتروجين في جزيء النشادر  تمتلكُ زوجاً إلكترونياً غير رابطٍ.

- تمنح ذرّة النتروجين زوجاً إلكترونياً غير رابط، وتسمّى ذرَّة مانِحة.
- يستقبلُ أيُون الهدروجين هذا الزوج الإلكتروني في مداره الفارغ (الذي يبقى مشتركاً بينهما)، وتنشأ رابطة تساندية.
- يتكوّن أيُون الأمونيوم المُوجِب.

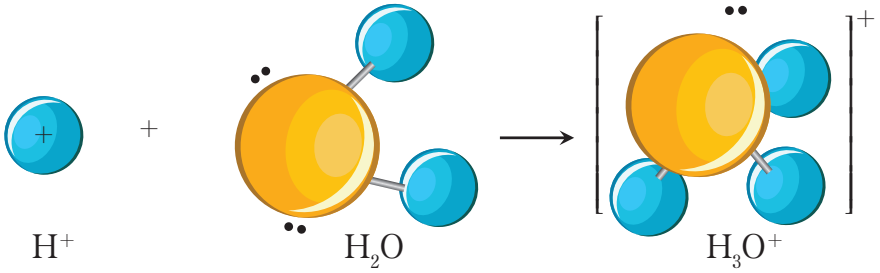
- نرمز للرابطة التساندية بسهم يتّجه من الذرّة المانِحة إلى الآخذة، كما في الشكل:



تعريف الرابطة التساندية: هي الرابطة التي تنشأ بين ذرّتَين، تقدّم إحداهما زوجاً إلكترونياً غير رابط يستندُ إلى مدارٍ فارغٍ لذرّةٍ أخرى تحتاج لزوج إلكتروني وصولاً إلى الترتيب الإلكتروني المُستقِر.

نشاط (8):

- ألاحظُ الصورة التي توضّح تشكّل أيُون الهدرونيوم H_3O^+ من ارتباط جزيء الماء H_2O بأيُون الهدروجين H^+.



- أبيّنُ كيفية تشكّل الرابطة التساندية بين ذرّة الأكسجين وأيُون H^+.

علماً أنّ: $_8O$ ، $_1H$. ثمّ أكتبُ المُعادَلة الكيميائية مُوضِّحاً الروابط فيها.

5-1-1 الرابطة المعدنية

نشاط (9):

- أضعُ قطعة من معدن الزنك على سطح طاولة، وأطرقها عدَّة مرَّات. ماذا أُلاحظ؟
- أُعيدُ التجربة على قطعةٍ من الفحم. ماذا أُلاحظ؟

ألاحظ:

أستنتجُ:

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

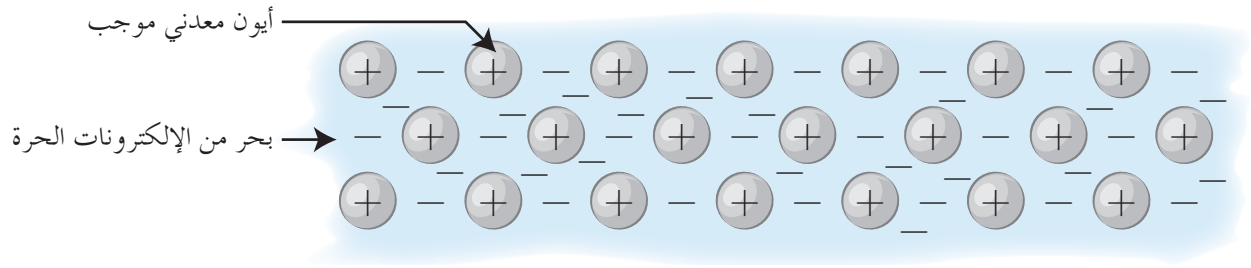
- إنّ تداخُل المحطّات الفارغة في سويات الطاقة الخارجية للذرّات، يسمح للإلكترونات الخارجية بالتنقُّل بحرّية ضمن الشبكة المعدنية، وهذا يشبهُ بحراً من الإلكترونات تسبح فيه أيُونات ذرّات المعادن المُتراصَّة.
- تنشأ الرابطة المعدنية من التجاذُب بين أيُونات ذرّات المعادن وبحر الإلكترونات المحيط بها.

تعريف الرابطة المعدنية:

هي رابطة تنشأُ عن وجود إلكترونات حرّة التنقل بين ذرّات المعدن، بحيث يمكنُ اعتبارها غير مُنتمية إلى ذرّة معينة، وهي تلعبُ دورَ عاملِ التحام ذرّات المعدن فيما بينها.

قوة الرابطة المعدنية:

- تزداد قوَّة الرابطة المعدنية بازدياد شحنة نوى ذرّات المعدن، وعدد إلكتروناته في بحر الإلكترونات الخاص بالمعدن، وبازدياد قوَّة الرابطة المعدنية تزدادُ درجة حرارة انصهار وغليان المعدن.
- تزداد قوة الرابطة المعدنية بازدياد عدد الإلكترونات السطحية الحرّة التي تعملُ على تقليل قوى التنافُر بين الأيُونات الموجبة للمعدن.



تأثير الرابطة المعدنية في خاصيّات المعادن:

- قابلية السحب والتصفيح: يعود ذلك إلى الترتيب المنتظم للذرات داخل المعدن، وإمكانية انزلاق طبقة منها فوق الطبقات الأخرى دون كسر الترابُط.
- المتانة والصلابة: تعود لقوّة الرابطة المعدنية، مثلاً الكروم $_{24}Cr$
  - أشدّ صلابة من البوتاسيوم $_{19}K$ ، لأنَّ عدد الإلكترونات الحرّة المُساهِمة في تشكّيل الرابطة المعدنية للكروم أكثر من البوتاسيوم.
  - الكروم يشكّل ستة أزواج إلكترونية تشاركية بينما البوتاسيوم يشكّل زوجاً إلكترونيّاً تشاركيّاً فقط.
- الناقلية الكهربائية والحرارية: يعود ذلك لسهولة حركة الغمامات الإلكترونية المُحيطة بالأيُونات المُوجِبة ضمن الشبكة المعدنية.

المتانة: مقاومة المادة للانقطاع.

الصلابة: مقاومة المادة للخدش.

1-2-1 الرابطة الهدروجينية

أُلاحِظُ وأستنتج:

نشاط (10):

أتمعَّن في الجدول الآتي المُتضمِن تغيّرات درجة الغليان بدلالة الكتلة الجزيئية لبعض المركَّبات:

هاليدات الهدروجين لبعض عناصر الفصيلة VIIA			هدرات بعض عناصر الفصيلة VIA		
المركب	الكتلة الجزيئية ($g.mol^{-1}$)	درجة الغليان (C°)	المركب	الكتلة الجزيئية ($g.mol^{-1}$)	درجة الغليان (C°)
HF	20	19.5	H_2O	18	100
HCl	36.5	−84.9	H_2S	34	−61
HBr	80.9	−66.8	H_2Se	81	−41.5
HI	127.9	−35.4	H_2Te	129.6	−2.2

ألاحظُ:

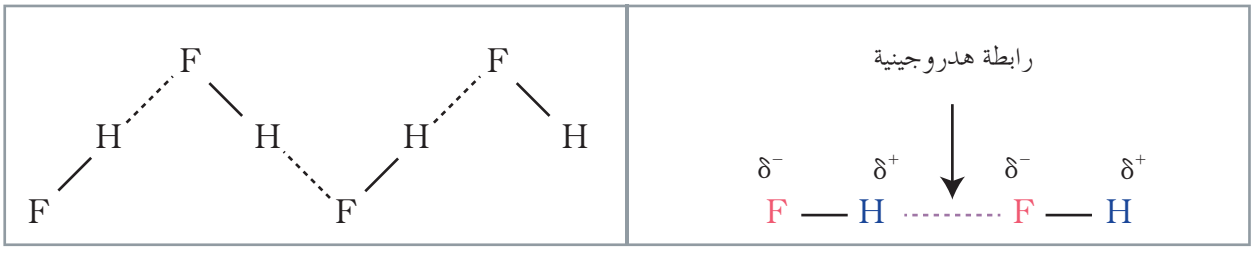
- ازدياد درجات غليان هاليدات الهدروجين بزيادة كتلها الجزيئية، عدا فلور الهدروجين HF، فله أصغر كتلة جزيئية، وأعلى درجة غليان.
- ازدياد درجات غليان هدرات العناصر بزيادة كتلها الجزيئية، عدا الماء H_2O، فله أصغر كتلة جزيئية، وأعلى درجة غليان.
- وجود الهدروجين في كلّ المركّبات في الجدول السابق.

نتيجة:

يفسِّرُ الارتفاع في درجة غليان كلّ من فلور الهدروجين HF والماء H_2O وعلى الرغم من صغر كتلهما الجزيئية لوجود روابط بين جزيئات كلّ منهما تسمّى الروابط الهدروجينية.

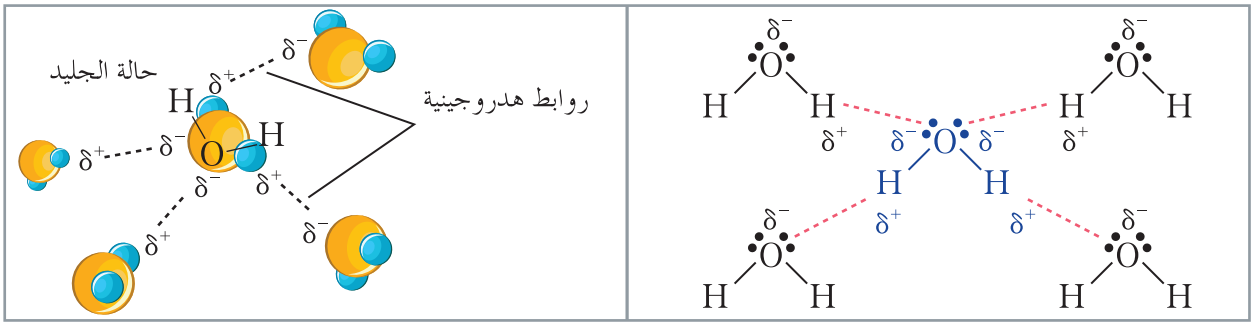
مثال (1):

ألاحظُ تمثيل الروابط الهدروجينية بين جزيئات فلور الهدروجين HF:



مثال (2):

ألاحظ تمثيل الروابط الهدروجينية بين جزيئات الماء H_2O



أستنتجُ:

- تتكوَّن الرابطة الهدروجينية عندما تقع ذرّة هدروجين بين ذرَّتَين شديدَتي الكهرسلبية (الفلور، الأكسجين، النتروجين) وتكون مُرتبِطة مع إحدى الذرّتَين برابطة مُشتَرَكة قطبية، وترتبط مع الذرّة الأخرى برابطة هدروجينية.

  الرابطة الهدروجينية: رابطة فيزيائية تنشأ بين الجزيئات القطبية، وتشدّها لبعضها، فتزيد من قوى التجاذُب فيما بينها.

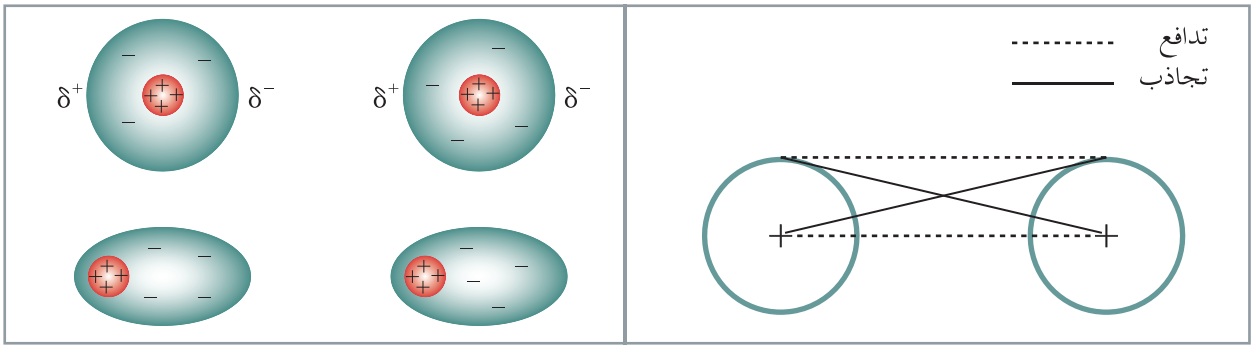
- الشرطان الواجب توافرهما لنشوء الرابطة الهدروجينية:
  - وجود ذرّة ذات كهرسلبية عالية في كلّ من الجزيئين.
  - ارتباط ذرّة هدروجين بإحدى هاتَين الذرّتَين (اللّتين لهما كهرسلبية عالية).

نشاط (11):

وضِّح تشكّل الروابط الهدروجينية بين جزيئات غاز النشادر NH_3.

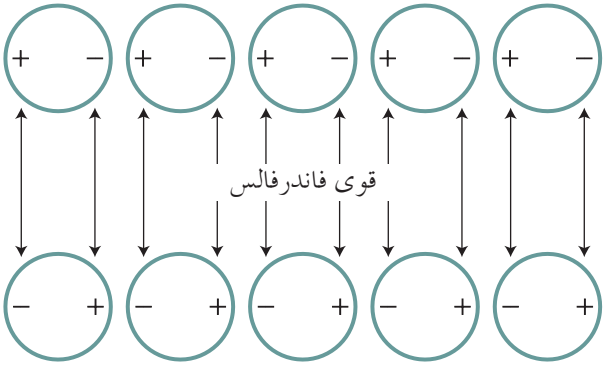
2-2-1 روابط فاندر فالس

ألاحظُ وأجيبُ:

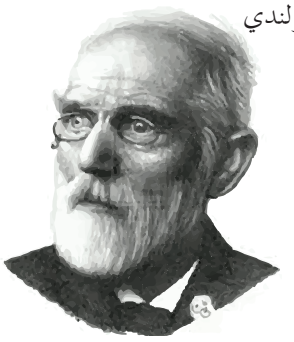


أتساءل:

- هل تنشأ قوى ترابط بين الجزيئات غير القطبية المُشبَعة تكافُئيّاً؟
- هل يحدث انتقال للإلكترونات بين الذرّات؟
- ما طبيعة قوى الترابُط بين تلك الجزيئات؟



يوهانس ديريك فاندرفالس 1923/1937
عالم فيزيائي هولندي



- عندما تتكدَّسُ الجزيئات المُشبعة تكافؤياً غير القطبية ومن نوعٍ واحدٍ فوق بعضها، تنشأ قوى تجاذب كهربائي بين النوى والإلكترونات للجزيئات المتجاورة، وقوى تنافر كهربائي بين الشحنات المتماثلة في الجزيئات، وتكون مُحصِّلة هذه القوى قوَّة جذبٍ ضعيفة، تسمّى قوَّة ارتباط فاندر فالس. وتتَّصف بأنَّها:

1. ذات طبيعة كهربائية ساكنة، ولا يظهرُ تأثيرها إلّا عندما تكونُ الجزيئات قريبةً من بعضها بعضاً. ولا يحصلُ الانتقال للإلكترونات بين ذرّات الجزيئات المُترابِطة.
2. ضعيفة نسبياً إلّا أنَّ لها دوراً مُهمّاً في تحديد الخاصيّات الفيزيائية للمواد، وتُعَدُّ إلى حدٍّ ما مسؤولة عن تشكّل الأطوار المُكثَّفة 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، ممّا يؤدِّي إلى إضعاف قوى التجاذب.

إضاءة

أكَّدت التجارب وجود أربعة أنواعٍ من القوى تشكّلُ بمُجملِها قوى فاندرفالس:

1. نوع تجاذبي يحدث بين ثنائيات الأقطاب ذات عزوم كهربائية دائمة.
2. نوع تجاذُبي يحدث بين جزيء ثنائي قطب ذي عزم كهربائي دائم وجزيء أو ذرّة لا قطبية مُجاوِرة لها.
3. نوع تجاذُبي ينشأ بين جزيئات لا قطبية أو ذرّات الغازات النادرة.
4. نوع تنافُري ينشأ نتيجة تنافُر الغمامات الإلكترونية لذرّات الجزيئات مع نواها القريبة منها.

تعلّمت

- الرابطة الأيُونية: تنشأ الرابطة الأيُونية عن التجاذُب الكهربائي الساكن بين الأيُونات المُوجِبة والأيُونات السالبة، مشكلة مركّبات أيُونية، وتكون عادةً على شكل شبكة بلورية صلبة ثلاثية الأبعاد.
- الرابطة المُشترَكة: القوّة الرابطة بين ذرتين لاشتراكهما بزوجٍ إلكتروني أو أكثر.
- الرابطة المُشترَكة القطبية: تنشأ بين ذرَّتَين مُختلفتَين في الكهرسلبية، حيث ينجذبُ الزوج الإلكتروني المُشترَك نحو الذرّة الأكثر كهرسلبية.
- يمكن تحديد نوع الرابطة بين ذرّتَين اعتماداً على فرق الكهرسلبية بينَهما (قاعدة باولينغ).
- الرابطة التساندية: الرابطة التي تنشأ بين ذرتين تقدم إحداهما زوجاً إلكترونياً غير رابط يستندُ إلى مدارٍ فارغ لذرّةٍ أخرى تحتاجُ لزوج إلكتروني وصولاً إلى الترتيب الإلكتروني المُستقِرّ.
- الرابطة المعدنية: رابطة تنشأ عن وجود إلكترونات حرّة التنقل بين ذرّات المعدَن بحيث يمكنُ اعتبارها غير مُنتمية إلى ذرّة معينة، وتلعبُ دورَ عامل التحام بين ذرّات المعدن.
- الرابطة الهدروجينية: تتكوّن عندما تقع ذرّة هدروجين بين ذرّتَين شديدتَي الكهرسلبية (الفلور، الأكسجين، النتروجين)، وتكون مُرتبِطةً مع إحدى الذرّتَين برابطةٍ مُشترَكة قطبية، وترتبط مع الذرّة الأخرى برابطةٍ هدروجينية.
- تنشأ عندما تتكدَّسُ الجزيئات المُشبَعة تكافئيّاً وغير القطبية ومن نوعٍ واحد فوق بعضها، بسبب قوى تجاذُب كهربائي بين النوى والإلكترونات للجزيئات المُتجاوِرة، وقوى تنافُر كهربائي بين الشحنات المُتماثِلة في الجزيئات مُحصِّلة هذه القوى قوَّة جذبٍ ضعيفة، تسمّى قوَّة ارتباط فاندر فالس.

أختبر نفسي

أولاً: أملأُ الفراغات بالكلمات المُناسِبة:

1. الرابطة الأيُونية تنشأ بين أيُون _____ وأيُون _____.
2. تتكوّن الرابطة الهدروجينية عندما تقعُ ذرّة _____ بين ذرّتَين _____ الكهرسلبية.
3. مُعظَم المركّبات الأيُونية تنحلُّ في _____، ومُعظَم المُركّبات المُشترَكة تنحلُّ في _____.

ثانياً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. الرابطة بين ذرتَي الكلور والهدروجين في جزيء HCl هي:

a. تساندية. b. هدروجينية. c. أيُونية. d. مُشترَكة قطبية.

2. إذا كان الفرق في الكهرسلبية بين ذرَّتَين مُرتبطتَين أكبر من 1.7 تكون الرابطة بينَهما:
a. أيُونية. b. هدروجينية. c. تساندية. d. مشتركة قطبية.

3. الرابطة المعدنية الأقوى تتشكّل في:
a. Na b. Al c. Mg d. Cr

4. تتناقصُ قوى ارتباط فاندر فالس بـ:
a. زيادة عدد الإلكترونات. b. زيادة الكتلة الجزيئية. c. نقصان درجة الحرارة. d. زيادة درجة الحرارة.

ثالثاً: أعطِ تفسيراً علميّاً لكلّ ممّا يأتي:

1. المركّبات الأيُونية الصلبة لا تنقلُ التيار الكهربائي.
2. قابلية مُعظَم المعادن للسحب والتصفيح.
3. تزداد قوى ارتباط فاندر فالس بنقصان درجة الحرارة.
4. ارتفاع درجة غليان الماء على الرّغم من أنّ كتلته الجزيئية مُنخفِضة.

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

O_2 ، $MgBr_2$ ، K_2O ، NaF ، LiH ، HCl

اعتماداً على جدول قيم الكهرسلبية الآتي:

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

خامساً: بيّن نوع الروابط في كلٍّ ممّا يأتي:
غاز الكلور Cl_2، كلوريد المغنزيوم $MgCl_2$، فلور الهدروجين HF، وأيُون الهدرونيوم H_3O^+.
موضحاً بالرسم. علماً أنّ: $_{17}Cl$ ، $_{12}Mg$ ، $_{1}H$ ، $_{9}F$ ، $_{8}O$

تفكير ناقد

تنشأ الروابط الهدروجينية بين جزيئات غاز النشادر NH_3، ولا تنشأ بين جزيئات غاز الميتان CH_4. فسّر ذلك.

أبحث أكثر

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

2-3 المحطَّات الذريّة وتهجينها وتشكّل المحطّات الجزيئيّة

يلجأ الباحثون أحياناً إلى التهجين أو التلقيح الخلطي بين نباتَين أو حيوانَين من سلالتَين مُختلِفتَين ليجمعوا الصفات المرغوبة في كلٍّ منهما.

الأهداف:

* يتعرّف نظرية رابطة التكافؤ.
* يصف المحطّ الجزيئي في جزيء الهدروجين وجزيء الكلور.
* يتعرّف التهجين.
* يشرح مبدأ دمج المحطات (التهجين): sp , sp^2 , sp^3 .

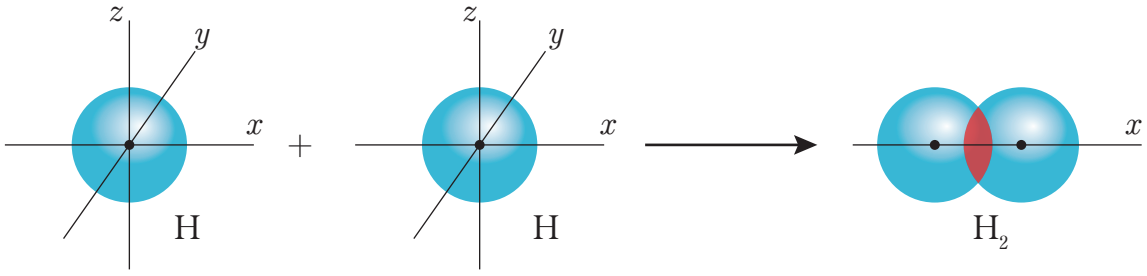
الكلمات المفتاحية:

* التهجين.
* الرابطة σ .
* الرابطة π .
* تداخُل المحطّات.

ألاحظُ وأجيب:

نشاط (1):

ألاحظُ وأتساءل:



- كيف يتشكّل جزيء الهدروجين؟
- ماذا تدعى المنطقة المُشترِكة بين محطَّي ذرّتَي الهدروجين؟
- هل تتغيّر أشكال المحطّات بعد تداخُلها؟

إضاءة

كلَّما ازدادَ تداخُل المحطّين، ازدادَ حجم منطقة التداخُل، وتصبحُ الرابطة أكثر ثباتاً، فتزداد الطاقة اللازمة لتفكيكها.

فسّرت نظرية رابطة التكافؤ تشكّل روابط مشتركة في مركبات لا تحقق قاعدة الثمانية، مثل (مركبات الهدروجين، والبيريليوم، والبور، وغيرها)، حيث تقوم على فرضيتَين:

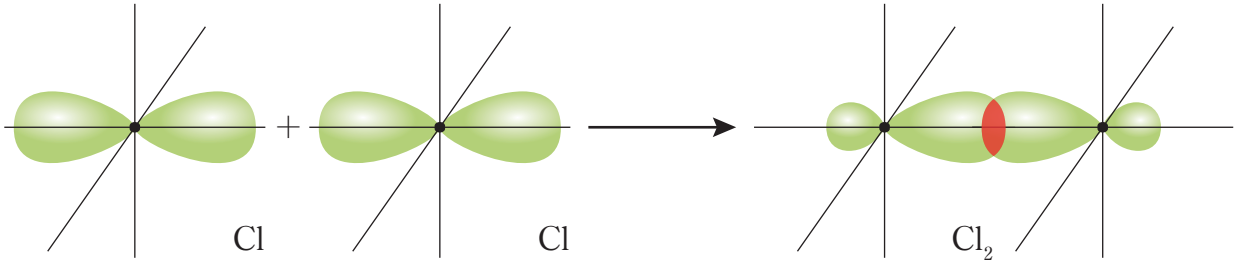
1. تنتجُ الرابطة عن تداخل محطين نصف مُمتلِئَين.
2. منطقة تداخُل المحطَّين المُكوِّنَين للرابطة تتّسعُ لإلكترونَين فقط (مُتعاكسَين في اللف الذاتي)، هما الإلكترونان الرابطان.

نستنتج:

يتشكّل جزيء الهدروجين $H-H$ عن تداخُل المحطَّين $1s$ دون تغيّر شكلهما.

نشاط (2):

ألاحظُ وأتساءل:

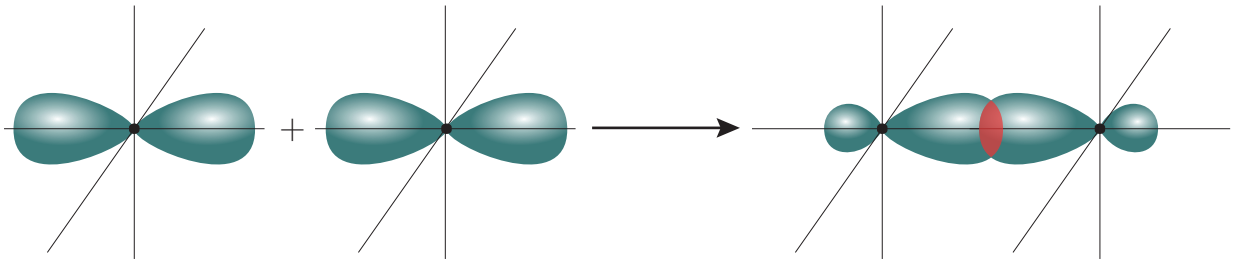


- كيف تشكّل جزيء الكلور؟
- ماذا تدعى المنطقة المُشتَرَكة بين محطَّي ذرّتَي الكلور؟
- هل تتغيّر أشكال المحطّات بعد تداخُلها؟

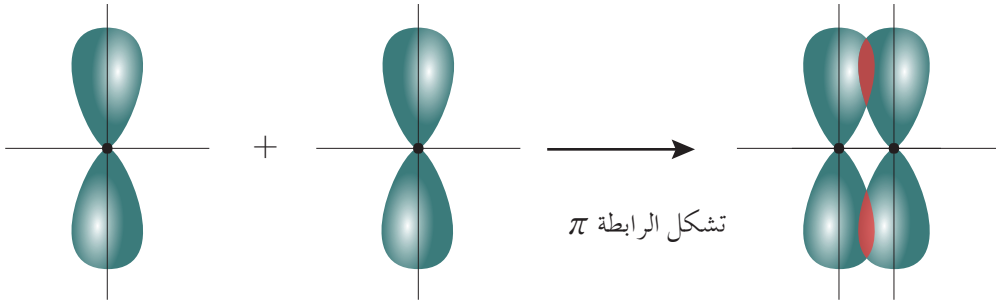
نستنتج:

يتشكّل جزيء الكلور $Cl - Cl$ عن التداخُل الرأسي بين المحطَّين نصف المُمتلِئَين $3p$، الذي يحوي كلّ منهما إلكتروناً أعزباً، دون تغيّر شكلهما.

ألاحظُ وأستنتج:



تشكل الرابطة σ



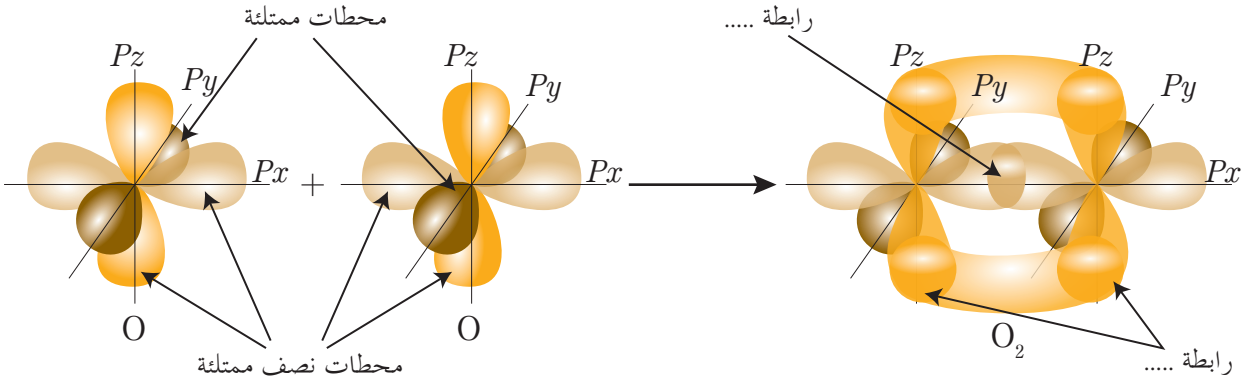
تشكل الرابطة π

- عند حدوث التداخل الرأسي بين محطَّين تنشأ رابطةٌ قوية تسمّى الرابطة σ (سيغما).
- عند حدوث تداخُل جانبَين لمحطَّين تنشأ رابطة ضعيفة تسمّى الرابطة π (باي).

نشاط (3):

ألاحظ وأجيب:

تمثّل الصورة أشكال المحطّات لذرّة الأكسجين، وتداخل بعضها لتشكّل جزيء الأكسجين O_2:



- أحدّد على الصورة كلّاً من الرابطتَين σ و π.
- أفسّر تشكُّل كلٍّ من الرابطتَين $O = O$.

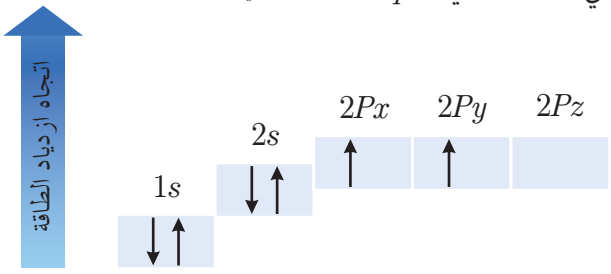
نشاط (4):

وضِّح بالرسم منطقة التداخُل بينَ المحطّات في جزيء كلور الهدروجين، وحدِّد نوع الرابطة الناتجة.

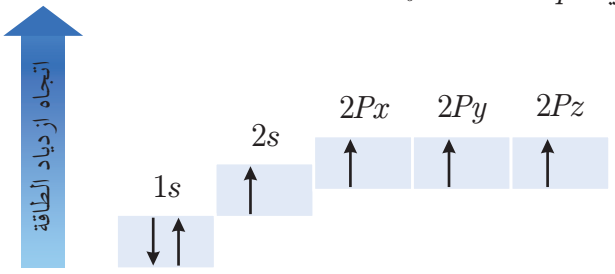
2-2 دمجُ المحطّات (التهجين)

1-2-1 البنية الإلكترونية لذرّة الكربون وتكافؤاتها:

- أتذكّرُ التوزّع الإلكتروني للكربون في حالته الأساسية: ${}_6C: 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$



- ألاحظ أنّ التوزّع الإلكتروني في ذرّة الكربون يبيّن وجود إلكترونَين أعزبَين، وهذا التوزُّع يقودُ إلى أنَّ الكربون ثنائي التكافؤ (كما في CO). أمّا التكافؤ الرباعي للكربون في مُعظم مركّباته (كما في $CO_2, CH_4, \ldots\ldots$) فيدلُّ على أنَّ البنية الإلكترونية لذرّة الكربون تحتوي على أربعة إلكترونات عزباء.
  - عند إثارة ذرّة الكربون ينتقل إلكترون من المحطّ $2s$ إلى المحطّ $2p_z$، فيصبح تكافؤ الكربون رباعيّاً: ${}_6C^*: 1s^2\ 2s^1\ 2p^3$



إضاءة

الرمز C^* يدل على الذرّة المثارة حيث يمكن إثارتها بإكسابها طاقة مناسبة.

- يمكننا التوصُّل إلى تعريف التهجين بالإجابة على الاستفسارَين الآتيَين:

الأول:

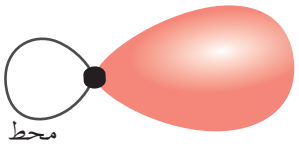
ثبتَ تجريبياً أنَّ الروابط الأربع التي تشكّلها ذرّة الكربون مع ذرّات الهدروجين الأربع في جزيء الميتان CH_4 مُتماثِلة، رغم أنَّ ثلاثاً من المحطّات من النوع $2p$ ومحطّاً واحداً من النوع $2s$، كيف تمَّ تفسير ذلك؟

الجواب: إنَّ تماثُل الروابط الأربعة يعودُ إلى امتزاج المحطّات الثلاثة $2p$ والمحطّ $2s$ لإعطاء أربعة محطّاتٍ هجينة مُتكافِئة يُرمَز لها sp^3.

منهاجي
متعة التعليم الهادف

الثاني:

ما هي خاصيّات المحطات الهجينة الأربعة sp^3 ؟ وما شكّل كلّ منها؟



محط هجين sp^3

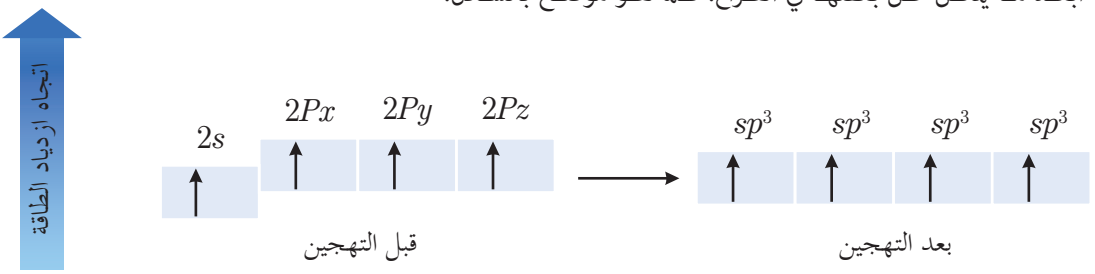
الجواب: إنّ هذه المحطّات الأربعة الجديدة تحمل خاصيّات المحطّات s و p ، بنسبة جزء واحد من خاصيّات المحط s ، وثلاثة أجزاء من خاصيّات المحط p ، فيكوّن المحط المنفرد sp^3 كما في الشكل المجاور.

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

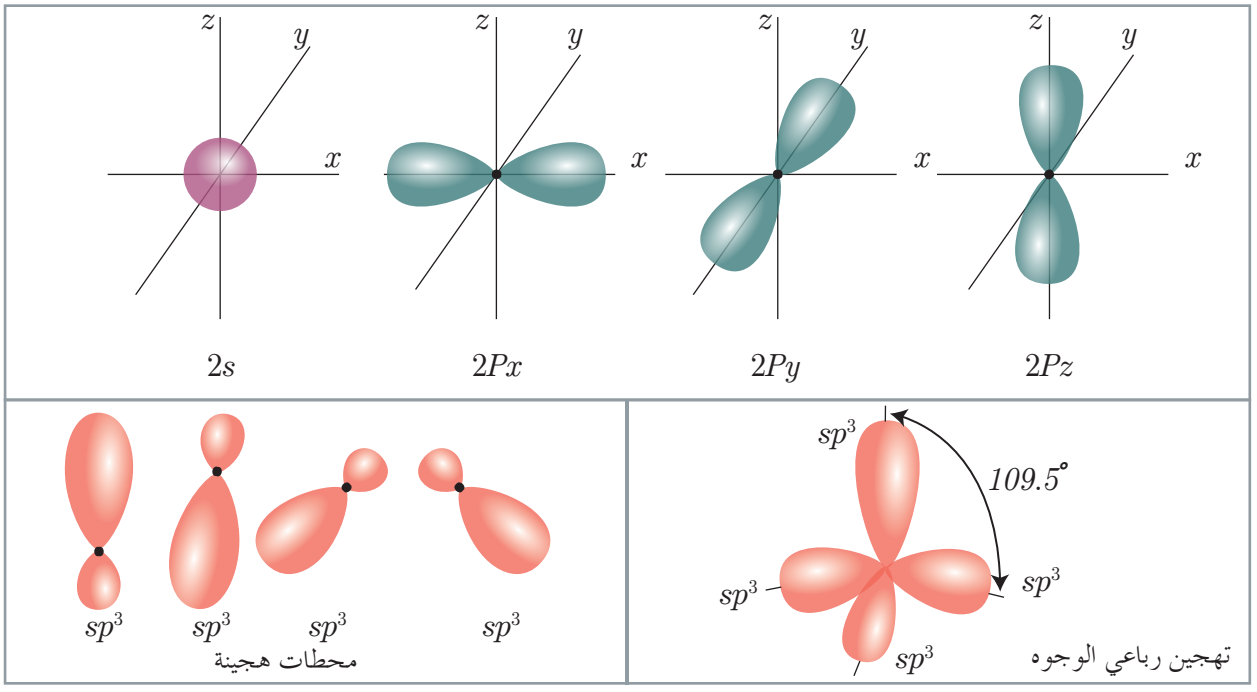
أولاً: التهجين sp^3 :

ألاحظ أنّ:

الإلكترونات الأربعة المُنفردة في ذرّة الكربون المثارة غير مُتكافِئة، لأن إلكترون المحط $2s$ يختلف في الشكل والطاقة عن الإلكترونات الثلاثة في المحطّات $2p_z$, $2p_y$, $2p_x$ ، وحتى تكون المحطّات الأربعة مُتكافِئةً في الشكل والطاقة، يحدثُ التهجين بين المحط $2s$ والمحطّات الثلاث $2p_z$, $2p_y$, $2p_x$ ، وتتكوّنُ أربع محطّاتٍ هجينة يُرمَز لكلٍّ منها sp^3 ، وهذه المحطّات تتوضّع حول نواةِ ذرّة الكربون المركزية مُتَّجِهة نحو رؤوس رباعي الوجوه صانعة زوايا تساوي كلّ منها 109.5° ، وتكون المحطّات أبعد ما يمكنُ عن بعضها في الفراغ. كما هو موضّح بالشكل.



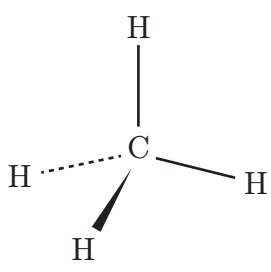
ألاحظ: طاقة المحطات الهجينة sp^3 أعلى طاقة من المحط s وأخفض من طاقة المحط p .

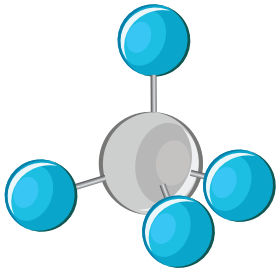


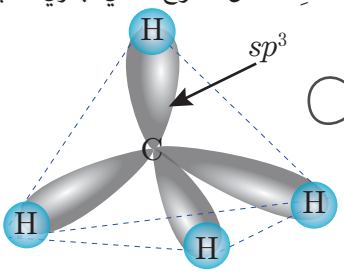
أفكرُ وأجيبُ:

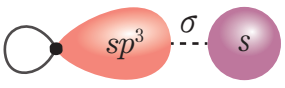
- كيف تتشكّلُ الروابط في جزيء الميتان CH_4 ؟ وما نوعها؟

يرتبط كلّ إلكترون أعزب في كلّ محطّ هجين sp^3 لذرّة الكربون مع إلكترون المحطّ $1s$ في ذرّة الهدروجين بتداخل رأسي، فتتشكّلُ أربع روابط مُتماثِلة من النوع σ في جزيء الميتان.









ألاحظُ وأجيب:

- ما الشكل الهندسي لجزيء الميتان CH_4 ؟

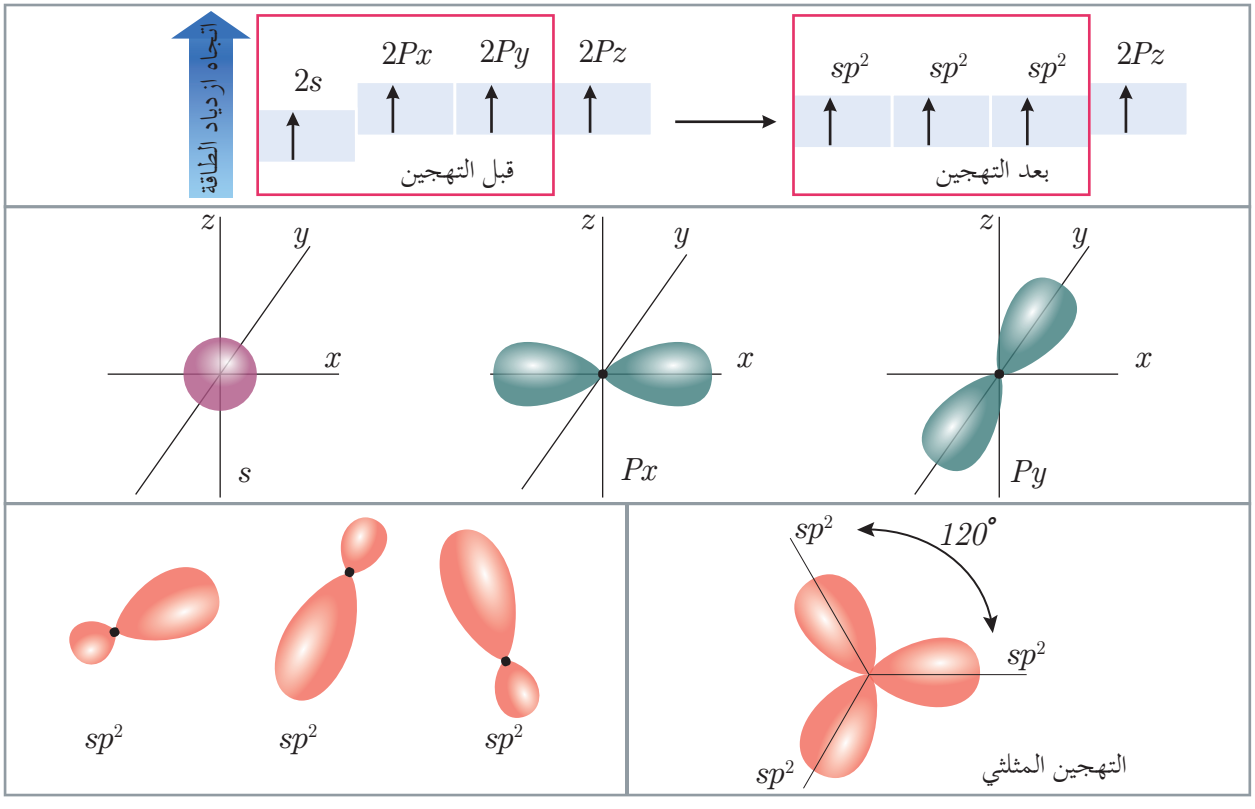
نشاط (5):

ارسم شكلاً توضيحيّاً يبيّن المحطّات والروابط في جزيء الإيتان C_2H_6، وبيّن نوع كلٍّ منها.

ثانياً: التهجين sp^2 :

كيف يتمُّ التهجين sp^2 ؟

1. يندمجُ في ذرّة الكربون محطّ $2s$ مع محطّين $2p_x$ و $2p_y$، فيتكوّنُ نتيجة ذلك ثلاثة محطّاتٍ هجينةٍ يُرمَز لكلٍّ منها sp^2، تكونُ مُتناظِرة وتقعُ جميعُها في مُستوٍ واحدٍ، وتصنعُ فيما بينَها زوايا تساوي كلٌّ منها 120°، بحيث تكونُ أبعد ما يمكنُ عن بعضها في الفراغ، أمَّا المحطّ $2p_z$ الذي لم يشارك في عملية التهجين؛ فيبقى عمودياً على مُستوي المحطّات الهجينة الثلاثة. كما هو موضَّح بالشكل.

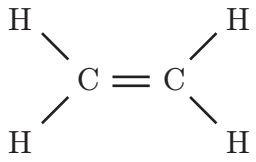


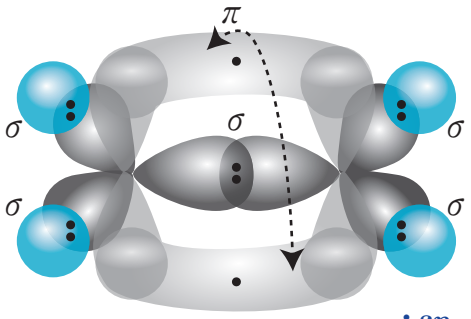
2. ترتبطُ كلّ من ذرّتَي الكربون بالأخرى بأحد محطّاتها الهجينة برابطة من النوع σ، وكذلك ترتبطُ بالمحطَّين الهجينَين المُتبقّيَين بذرّتَي هدروجين برابطتَين من النوع σ.

أمّا المحطُّ المتبقي من كلّ ذرّةٍ والمُتعامِد مع مستوي الذرّة يتداخلُ جانبياً مع مثيله من الذرّة الثانية، وينشأُ نتيجة ذلك رابطة من النوع π.

تشكّل جزيء الإتيلن C_2H_4:

- يتداخلُ المحطّ sp^2 في كلٍّ من ذرّتَي الكربون بشكلٍ رأسي لتشكّيل رابطة σ بين ذرتَي الكربون.
- يتداخلُ المحطّان sp^2 المتبقّيان في كلّ ذرّة كربون معَ محطَّين $1s$ في ذرّتي هدروجين بشكلٍ رأسي لتشكيل رابطتَين σ.
- تقعُ الروابط σ الخمس في مستوٍ واحد.
- أما المحطّان غير الهجينَين $2p_z$ في كلّ ذرّة كربون يتداخلان بشكل جانبي فتتشكّل رابطة π.



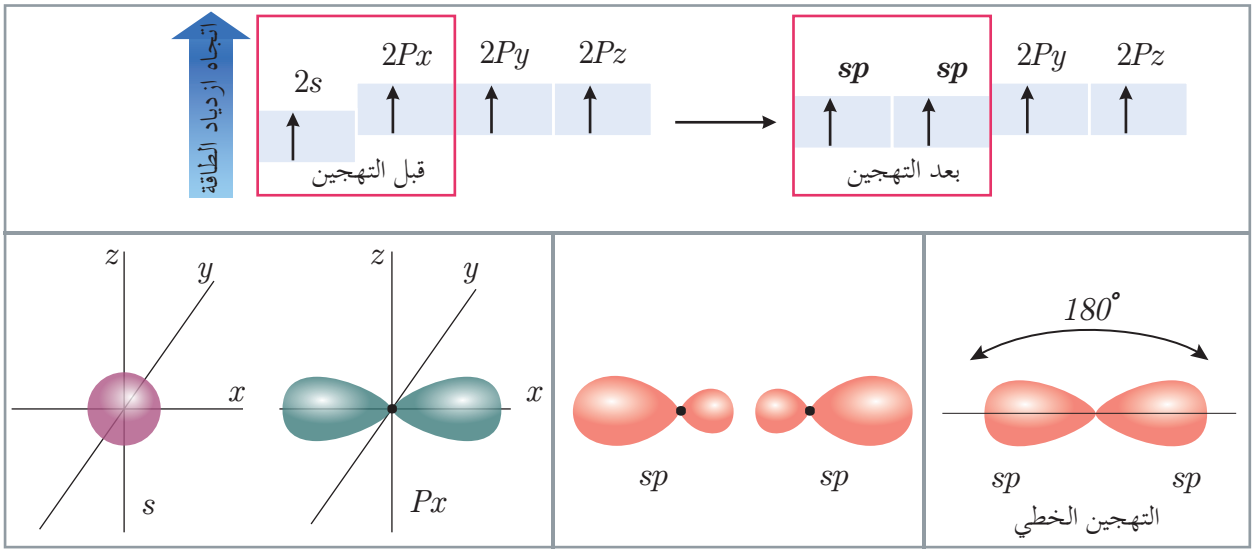


ثالثاً: التهجين sp:

- كيف يتمُّ التهجين sp؟
- يندمجُ في ذرّة الكربون محطّ $2s$ مع محطّ $2p_x$ مُعطِياً محطَّين هجينَين متكافِئَين يُرمَز لكلٍّ منهما sp، يقعان على استقامةٍ واحدة حيث الزاوية بينهما $180°$، ويتعامدُ مُستوياهما مع المحطَّين $2p_y$، $2p_z$ الباقيَين.

ألاحظ وأجيب:

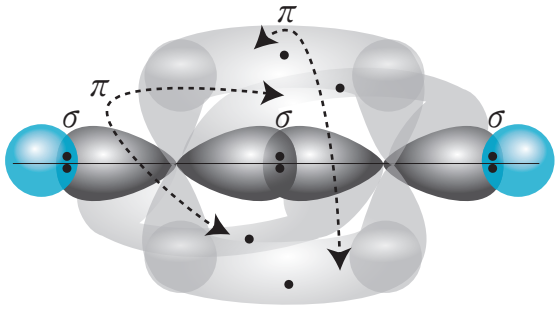
- ما قيمةُ الزاوية بين المحطّات الهجينة؟
- ما عددُ المحطّات الهجينة المُتشكّلة؟



أفكر وأجيب:

- كيف تتشكَّلُ الروابط في جزيء الإيتين (الأستلين) C_2H_2 ؟ وما نوعُها؟
- يتداخـلُ رأسـيّاً محـطٌّ مـن النـوع sp في كلّ مـن ذرّتَي الكربـون، فتتشـكّل رابطـة σ، ويتداخـلُ رأسـيّاً المحـطُّ $1s$ في ذرّة الهدروجـين مـع المحـط الهجـين sp لـذرّة الكربـون فتتشـكّل رابطـة σ، تقـع الروابـط σ الثـلاث عـلى الامتـداد نفسـه (الزاويـة 180°).

أمَّا المحطّات $2p_y$ و $2p_z$ في كلّ ذرّة كربون تتداخلُ جانبياً لتشكّيل رابطتَين من النوع π وفقَ الشكل:



$$H - C \equiv C - H$$

ابحثْ أكثر:

هل يتشابه تهجين المحطَّات مع تهجين الحيوانات والنباتات؟

نشاط (6):

أكمِل الجدول الآتي:

نوع التهجين في ذرّة الكربون	المحطّات الداخلة في التهجين	نوع الروابط المتشكلة	عدد المحطّات المُهجَّنة الناتجة	الشكل الفراغي	الزاوية بين المحطّات المُهجَّنة
sp^3	- - - - - - - - -	σ	- - - - - - - - -	رباعي الوجوه	- - - - - - - - -
- - - - - - - - -	p_y, p_x, s	- - - - - - - - -	3	- - - - - - - - -	120°
sp	- - - - - - - - -	π, π, σ	- - - - - - - - -	خطي(مستقيم)	- - - - - - - - -

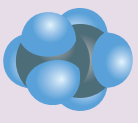
تعلّمت

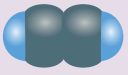
- نظرية رابطة التكافؤ تقومُ على فرضيّتَين:
  1. تنتجُ الرابطة عن تداخل محطَّين نصفِ مُمتلِئَين.
  2. منطقة تداخل المحطَّين المُكوِّنين للرابطة تتسع لإلكترونين فقط (متعاكسان في اللف الذاتي)، هما الإلكترونان الرابطان.
- التداخُل الرأسيّ للمحطّات يُشكِّل رابطة من النوع σ.
- التداخل الجانبي للمحطّات يشكِّل رابطة من النوع π، وهي أضعف من الرابطة σ.
- التهجين: هو عملية دمج محطَّين أو أكثر مُختلِفةً في الشكل والطاقة في الذرّة ذاتها، وينتجُ عنها محطَّات جديدة مُتكافِئة في الشكل والطاقة تدعَى المحطَّات الهجينة.
- يندمجُ محطّ s مع ثلاثة محطّات p_x, p_y, p_z لتشكيل أربعة محطّاتٍ هجينة من النوع sp^3 مُتماثِلة في الشكل والطاقة، وتكون الزاوية بين المحطّات $109.5°$.
- يندمجُ محطٌّ s مع محطَّين p_x, p_y لتشكيل ثلاثةِ محطَّاتٍ هجينة من النوع sp^2 مُتماثِلة في الشّكل والطاقة، وتكونُ الزاوية بين المحطّات الهجينة $120°$.
- يندمجُ محطٌّ s مع محطّ p_x لتشكيل محطَّين هجينين من النوع sp مُتماثِلة في الشكل والطاقة، وتكونُ الزاوية بين المحطّات الهجينة $180°$.

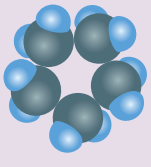
أختبر نفسي

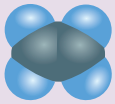
أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. المحطّان المُتداخِلان لتتشكّل الرابطة σ بين ذرّتَي الكربون في جزيء الإيتان C_2H_6 هما:
   a. $sp - sp$ b. $sp^3 - sp^3$ c. $sp^3 - 2p$ d. $sp - s$
2. المحطّان اللذان يتداخلان لتشكّيل جزيء HF هما:
   a. $2p - 2p$ b. $2s - 2s$ c. $3p - 3p$ d. $2p - 1s$
3. إذا كانت الزاوية بين المحطّات الهجينة $180°$، فيكون التهجين من النمط:
   a. sp^3 b. sp c. sp^2 d. s^2p^2
4. الجزيء الذي تربطُ ذرّاته فيما بينها بروابط من نوع σ فقط من الجزيئات الآتية هو:
   a. N_2 b. O_2 c. CO_2 d. Cl_2
5. الجزيء الذي يحوي خمسة روابط من نوع σ تقع في مستوٍ واحدٍ من الجزيئات الآتية هو:


a.


b.


c.


d.

ثانياً: استخدمْ مفهوم تداخل المحطّات لتوضِّحَ تشكّيل الجزيئات الآتية:
F_2، H_2O، N_2، مع رسم المحطّات المُتداخِلة وتحدّيد نوع الروابط.

ثالثاً: اكتب الصيغة المُفصَّلة لكلّ من الجزيئات الآتية:
الإيتلن والإستلين والإيتان، وحدّد أنواع الروابط وأنماط تهجين ذرّات الكربون في كلٍّ منها.

رابعاً: وضِّح بالرسم كيفيّة تشكّل المحطّات الهجينة sp، sp^2، sp^3.

خامساً: قارِن بينَ الرابطة σ والرابطة π من حيث:

- آلية التشكّل.
- الطاقة اللازمة للتفكّيك.

تفكير ناقد

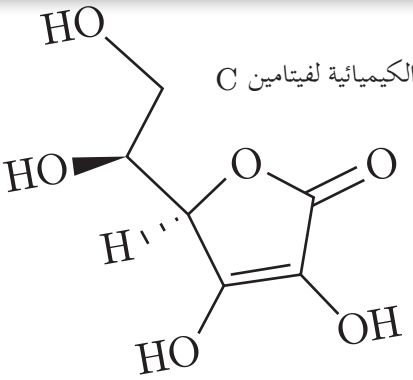
ما أنواع التهجين في جزيء $BeCl_2$، إذا علمت أنَّ: $_4Be$، $_{17}Cl$.

أبحث أكثر

هل يقتصر تهجين المحطّات على الأنواع sp, sp^2, sp^3؟ ابحث في مكتبة المدرسة والشابكة عن ذلك.

3-3 التصاوغ وهندسة الجزيء

إنَّ جميع الظواهر في الطبيعة تميلُ إلى الاستقرار، فمثلاً الزلازل سببها أنّ طبقات الأرض غير مُستقِرّة، وبالتالي تسعى إلى الاستقرار، وتكون طاقتها أخفض ما يمكن، فالينابيع تنبعُ عندما تكون مياهها موجودة في طبقات غير مُستقِرّة نسبياً، وكذلك الذرّات تميلُ إلى الاستقرار عن طريق ارتباطها مع بعضها بعضاً.



الصيغة الكيميائية لفيتامين C

الأهداف:

* يتعرَّفُ الصيغة الكيميائيّة للجزيء (المُجمَلة – نصف المنشورة – المنشورة).
* يميّز أنواع التصاوُغ (التماكب).
* يتعرَّفُ هندسة الجزيء، نظرية تنافُر الأزواج الإلكترونية في مستوي التكافؤ (نظرية فسبرVSEPR).

الكلمات المفتاحية:

* الصيغة المُجمَلة.
* الصيغة المنشورة.
* الصيغة نصف المنشورة.
* التصاوغ.
* التصاوغ البنيّوي.
* التصاوغ السلسليّ.
* التصاوغ الموضعيّ.
* التصاوغ الوظيفيّ.
* التصاوغ الهندسي.
* نظرية فسبر.

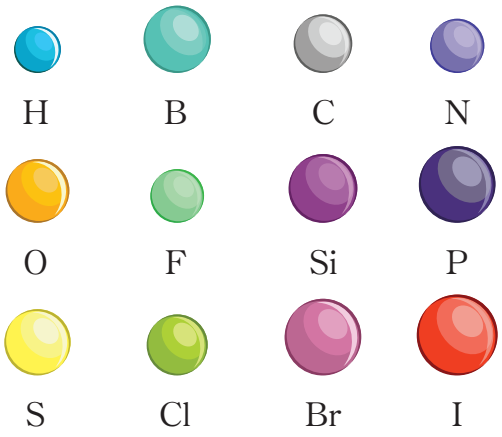
1-3 التعرّف على الجزيء:

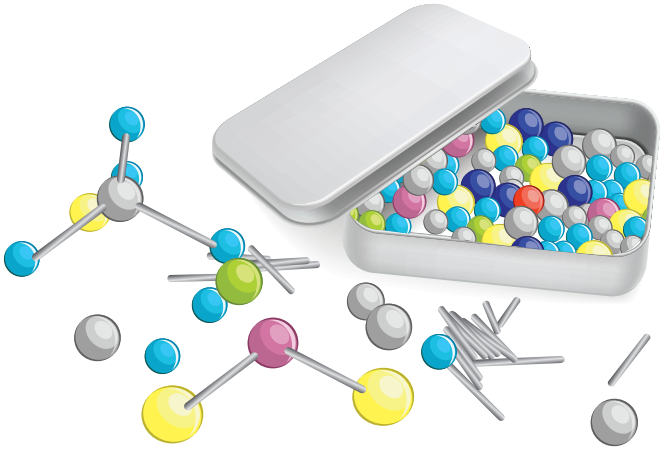
- ما الذي يدفعُ عناصر الغازات النبيلة إلى الوجود مُنفرِدة في الطبيعة؟
- ما الذي يدفعُ بعض العناصر للارتباط ببعضها بعضاً؟

نشاط (1):

أدوات التجربة:

علبة الكرات والأعواد.

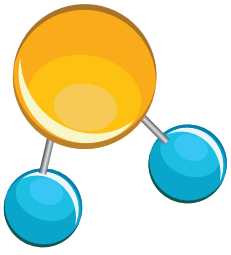




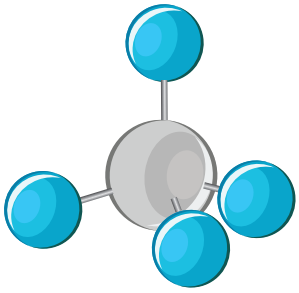
1. أربطُ كرةً برتقالية مع كرتَين زرقاوتين باستخدام الأعواد.
2. أربطُ كرةً رمادية مع أربع كراتٍ زرقاء باستخدام الأعواد.

ماذا ينتجُ عن هذا الارتباط؟

ألاحظُ:



جزيء الماء H_2O



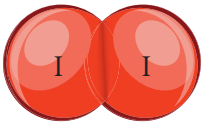
جزيء الميتان CH_4

أستنتج:

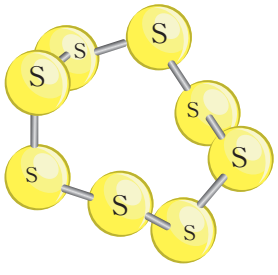
الجزيء: هو أحدُ أنواع دقائق المادة، ويتكوّن من مجموعة ذرّات مُرتبِطة فيما بينها.

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

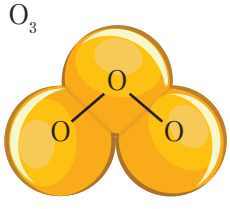
I_2



S_8

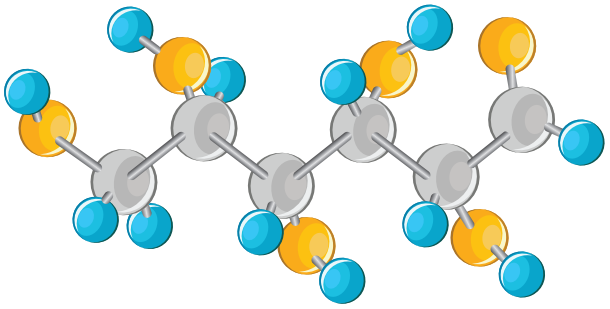


O_3

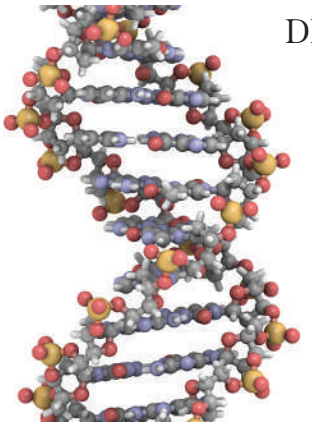


- قد يتكوّنُ الجزيء من ذرّات مُختلِفة، مثل:

سكر الغلوكوز $C_6H_{12}O_6$



DNA



أفكر:

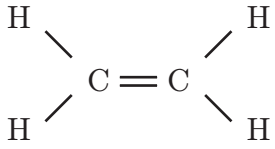
ماذا تسمّي قوى التماسُك بين الذرّات في الجزيء؟

2-3 أنواع الصّيغ الكيميائيّة للمركّبات:

ألاحظُ وأتساءل:

أنظرُ إلى صيغ جزيء الإيتلِن C_2H_4:

$CH_2 = CH_2$



C_2H_4

- ما الذرّات التي تكوّن جزيء الإيتلِن؟ وما عدد كلّ منها؟
- أيّ من الصّيغ توضّحُ فقط أنواع وعدد ذرّات كلّ عنصرٍ في الجزيء؟
- أيّ من الصّيغ توضّحُ جميع الروابط بين الذرّات في الجزيء؟
- أيّ من الصّيغ توضّحُ الروابط بين ذرّتَي الكربون في الجزيء فقط؟
- أيّ من الصّيغ تمثّلُ الصيغة المُجمَلة، الصيغة نصف المنشورة، الصيغة المنشورة؟

نتيجة:

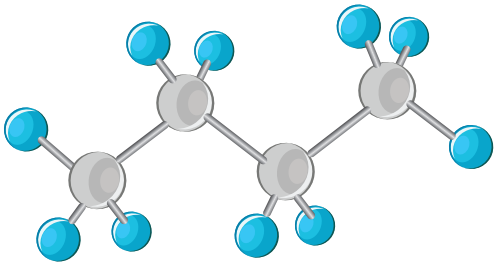
- الصيغة المُجمَلة: توضِّحُ فقط أنواع وعدد ذرّات كلّ عنصر في الجزيء.
- الصيغة المنشورة: توضّحُ جميع الروابط بين الذرّات في الجزيء.
- الصيغة نصف المنشورة: تشابهُ الصيغة المنشورة، لكن من دون تمثيل الروابط بين ذرتَي الهدروجين والكربون.

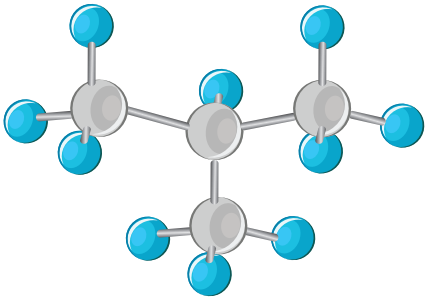
3-3 التصاوغ:

نشاط (2):

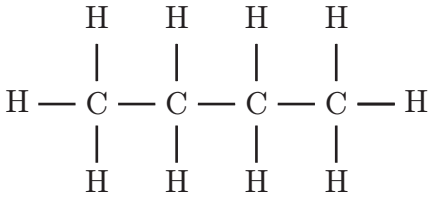
أستخدمُ علبة الذرّات (الكرات والأعواد). (8 كرات رمادية، 20 كرة زرقاء)

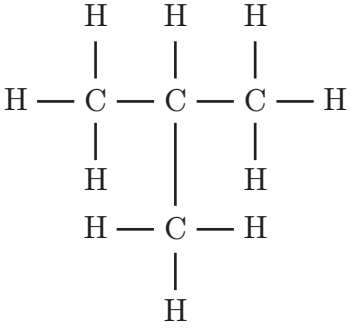
1. أربطُ أربعَ كراتٍ رمادية (الكربون) بواسطة الأعواد. ثمّ أربطُ كراتٍ زرقاء (هدروجين) بوسطة الأعواد بباقي الثقوب، في شكلين مُختلِفَين.





2. مثّلُ الشكلَين (البنيَتين) اللّذَين حصلتُ عليهما:





- أحدّدُ الصيغة المُجمَلة لكلّ جزيء، ماذا أستنتجُ؟

ألاحظ: يمكن ربط الكرات ذاتها بطرائقَ مُختلِفة، والحصول على أشكال مُختلِفة. وهذا ينطبق على الذرّات.

نتيجة:

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

نشاط (3):

مثّل المركّب C_3H_7Cl بصيغتَين مُختلِفتَين.

4-3 أنواع التصاوغ:

1-4-3 التصاوغ البنيّوي:

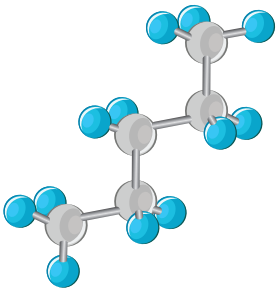
وله ثلاثة أشكال:

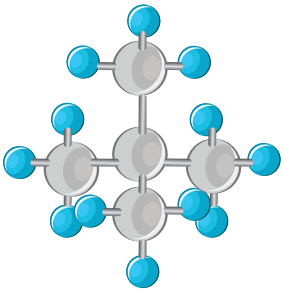
أولاً: التصاوغ السلسلي:

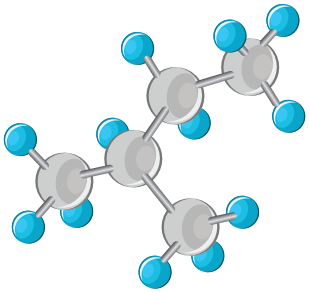
نشاط (4):

ألاحظ وأستنتج:

- ألاحظُ المُتصاوغات المُمثَّلة بالصور الآتية:







- أحدّدُ الصيغة المُجمَلة لهذه المُتصاوِغات.
- أحدّدُ الاختلافَ بشكلِ السلسلة لذرّات الكربون (ارتباط ذرّات الكربون ببعضها).

نتيجة:

- تصاوغ السلسلة: يحدثُ عندما تكون للجزيئات الصّيغة المُجمَلة ذاتها، ولكنّها تختلفُ بتوزُّع ذرّات الكربون.
- قد تكونُ السلسلة نظامية (لا تحتوي مُتبادِلات).
- قد تكونُ السلسلة مُتفرِّعة (تحتوي مُتبادِلات).

ثانياً: التصاوغ الموضعي:

نشاط (5):

- ألاحظُ صيغ المُتصاوِغات الآتية:

$CH_3CH_2\underset{\displaystyle OH}{\underset{\vert}{C}}HCH_3$	$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$
$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{\overset{\displaystyle OH}{\overset{\vert}{C}}}}-CH_3$	$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{CH}}-CH_2OH$

- أمثّلُ هذه المُتصاوِغات بالكرات والأعواد.
- أحدّدُ الصيغة المُجمَلة لهذه المُتصاوِغات.
- أحدّدُ الاختلاف في موضع زمرة $-OH$ في كلٍّ منها؟

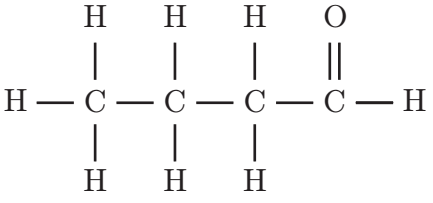
نتيجة:

التصاوغ الموضعي: يحدثُ عندما تكون للجزيئات الصيغة المُجمَلة ذاتها، ولكنّها تختلف بموضع الزمرة الوظيفيّة في الجزيء.

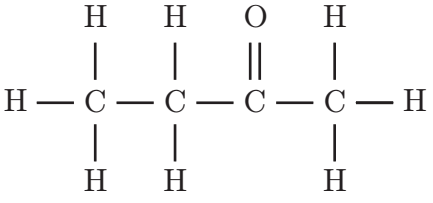
ثالثاً: التصاوغ الوظيفيّ:

نشاط (6):

ألاحظُ المُتصاوِغَين الآتيَين:



البوتانال



البوتان–2–ون

إضاءة

الصيغة العامة للكيتونات $R-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-R'$ تحتوي على زمرة الكربونيل $-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-$

الصيغة العامة للألدهيدات $R-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-H$ وتحتوي على زمرة الفورميل $-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-H$

- أحدّدُ الزمرة الوظيفية.
- أحدّدُ الصيغة المُجملَة لهذَين المُتصاوِغين.

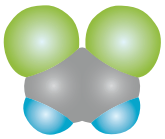
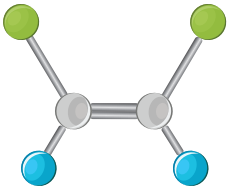
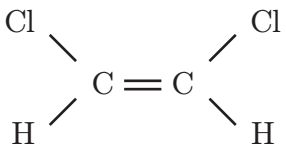
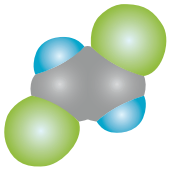
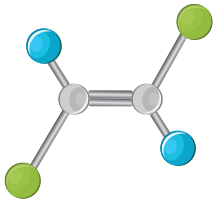
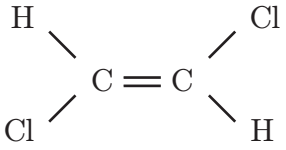
نتيجة:

تصاوغ الوظيفة: يحدث عندما تكون للجزيئات الصّيغة المُجمَلة ذاتها، ويختلفُ بها ترتيب الذرّات ضمن الجزيء ممّا يؤدّي إلى اختلاف الزمرة.

2-4-3 التصاوغ الفراغيّ:

نشاط (7):

ألاحظُ المُتصاوِغَين الآتيَين:

الأول			
الثاني			

- أحدّدُ موضع ذرَّتَي الكلور(المُتبادِلات) بالنسبة للرابطة المُشترَكة الثنائية.

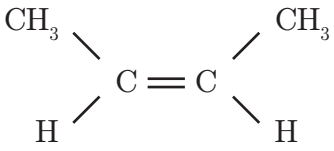
أستنتج:

التموضع الفراغي للمُتبادِلات بالنسبة للرابطة المُشترَكة الثنائية الموجودة ضمن الجزيء. يأخذ شكلَين:

الأول:

المقرون **(cis)**: تكونُ فيه المُتبادِلات في الاتّجاه نفسه من الرابطة المُشترَكة الثنائية ورمزه Z.

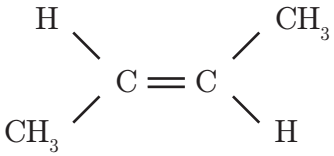
مثل: مقرون 2 — البوتِن



الثاني:

المفروق **(trans)**: تكون فيه المُتبادَلات في اتّجاهين مُتعاكسَين من الرابطة المُشترَكة الثنائية ورمزه E.

مثل: مفروق 2 — البوتِن

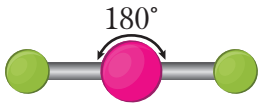
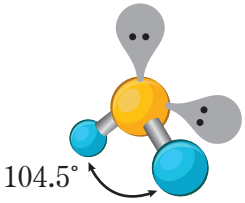
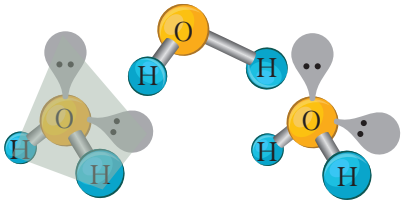
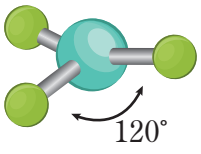
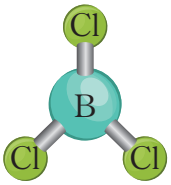
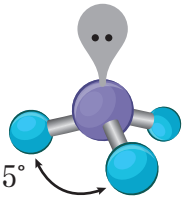
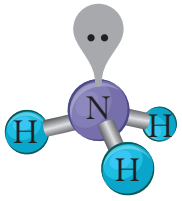
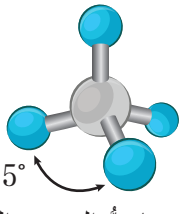
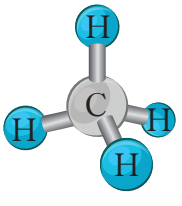


نشاط (8):

أكتبُ المُتصاوِغات الفراغية للمُركَّب: $C_2H_2F_2$

ألاحظُ وأستنتجُ:

(حيث M تمثّل الذرّة المركزية، و X تمثّل المُتبادِلات، و E تمثّلُ الزوج الإلكتروني غير الرابط)

الصيغة العامة للجزيء	تمثيل الشكل	مثال	عدد الأزواج الإلكترونية	
			الرابطة	غير الرابطة
MX_2	 الشكل الخطّي، الزاوية بين الروابط 180°	جزيء $BeCl_2$ يأخذُ شكلاً خطّيّاً والزاوية بين الروابط 180°	-----	-----
MX_2E_2	 الشكل المرفقي، الزاوية بين الروابط 104.5°	 جزيء H_2O يأخذُ شكلاً مرفقيّاً، والزاوية بين الروابط 104.5°	-----	-----
MX_3	 الشكل المستوي المثلّثي، الزاوية بين الروابط 120°	 جزيء BCl_3 يأخذ شكلَ مستوٍ مثلثاً و الزاوية بين الروابط 120°	-----	-----
MX_3E	 شكلٌ هرميّ ثلاثيّ، الزاوية بين الروابط 107.5°	 النشادر NH_3 شكله هرميٌّ ثلاثيّ	-----	-----
MX_4	 شكلٌ رباعيُّ الوجوه، الزاوية بين الروابط 109.5°	 جزيء الميتان CH_4 شكله رباعي الوجوه	-----	-----

في كلّ من الأشكال السابقة:

- ما عددُ الأزواج الإلكترونية الرابطة وغير الرابطة حول الذرّة المركزية؟
- هل يؤثّرُ عدد هذه الأزواج الإلكترونية في شكل الجزيء؟
- ما العلاقةُ بين عدد الأزواج الإلكترونية والشكل الهندسي للجزيء؟

أستنتج:

- إذا وُجِدَ زوجان إلكترونيان رابطان يحيطان بالذرّة المركزية، يكون الجزيء أكثر استقراراً بالشكل الخطّي. (مثل $BeCl_2, CO_2$)
- إذا وُجِد زوجان إلكترونيان رابطان يحيطان بالذرّة المركزية، وأزواج إلكترونية غير رابطة يستقرُّ الجزيء بالشكل المرفقي أو الزاوي. (مثل H_2S, H_2O)
- إذا وُجِدت ثلاثة أزواج إلكترونية رابطة تحيطُ بالذرّة المركزية، يكون الجزيء أكثر استقراراً بشكل مستوٍ مثلثيّ. (مثل BCl_3, BF_3) أمّا إذا وجد زوج إلكتروني غير رابط فيستقرُّ الجزيء بالشكل الهرميّ (مثل NH_3, PH_3)
- إذا وُجِدت أربعة أزواج إلكترونية تحيط بالذرّة المركزية، يكونُ الجزيء أكثرَ استقراراً بالشكل الرباعيّ الوجوه (مثل SiH_4, CH_4)

نتيجة:

(نظرية فسبر) تنصُّ:

إنّ أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة تتوزَّع في الفراغ حول الذرّة المركزية للجزيء بحيث يكونُ التنافُر الكهربائي بينها أقلَّ ما يمكن لينتجَ الشكل الأكثر استقراراً (ثباتاً).

تعلّمت

- الجزيء: هو وحدة كيميائية تتكوَّن من مجموعة ذرّات مرتبطة فيما بينها.
- الصّيغة المُجمَلة: توضِّح فقط أنواع وعدد ذرّات كلّ عنصر في الجزيء.
- الصّيغة المنشورة: توضِّح جميع الروابط بين الذرّات في الجزيء.
- الصّيغة نصف المنشورة: تُشابِه الصّيغة المنشورة لكن من دون تمثيل الروابط بين ذرّات الهدروجين والكربون.
- المُتصاوِغات: هي مركَّبات كيميائيّة لها الصيغة المُجمَلة ذاتها، مع اختلاف الصيغة نصف المنشورة أو التموضُع في الفراغ.
- تصاوُغ السلسلة: يحدثُ عندما تكونُ للجزيئات الصيغة المُجمَلة ذاتها، وتختلفُ بتوزُّع ذرّات الكربون، قد تكون السلسلة نظامية، وقد تكون السلسلة مُتفرّعة.
- تصاوُغ الموضِع: يحدثُ عندما تكونُ للجزيئات الصيغة المُجملَة ذاتها، وتختلفُ بموضِع الزمرة الوظيفيّة في الجزيء.
- تصاوُغ الوظيفة: ويحدثُ عندما تكونُ للجزيئات الصيغة المُجمَلة ذاتها، ويختلفُ بها ترتيب الذرّات في الجزيء ممّا يؤدّي إلى اختلاف الزُّمرة.
- التصاوغ الفراغي: يصفُ التموضُع الفراغي للمُتبادِلات بالنسبة للرابطة المشتركة الثنائية الموجودة في الجزيء وله نوعان:
  1. المقرون (cis): تكون فيه المُتبادلات في الاتّجاه ذاته من الرّابطة المُشترَكة الثنائية ورمزه (Z).
  2. المفروق (trans): تكون فيه المُتبادَلات في اتجاهَين مُتعاكِسَين من الرابطة المُشترَكة الثنائية ورمزه (E).
- تنصُّ نظرية تنافُر الأزواج الإلكترونية في مستوي التكافؤ (فسبر): إنّ أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة تتوزَّع في الفراغ حول الذرّة المركزية للجزيء بحيث يكونُ التنافُر الكهربائيّ بينها أقلّ ما يمكنُ لينتج الشكل الأكثر استقراراً (ثباتاً).

أختبر نفسي

أولاً: اكتب الصّيغة المنشورة لكلٍّ من المركَّبات الآتية:

CH_3OH ، C_2H_2 ، C_2H_6

ثانياً: ما الفرقُ بين الصيغة المُجمَلة والصّيغة المنشورة؟

ثالثاً: اكتب صيغتَين مُختلفَتين للمركّب: $C_3H_7 - OH$

رابعاً: اكتب صيغة كلّ من:

مقرون 2 – البوتِن، مفروق 2 – البوتِن

خامساً: أعطِ تفسيراً علميّاً لكلٍّ ممّا يأتي:

a. يأخذ جزيء الماء الشكل المرفقيّ.

b. تأخذ الجزيئات أشكالاً فراغية مُختلِفة.

سادساً: حدّد نوع التصاوُغ للمُركّبَين الآتيَين:

$CH3COOH$, $HCOOCH3$

سابعاً: مثّل بالرسم الشكلُ الهندسي الفراغي لكلٍّ من المركّبات الآتية:

NH_3 , $BeCl_2$, CH_4

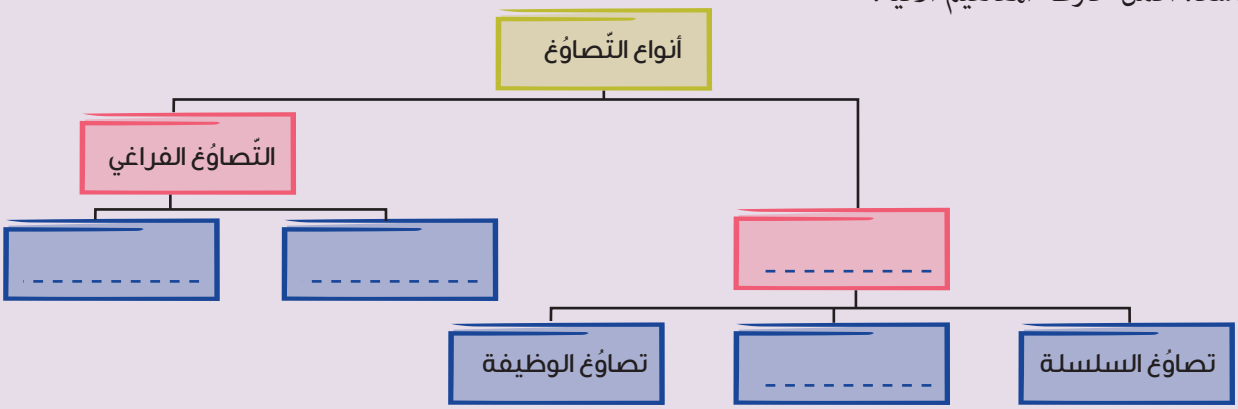
ثامناً: إذا علمت أنّ $_8O, _1H$:

a. اكتب التوزّع الإلكتروني لكلّ من الأكسجين والهدروجين.

b. بيّن كيف يتم الارتباط بين ذرتي هدروجين وذرة أكسجين لتشكّل جزيء الماء.

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

تاسعاً: أكمل خارطة المفاهيم الآتية:



تفكير ناقد

اكتب متصاوغات المركب $C_3H_6O_2$.

أبحث أكثر

ابحث في مكتبة المدرسة والشابكة عن تأثير التصاوُغ في الخاصيّات الكيميائية والفيزيائية للمركبات.

مشروع تنمية بلورات لعدة مركبات

لا توجد في الطبيعة معظم المواد الصلبة على شكل نقيّ، لذلك يتوجب علينا إيجاد طرائق لفصل المواد عن بعضها، وأكثر هذه الطرائق استخداما هي البلورة وإعادة البلورة.
وبرزت أهمية تنمية البلورات في صناعة القطع الإلكترونية والتي أحدثت ثورة في عالم التكنولوجيا.

هدف المشروع:

التعرّف إلى عملية البلورة وأهميتها في تنقية المواد.

مراحل المشروع:

أولاً: التخطيط:

1. التعرّف إلى عملية البلورة، وأهميتها في تنقية منتجات التفاعل.
2. التعرّف إلى شروط البلورة.
3. التعرّف 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 ألية البلورة.
  - المجموعة الرابعة: تبحث فوائد البلورة.
  - المجموعة الخامسة: تقوم بإجراء عملية البلورة للسكر (صناعة ما يسمى سكر نبات).
  - المجموعة السادسة: تقوم بإجراء عملية البلورة لملح كلوريد الصوديوم.
- يتم تبادل المعلومات بين المجموعات.

ثالثاً: التقويم:

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

أسئلةُ الوحدة الثالثة

أولاً: املأ الفراغات بالكلمات المناسبة:

1. الرابطة المُشترَكة القطبية تنشأ بين _____ مختلفتين في _____.
2. عند ارتباط ذرّتَين برابطة تساندية فإنَّ إحداهما تُقدِّم زوجاً إلكترونياً _____ وتسمّى _____ والأخرى تقدِّم _____ فارغ، وتسمّى _____.
3. تتشكّل رابطة من النوع _____ عن التداخل الجانبي للمحطات وهي _____ من الرابطة (σ).
4. مركبات لها الصيغة المُجمَلة ذاتها، وتختلفُ بالصيغة نصف المنشورة أو التموضُع في الفراغ، تسمّى _____.
5. الصيغة _____ توضِّحُ فقط أنواع وعدد ذرّات كلّ عنصر في الجزيء.

ثانياً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. الرابطة المعدنية الأضعف تتشكّلُ في:

a. $_{19}K$ b. $_{5}B$ c. $_{20}Ca$ d. $_{24}Cr$

2. المحطّان المُتداخِلان في تكوّين الرابطة π بين ذرّتَي الكربون في جزيء الإيتلِن (الإتن) C_2H_4، هما:

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

3. التصاوغ الذي يحدثُ عندما تكون للجزيئات الصيغة المُجمَلة ذاتها، وتختلفُ بتوزيع ذرّات الكربون يُسمّى:

a. تصاوغ الموضع. b. تصاوغ الوظيفة. c. تصاوغ السلسلة. d. التصاوغ الفراغي.

4. المُركبُ الذي شكلَه الفراغي هرميّ مُثلثيّ من المركبات الآتية:

a. CCl_4 b. NH_3 c. BCl_2 d. CO_2

5. العنصرُ الذي يكوِّنُ رابطة أيُونية مع الأكسجين هو:

a. الفوسفور. b. الكبريت. c. المغنزيوم. d. البور.

6. الشكلُ الهندسيّ المُتوقَّع للمركب PF_3 هو:

a. خطّيٌّ. b. رباعيُّ الوجوه. c. هرميٌّ مثلثي. d. مرفقيّ.

7. المركبُ الذي تتماسكُ جزيئاته بقوى تجاذُب ثُنائية القطب هو:

a. CH_3COONa b. CF_3-CF_3 c. CO_2 d. Br_2

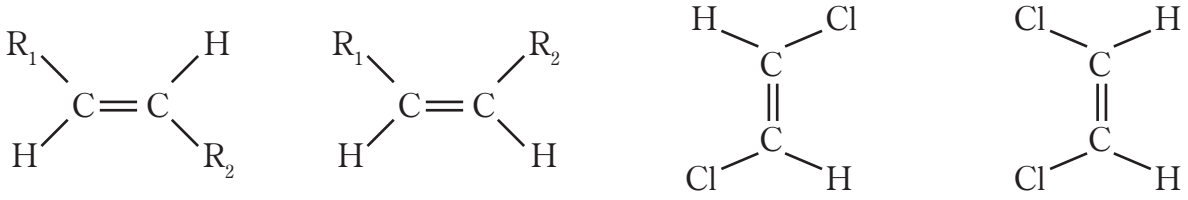
8. المادة التي تنقلُ التيار الكهربائي من المواد الآتية هي:

a. مصهور السكر. b. الشمع. c. محلول كبريتات الزنك. d. مسحوق الكبريت.

منهاجي
متعة التعليم الهادف

ثالثاً: أجِب عن الأسئلة الآتية:

1. ما نوعُ التهجين في جزيء BCl_3؟ علماً أنّ: $_5B$, $_{17}Cl$
2. حدِّد الشكل الهندسيّ لجزيء PH_3، علماً أنّ: $_1H$, $_{15}P$
3. ما نوع الروابط ضمن جزيء $CaCl_2$؟ علماً أنّ: $_{20}Ca$, $_{17}Cl$
4. إذا علمت أنَّ كهرسلبية الهدروجين تساوي 2.2 وكهرسلبية الأكسجين 3.44، وأنَّ $_1\mathbf{H}, _8\mathbf{O}$ والمطلوب:
   a. وضِّح بالحساب ما نوع الرابطة بين الهدروجين والأكسجين ضمن جزيء H_2O
   b. ما نوع الروابط بين جزيئات الماء؟ وضِّح إجابتك باستخدام تمثيل لويس.
   c. ما نوع الرابطة بين H^+ و H_2O؟ وضِّح إجابتَك باستخدام تمثيل لويس.
   d. ارسم الشكل الفراغي لجزيء الماء.
5. حدّد المتصاوغ المقرون والمفروق في كلّ ممّا يأتي:

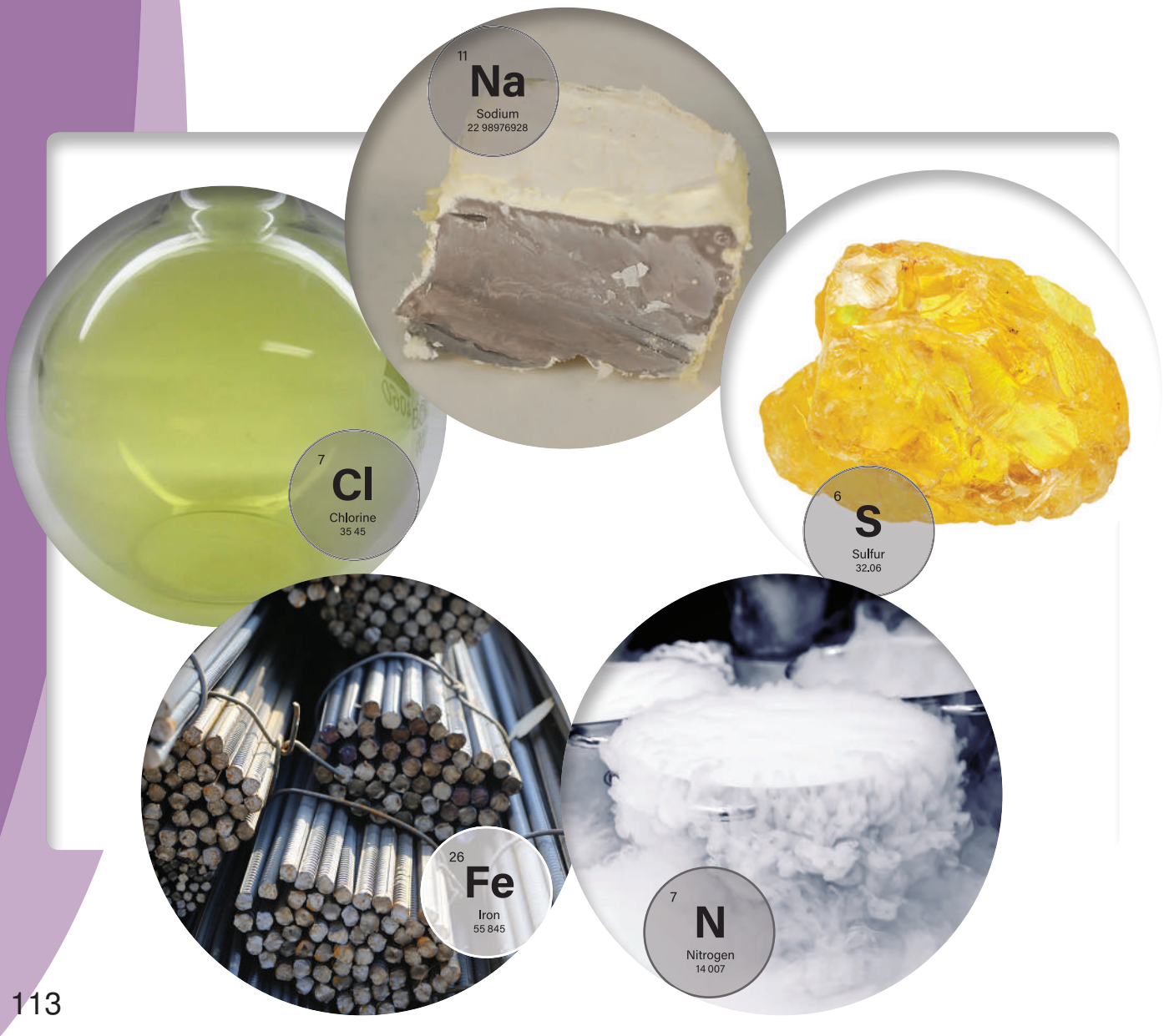


الوحدة الرابعة

كيمياءُ العناصر

الأهداف العامة للوحدة :

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



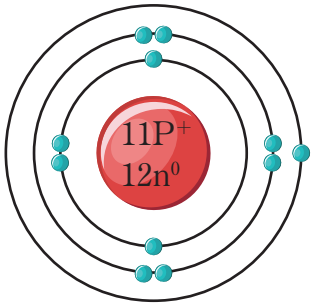
1-4 الصّوديوم

الأهداف:

* يتعرَّفُ التوزّعَ الإلكتروني لذرّة الصوديوم.
* يتعرَّفُ بعضَ الخاصيّات الفيزيائية للصوديوم.
* يتعرَّفُ طريقةَ تحضير الصّوديوم.
* يقومُ بتجاربَ توضّح بعض تفاعلات الصوديوم الكيميائيّة.
* يتعرَّفُ مركباتِ الصوديوم وأهمّيتها في الحياة العمليّة.

نضعُ كمّية من ماء البحر في حوض على الشاطئ، ونتركُها عدّة أيامٍ في فصل الصيف. ماذا تتوقعُ أن يحدث؟

يتبخَّرُ الماء، ونحصلُ على مادةٍ بيضاء اللون، تتكوّنُ من عدّة أملاحٍ أهمّها ملح الطعام NaCl، وهو من المركبات الشائعة الاستعمال في حياتنا اليومية.



الرمز الكيميائي: Na

العدد الذري: 11

العدد الكتلي: 23

وجودُه في الطبيعة

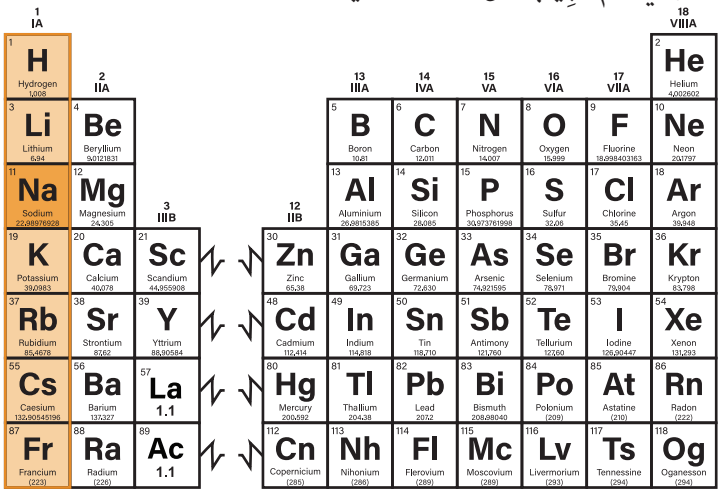
الصوديوم عنصرٌ نشيطٌ كيميائياً، لا يوجَد حرّاً في الطبيعة، وإنَّما يوجد على شكل مركباتٍ، أشهرُها: كلوريد الصوديوم، وكربونات الصوديوم، ونترات الصوديوم.

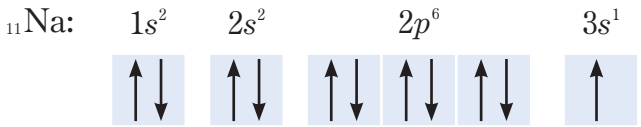
موقعُه في الجدول الدوري

نشاط (1):

أتأمَّلُ الشكل المُجاوِر، الذي يمثّلُ مقطعاً من الجدول الدوري، ثمّ أجِيبُ عن الأسئلة الآتية:

1. أكتبُ التوزّع الإلكتروني لعنصر الصوديوم.
2. أحدّدُ موقعه في الجدول الدوري.
3. أحدّدُ تكافؤه؟



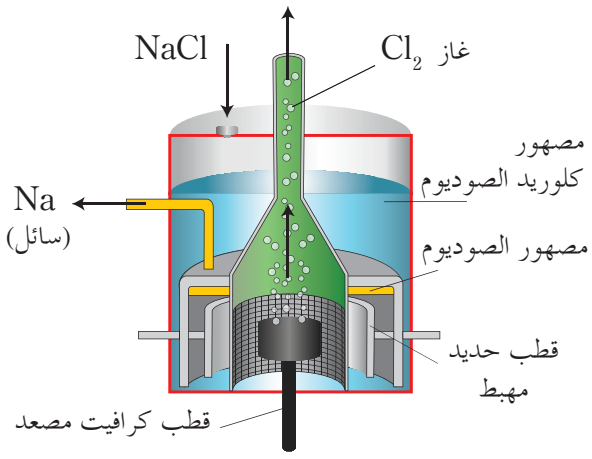


سويّات الطاقة الرئيسة التي تشغلُها إلكترونات ذرّة الصوديوم هي: ثلاث سويَّات طاقة رئيسة K, L, M .

- يقعُ في الدور الثالث، والفصيلة الأولى IA وتسمّى المعادن القلويّة.
- تكافؤه أحاديّ لأنّه يحوي إلكتروناً واحداً في سويّة الطاقة الرئيسة السطحيّة، يفقده بسهولة مُتحولةً إلى أيُون موجِب Na^+ ، مُحقّقاً قاعدة الثُّمانيَّة.

1-1 تحضيرُ الصّوديوم:

يُحضَّر الصوديومُ بعملية التحلّل الكهربائيّ لمصهور كلوريد الصوديوم NaCl باستخدام خلية داونز الموضَّحة في الشكل.



- عند إمرار تيّار كهربائي على مصهور كلوريد الصوديوم:

$$2NaCl \longrightarrow 2Na^+ + 2Cl^-$$

- تتجه أيُونات الصوديوم نحو المهبط وتُرجع مكوّنةً مصهور الصوديوم:

$$2Na^+ + 2e^- \longrightarrow 2Na$$

- تتّجه أيُونات الكلور نحو المصعد وتتأكسَّد مكوّنةً غاز الكلور: $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$

وبجمع المُعادَلات السابقة:

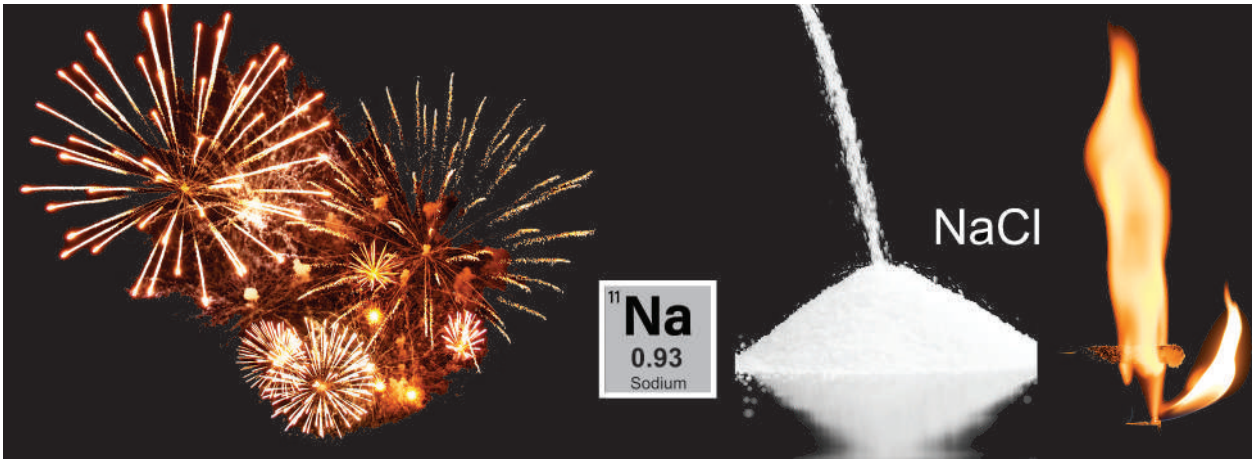
$$2NaCl_{(\ell)} \longrightarrow 2Na_{(\ell)} + Cl_{2(g)}$$

2-1 الخاصيّات الفيزيائية:

- الصوديوم معدن فضّي برّاق، يفقد بريقه عندما يتعرّض للهواء الجويّ.
- معدن ليّن يسهل قطعه بالسكين.
- يلوّن اللهب باللّون الأصفر.
- درجة انصهاره $98°C$ ودرجة غليانه $883°C$.

3-1 الخاصيّات الكيميائيّة:

يحفظ الصوديوم في أوعية مُحكَمة الإغلاقِ تحوي الكيروسين، لأنّ الصوديوم لا يتفاعَل مع الكيروسين الذي يمنع تفاعلَه مع الأكسجين وبخار الماء في الهواء الجوي.



أولاً: تفاعُل الصوديوم مع الأكسجين:

نشاط (2):

أدوات التجربة: قطعة صوديوم، ملقط، سكين، قفازات، نظّارات واقية.
أُمسكُ بملقط قطعة من الصوديوم، وأقطعُ بالسكين قطعةً صغيرة منها، ماذا أُلاحظ؟

- يزولُ البريق المعدني مكان القطع، بسبب تأكسُد الصوديوم، وتشكُّل أكسيد الصوديوم وفق المُعادَلة: $4Na_{(s)} + O_2 \longrightarrow 2Na_2O_{(s)}$
- يتّصف أكسيد الصوديوم Na_2O بأنه لا يتفكّك بالحرارة، ينحلُّ بالماء بسهولة مُشكِّلاً محلول هدروكسيد الصوديوم وفق المُعادَلة: $Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$

نشاط (3):

يتفاعلُ مصهور الصوديوم مع الأكسجين الجاف بشدّةٍ بلهبٍ أصفرَ مكوِّناً فوق أكسيد الصوديوم، وفق المُعادَلة:

$$2Na_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2Na_2O_{2(s)}$$

يُعدُّ فوق أكسيد الصوديوم Na_2O_2 مُؤكسِداً قوياً، لأنَّه يتفكّكُ بالحرارة مُعطِياً الأكسجين الفعّال، وفق المُعادَلة:

$$Na_2O_{2(s)} \longrightarrow Na_2O_{(s)} + (O)$$

ثانياً: تفاعُل الصّوديوم مع الماء:

تجربة:

- نمسكُ بملقط قطعة صغيرة جداً من الصوديوم المحفوظ في الكيروسين، ونلقيها مُباشَرة في الماء، ماذا نُلاحِظ؟
- يتفاعلُ الصوديوم مع الماء بشدَّة في الدرجة العادية من الحرارة:

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

إثراء:

يرجعُ انفجار الصوديوم عند مُلامسته للماء إلى التنافُر بين الأيونات الموجِبة التي تتكوّنُ نتيجة فقد إلكترون عند ملامَسة الماء للصوديوم، وهذا على عكس الاعتقاد السّائد بأنَّ الانفجار يحدثُ نتيجة تكوُّن هدروكسيد الصوديوم والهدروجين.

ثالثاً: تفاعُل الصّوديوم مع الهدروجين:

يُمرَّر تيارٌ من غاز الهدروجين على مصهور الصوديوم لمدّة كافية، فينتجُ مركَّب بلوري يُدعى هدريد الصوديوم:

$$2Na_{(s)} + H_{2(g)} \longrightarrow 2NaH_{(s)}$$

نشاط (4):

حدِّدِ العنصر المُؤكسِد والعنصر المُرجِع في التفاعُل السابق.

إضاءة

الهدريدات: مركّبات أيونية، تنتجُ عن تفاعُل المعادن القلوية مع الهدروجين، ويكونُ الهدروجين فيها أيوناً سالباً.

رابعاً: تفاعُل الصوديوم مع اللامعادن:

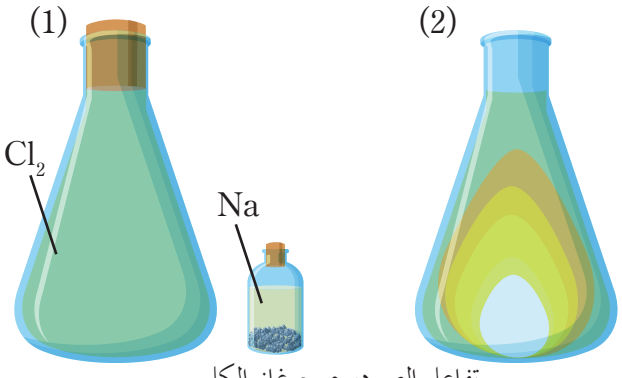
يتّحدُ الصوديوم مع كثير من اللامعادن، في درجات الحرارة المُرتفِعة.

- يتفاعلُ الصوديوم مع الكبريت بالتّسخين مُشكّلاً كبريتيد الصوديوم، وفق المُعادَلة:

$$2Na_{(s)} + S_{(s)} \xrightarrow{\Delta} Na_2S_{(s)}$$

- يتفاعلُ الصوديوم مع الكلور مُشكّلاً كلوريد الصوديوم، وفق المُعادَلة:

$$2Na + Cl_2 \xrightarrow{\Delta} 2NaCl$$



تفاعل الصوديوم مع غاز الكلور

خامساً: قدرة الصوديوم الإرجاعية:

يُعدُّ الصوديوم مُرجِعاً قويّاً، لأنّه يقعُ في مركز مُتقدِّم في سلسلة الإزاحة، ويستخدَمُ في استخلاص بعض المعادن (التعدين)، ولاسيّما التي لا يمكنُ إرجاع مركباتها بالكربون، يُرجع الصوديوم بالتسخين أكسيد المغنزيوم:

$$MgO_{(s)} + 2Na_{(s)} \xrightarrow{\Delta} Mg_{(s)} + Na_2O_{(s)}$$

4-1 استخدامات مركّبات الصوديوم:

تستخدمُ مُركّبات الصوديوم في مجالات مُتعدِّدة في الصناعة منها:

1. إنتاج الكثير من المواد الكيميائيّة.
2. صناعة الصابون والزجاج.
3. صناعة مصابيح بخار الصوديوم.
4. مُعالَجة بعض المواد العضوية المُستخدَمة في صناعة كلٍّ من الورق، الحرير الصناعي، المنسوجات، الأدوية، وغيرها.

تعلّمت

- الصوديوم معدن نشيطٌ كيميائيّاً، لا يوجد حُرّاً في الطبيعة.
- يُحضَّر الصوديوم في الصناعة من التحلّل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم.
- يُحفَظ الصوديوم في أوعية تحوي الكيروسين، ويجبُ أن تكونَ مُحكَمة الإغلاق.
- يتفاعلُ الصوديوم مع الأكسجين ويشكّل أكسيد الصوديوم.
- يتفاعلُ مصهور الصوديوم مع الأكسجين ويشكّل فوق أكسيد الصوديوم.
- يتفاعلُ الصوديوم مع الماء ويشكّلُ هدروكسيد الصوديوم.
- يتفاعلُ الصوديوم مع اللامعادن ويشكّلُ المركبات المُوافقة.
- يُرجِعُ الصوديوم بالتسخين أكاسيد المعادن.
- تُستخدمُ مركباتُ الصوديوم في مجالات مُتعدِّدة في الصناعة.
- المعادنُ القلوية لها قدرةٌ على تشكّيل أكاسيد ذات صفات أساسيّة قوية.

أختبر نفسي

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. الإلكترون الذي يشغلُ سويّة الطاقة السطحيّة في ذرّة الصوديوم، يكونُ في المدار:
   a. p b. s c. d d. f
2. يتفاعلُ مصهور الصوديوم مع الأكسجين الجاف ويُنتِج:
   a. Na_2O b. NaO_2 c. NaO d. Na_2O_2
3. عند تحضير الصوديوم بعملية التحلُّل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم:
   a. يتأكسَدُ الصوديوم ويُرجَع الكلور.
   b. يُرجَع الصوديوم ويتأكسد الكلور.
   c. يتجمَّع الصوديوم عند المصعد.
   d. ينطلق الكلور على المهبط.

ثانياً: أعطِ تفسيراً علميّاً لكلٍّ ممّا يأتي:

1. يُحفَظُ معدنُ الصوديوم في أوعية تحوي الكيروسين مُحكَمة الإغلاق.
2. لا يوجدُ عنصرُ الصوديوم حُرّاً في الطبيعة.
3. يُنصَحُ باستخدام ملقط لمسك قطعة الصوديوم في المُختبَر.
4. يُعَدّ الصوديوم مُرجعاً قويّاً.
5. يُستعمَلُ الماء الأكسجيني في التعقيم.

ثالثاً: قارِن بين أكسيد الصوديوم وفوق أكسيد الصوديوم من حيثُ الثبات الحراري.

رابعاً: حلَّ المسألة الآتية:

سُخِّن مزيج من أكسيد المغنزيوم والصوديوم كتلته $4.3\,g$ بمعزل عن الهواء إلى درجة حرارة مناسبة، فإذا علمت أنّه لم يَبْقَ شيءٌ من الصوديوم أو أكسيد المغنزيوم في نهاية التفاعل. المطلوب:

1. اكتب المُعادَلة الكيميائية المعبّرة عن التفاعل الحاصل.
2. احسب كتلة كلّ من الصوديوم، وأكسيد المغنزيوم في المزيج.
3. احسب كتلة المغنزيوم الناتج. $(Na:23\ ,\ O:16\ ,\ Mg:24)$

تفكير ناقد

يستعمل فوق أكسيد الصوديوم في تنقية جوّ الغواصات من غاز ثُنائي أكسيد الكربون.

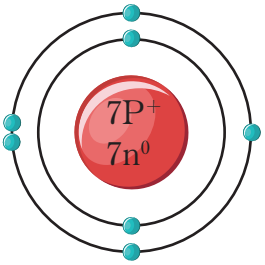
أبحث أكثر

1. يُستعمَلُ هدروكسيد الصوديوم في صناعة الصابون والمُنظّفات. اكتب موضوعاً توضّحُ فيه ذلك مُستعيناً بمكتبة المدرسة والشابكة.
2. يتميّزُ هدروكسيد الصوديوم بانخفاض درجة انصهاره $(318°C)$، بينما درجة انصهار كلوريد الصوديوم $(801°C)$، ومع ذلك يُحضَّر الصوديوم بالتحلّل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم، وليس من مصهور هدروكسيد الصوديوم، ابحث في ذلك مُستعيناً بمكتبة المدرسة والشّابكة.

2-4 النتروجين

الأهداف:

* يتعرَّفُ التوزُّع الإلكتروني لذرّة النتروجين.
* يتعرَّفُ بعض الخاصيّات الفيزيائية للنتروجين.
* يقومُ بتحضير النتروجين.
* يقومُ بتجارب توضِّحُ بعض الخاصيّات الكيميائية للنتروجين.
* يتعرَّفُ بعض مركبات النتروجين وأهمّيتها في الحياة العملية.



الرمز الكيميائي: N

العدد الذري: 7

العدد الكتلي: 14

يُعَدّ غازُ النتروجين من مُكوِّنات الهواء الجويّ، ويُشكِّل أربع أخماس حجم الهواء، وهو من الغازات الضرورية للكائنات الحيّة.

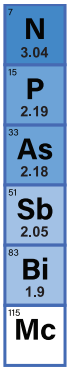
وجودُه في الطبيعة

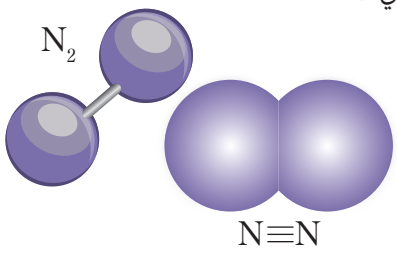
أينَ يوجد النتروجين في الطبيعة؟

يوجدُ النتروجين في حالته الغازية على هيئة جزيئات N_2 في الهواء الجويّ، ويُشكِّل ما يقاربُ 78% من حجم الهواء.

يوجدُ النتروجين في القشرة الأرضيّة على شكل مركبات أهمُّها:

نترات الصوديوم أو نترات شيلي $NaNO_3$



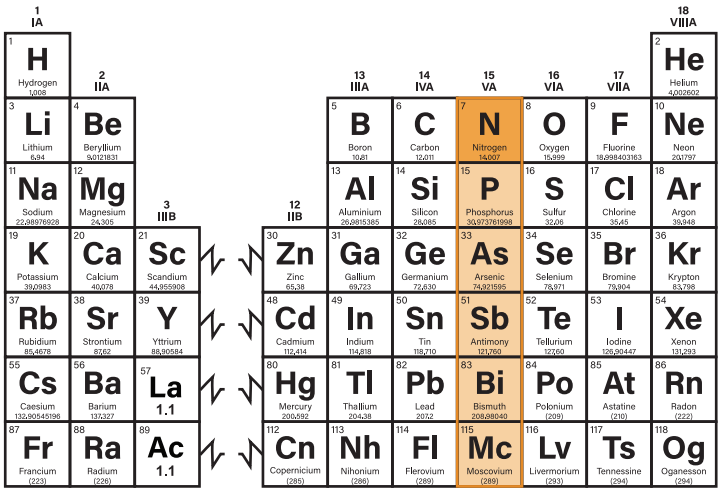


موقعُه في الجدول الدوريّ

نشاط (1):

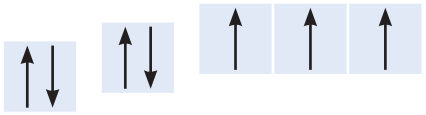
أتأمَّل الشكل المُجاوِر الذي يمثّل جزءاً من الجدول الدوري، ثمّ أجيبُ عن الأسئلة الآتية:

1. أكتبُ التوزّع الإلكتروني لعنصر النتروجين.
2. أحدّدُ موقعه في الجدول الدوري.
3. أحدّدُ تكافؤه؟



- التوزُّع الإلكتروني للنتروجين:
  - يقعُ النتروجين في الدور الثاني، في الفصيلة الخامسة $5A$.
  - يحوي 5 إلكترونات في السويّة السطحيّة، تكافؤه ثلاثيّ في مُعظم مركباته، يميلُ لتكوين روابط مُشتركة وروابط أيُونية.

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

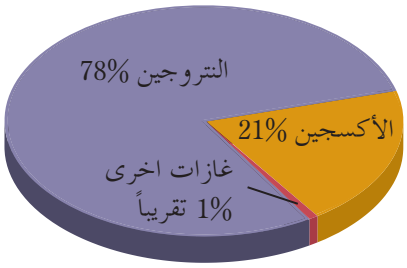


1-2 تحضيرُ غاز النتروجين

أولاً: في المختبر (من الهواء الجوي)

نشاط (2):

ألاحظُ الشكل جانباً:

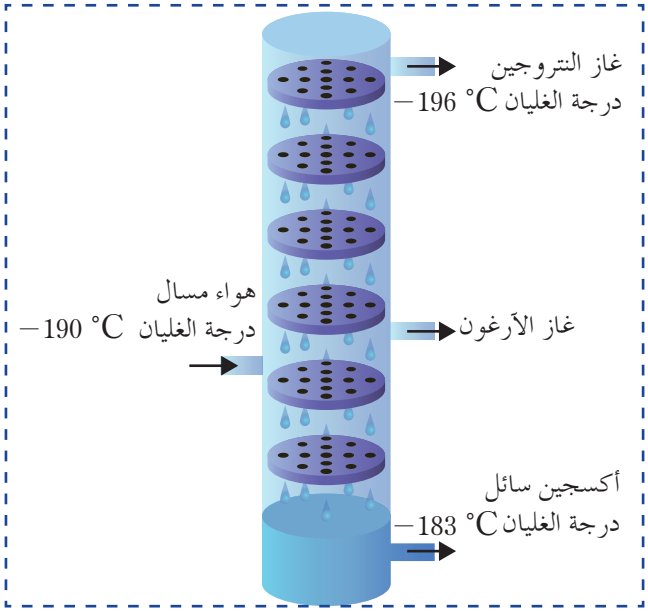


الشكل (1): نسب الغازات في الغلاف الجوي

- أقترحُ طريقةً تجريبية للحصول على غاز النتروجين من الهواء.
  - يتمُّ تخليصُ الهواء من أكسجينه، وذلك بتنكيس وعاءٍ فوق شمعةٍ مُشتعِلة في حوض من الماء.
  - بعد انطفاء الشمعة يبقى النتروجين مع قليلٍ من غاز ثنائي أكسيد الكربون الناتج عن الاحتراق، والذي ينحلُّ قسمٌ منه في الماء، بالإضافة لنسبةٍ ضئيلةٍ من الغازات النبيلة.

ثانياً: في الصناعة

- يُحضَّر غاز النتروجين بكمّيات تجارية بالتقطير التجزيئي للهواء المُسال. كما في الشكل (2).
  - يُترَك الهواءُ المُسال ليتبخَّرَ تدريجيّاً، فيبدأ النتروجين بالغليان قبل الأكسجين.



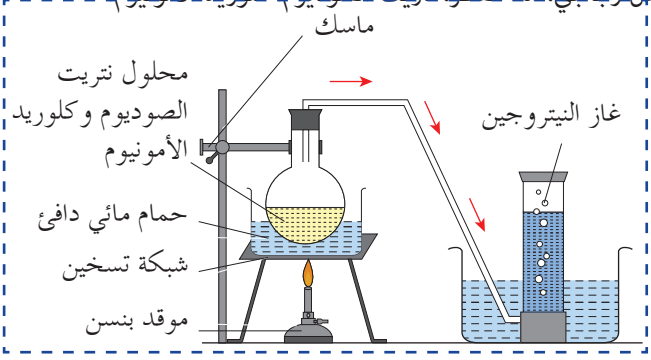
الشكل (2): التقطير الجزئي للهواء المسال

ثالثاً: بالتفكّك الحراري لنتريت الأمونيوم

تجربة:

المواد والأدوات:

أنبوب اختبار، كأس زجاجي، دورق، موقد بنزن، أنبوب توصيل، حوض زجاجي، ماء مقطّر، نتريت الصوديوم، كلوريد الأمونيوم.



خطوات العمل:

- أركّبُ الجهاز المُبيَّن في الشكل.
- أمزجُ كمّيةً من نتريت الصوديوم الصلب مع كمّيةٍ من كلوريد الأمونيوم الصلب في كأسٍ زجاجي.
- أُضيفُ للمزيج ماءً مُقطّراً.
- أغلقُ الدورق بإحكامٍ وأسخّنُ الدورق، ماذا أُلاحظُ؟
- ألاحظُ ظهور فقاعاتٍ غازية تتجمَّع في الأنبوب المُنكّس.
- أكتبُ مُعادَلة التفاعُل الحاصل.

$$NH_4Cl + NaNO_2 \longrightarrow NH_4NO_2 + NaCl$$

بما أنّ مركب نتريت الأمونيوم قليل الثبات في الدرجة العادية من الحرارة، يتفكّك وفقَ المُعادَلة:

$$NH_4NO_2 \longrightarrow N_2 + 2H_2O$$

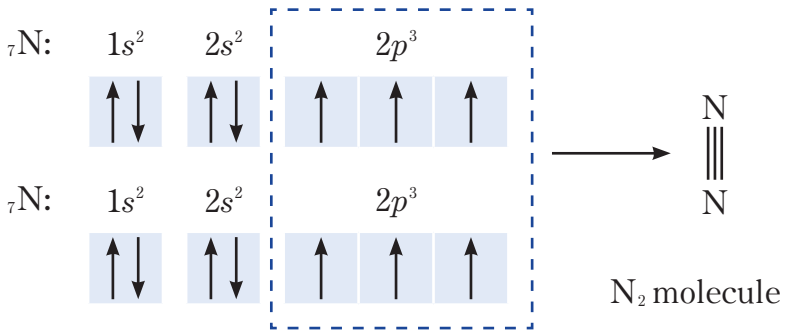
2-2 الخاصيّات الفيزيائية

- النتروجين غاز عديم اللَّون والطعم والرائحة.
- قليلُ الانحلال في الماء.
- كتلتُه الحجمية $(1.2\ g.L^{-1})$.
- غيرُ سام ولا يصلح للتنفُّس.
- يتميّعُ بصعوبة تحت الضغط الجوي، وذلك بتبريده إلى درجة حرارة مُنخفِضة $(-196°C)$.
- يتجمّدُ سائله عند الدرجة $(-214°C)$.

إضاءة

يعود التقارُب في درجات التميُّع والتجمُّد للنتروجين إلى ضعف قوى الربط بين الجزيئات. (قوى فاندرفالس)

3-2 الخاصيّات الكيميائية



غازُ النتروجين خامل كيميائياً في الشروط العادية، بسبب قوّة الرابطة المُشتَرَكة في جزيء النتروجين $N \equiv N$ وتزداد فعاليته بارتفاع درجة الحرارة.

إثراء:

إنَّ الطاقة اللازمة لتفكيك الرابطة الثلاثيّة في $(1mol)$ من جزيء النتروجين $(225\ kcal.mol^{-1})$، وهذه الطاقة كبيرة نسبيّاً، وعليه لا يحدثُ التفكّك الحراري لجزيئات النتروجين N_2 إلّا بعد التسخين الشديد جدّاً عند درجة أعلى من $(3000°K)$.

أولاً: اتّحاد النتروجين مع المعادن:

- يتَّحدُ النتروجين مع المعادن بدرجاتِ حرارةٍ تختلفُ حسب نشاط المعدن.
  - يتَّحدُ النتروجين مع الليثيوم بسهولة في درجة الحرارة العادية، ويُعطي نتريد الليثيوم وفق المُعادَلة:

$$6Li + N_2 \longrightarrow 2Li_3N$$

- يتَّحدُ النتروجين مع المغنزيوم عند تسخينه إلى درجة الاحمرار، ويعطي نتريد المغنزيوم:

$$3Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2$$

نشاط (3):

يحتاجُ المغنزيوم لحرارة أكبر من الليثيوم عندَ تفاعُل كلٍّ منهما مع غاز النتروجين.

ثانياً: اتّحاد النتروجين مع الهدروجين:

يتَّحدُ الهدروجين مع النتروجين بالضغط والحرارة العالية وبوجود وسيط، وينتج غاز النشادر ذو الرائحة النفاذة، وفق المُعادَلة:

$$N_2 + 3H_2 \underset{748\,k}{\overset{300\,atom}{\rightleftharpoons}} 2NH_3$$

ثالثاً: اتّحاد النتروجين مع الأكسجين:

أفكرُ وأجيبُ:

كيفَ يتحوّلُ غاز النتروجين الموجود في الهواء الجوي إلى مركبات نتروجين، تصلُ إلى التربة؟

- يتشكّلُ حمض الآزوت كما يأتي:

- يتَّحد أكسجين الهواء مع النتروجين عند حدوث البرق، الذي يؤمِّن الطاقة اللازمة لحدوثه وفق المُعادَلة:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \underset{}{\overset{3300\,K}{\rightleftharpoons}} 2NO_{(g)}$$

- وجودُ كمّية كافية من الأكسجين يُنتجُ ثنائي أكسيد النتروجين ذا اللون النارنجي، وفق المُعادَلة:

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$$

- يذوبُ NO_2 الناتج في ماء المطر مُعطِياً حمض الآزوت، وفق المُعادَلة:

$$3NO_2 + H_2O \rightleftarrows 2(H^+ + NO_3^-) + NO$$

- يتفاعلُ حمض الآزوت مع بعض مُكوِّنات التربة مُشكِّلاً مركبات النتروجين.

4-2 أهمّ مركبات النتروجين واستعمالاتها

المركب	استعمالاته
النشادر NH_3	تحضير حمض الآزوت، وصناعة المُنظِّفات المنزلية، والصبغات، والنايلون، والمُتفجِّرات.
نترات الأمونيوم NH_4NO_3	صناعة الأسمدة.
كبريتات الأمونيوم $(NH_4)_2SO_4$	صناعة الأسمدة.
حمض الآزوت HNO_3	صناعة الأدوية، والنايلون، والمُتفجّرات.

إثراء:

يُستعمَل النتروجين المُسال في حفظ أعضاء الجسم كقرنيّة العين وغيرها.

تعلّمت

- يوجَدُ النتروجين في الهواء الجوّيّ بنسبة 78% من الهواء الجويّ، لكنّه غير سام ولا يصلحُ للتنفُّس.
- يقعُ النتروجين في الدور الثاني والفصيلة الخامسة في جدول التصنيف الدوري.
- يُحضَّر غاز النتروجين بالتقطير التجزيئي للهواء المُسيَّل.
- يعتبَر غازُ النتروجين خامِلاً في درجة الحرارة العادية، ويعودُ ذلك إلى قوّة الرابطة المُشتَرَكة الثلاثيّة في جزيء N_2.
- يتّحدُ النتروجين مع المعادن بدرجات حرارة مُختلِفة ليكوِّنَ نتريدات المعادن.
- يتّحدُ النتروجين مع الهدروجين بالضغط والحرارة العالية ليكوّنَ النشادر.
- يتّحدُ النتروجين مع الأكسجين في الدرجات العالية من الحرارة، ليكوّنَ أكاسيد النتروجين.

أختبر نفسي

أولاً: اختر الإجابة الصّحيحة لكلٍّ ممّا يأتي:

1. يتّحدُ النتروجين مع بعض المعادن مُعطِياً مركبات:
   a. النترات b. النترو c. النتريدات d. النتريت
2. تكافؤ النتروجين في معظم مركباته:
   a. 3 فقط b. 4 فقط c. 3، 4 d. 3، 4، 5
3. يقع النتروجين في الجدول الدوري في الفصيلة الرئيسية A:
   a. الثامنة b. الخامسة c. الثالثة d. الأولى
4. صيغة نتريد الصوديوم:
   a. Na_3N b. NaN_2 c. Na_2N d. NaN_3
5. عند اتّحاد النتروجين مع المعادن القلوية تتشكّل رابطة:
   a. مُشترَكة فقط b. مُشترَكة أو أيُونية c. أيُونية فقط d. تساندية فقط
6. تحوي جميع عناصر فصيلة النتروجين في طبقتها السطحيّة على:
   a. 5 إلكترونات b. إلكترونَين c. 3 إلكترونات d. إلكترون

ثانياً: أعطِ تفسيراً علميّاً لكلٍّ ممّا يأتي:

1. الخمولُ الكيميائي لغاز النتروجين.
2. يُستعمَلُ غازُ النتروجين في ملءِ بعض أنواع المصابيح الكهربائية.

ثالثاً: حلَّ المسألة الآتية:

لتحضير غاز النتروجين نمزجُ عينةً كتلتُها 2 g من كلوريد الأمونيوم التجاري مع نتريت الصوديوم، فينطلقُ غاز حجمه 0.448 L مقاساً في الشرطَين النظاميَين. المطلوب:

1. اكتب مُعادَلات تحضير النتروجين الحاصلة.
2. احسب كتلة كلوريد الأمونيوم النقية في العينة.
3. احسب النسبة المئوية للشوائب في العينة.
4. احسب عدد مولات نتريت الصوديوم اللازمة للتفاعل.

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

تفكير ناقد

يساهِم غاز NO في تشكُّل الأمطار الحامضيّة.

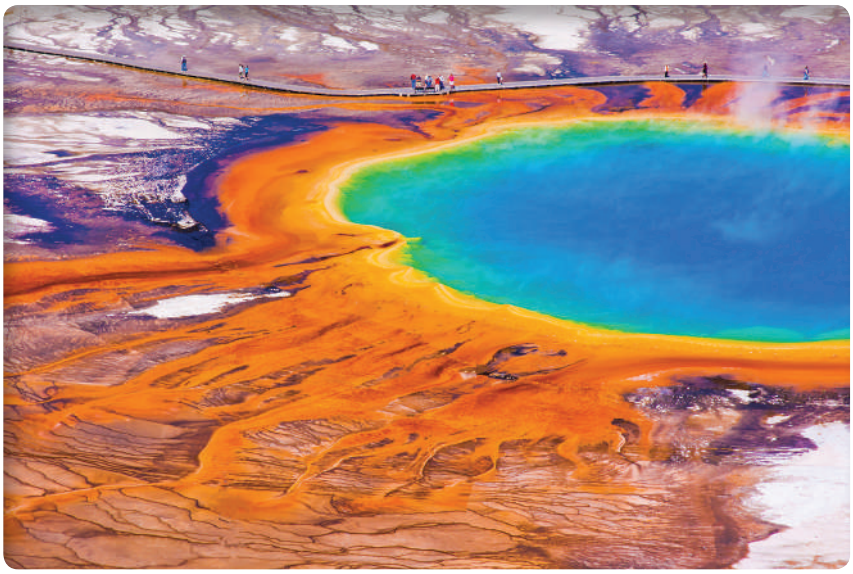
أبحث أكثر

للنتروجين السائل استعمالاتٌ عديدة، ابحث في ذلك مُستيعناً بمكتبة المدرسة والشابكة.

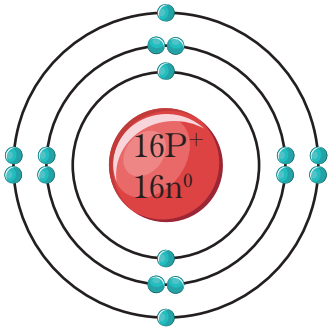
3-4 الكبريت

الأهداف:

* يتعرَّفُ التوزّع الإلكتروني لذرّة للكبريت.
* يتعرَّفُ بعضَ الخاصيّات الفيزيائية للكبريت.
* يتعرَّفُ طريقتي استحصال الكبريت.
* يتعرَّفُ أشكالَ الكبريت التآصُّليّة.
* يقوم بتجاربَ توضّح بعض الخاصيّات الكيميائية للكبريت.
* يتعرَّفُ بعضَ مركبات الكبريت وأهمّيتها في الحياة العملية.



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



الرمز الكيميائي: S

العدد الذري: 16

العدد الكتلي: 32

أينَ يوجدُ الكبريت في الطبيعة؟ ما أهمّيته للكائنات الحيّة؟

وجودُه في الطبيعة

تحوي القشرة الأرضية على الكبريت بنسبةٍ تصلُ إلى 0.01% من كتلتها، يوجدُ في الطبيعة حُرّاً على شكل رواسب قريبة من سطح الأرض، أو يكون مُتّحِداً مع عناصرَ أخرى مُكوِّناً مركبات أهمّها كبريتيد الرصاص PbS، وكبريتيد الزنك ZnS، أو كبريتيد النحاس CuS، وكبريتات الكالسيوم $CaSO_4$ وغيرها. وتُعدُّ الغازاتُ المُنطلِقة من البراكين مصدراً طبيعيّاً للكبريت.

كبريتات الكالسيوم $CaSO_4$

كبريتيد الرصاص PbS

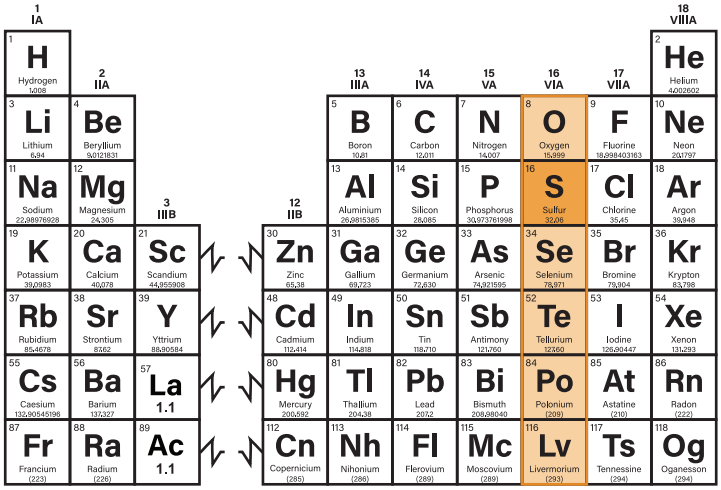
كبريتيد النحاس CuS

موقعُ الكبريت في الجدول الدّوري

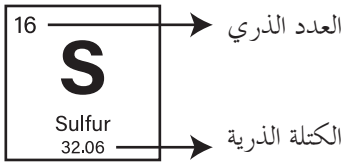
نشاط (1):

أتأمَّل الشكل المُجاوِر الذي يمثِّلُ مقطعاً من الجدول الدّوري. ثمّ أجيبُ عن الأسئلة الآتية:

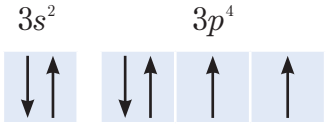
1. أحدّدُ موقعَه في الجدول الدوري.
2. أكتبُ التوزُّعَ الإلكتروني لعنصر الكبريت.
3. أستنتجُ عددَ الإلكترونات العزباء (المفردة) لذرّة الكبريت المثارة.



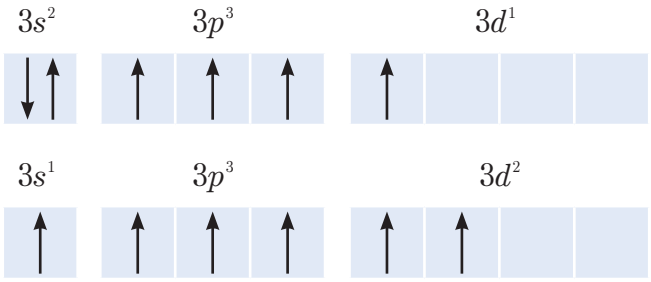
- التوزُّع الإلكتروني لذرّة الكبريت: $_{16}S: 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \quad 3p^4$



- التوزُّع الإلكتروني للطبقة السطحيّة بالمربَّعات والأسهم:



وعند إثارة ذرّة الكبريت يصبحُ التوزُّع الإلكتروني للطبقة السطحيّة كما يأتي:



أستنتجُ:

يقعُ الكبريت في الدور الثالث والفصيلة السادسة VIA ، ويُعدّ لا معدن.

يحوي 6 إلكترونات في سويّته السطحية، وتكافؤُه ثنائيٌّ في مُعظَم مركباته.

يمكنُ أن تساهمَ ذرّة الكبريت بـ: (6, 4, 2) إلكترون، لتشكّلَ روابط أيُونية أو مُشترَكة أو تساندُية، في مركّبات الكبريت.

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

تذكَّر أنَّ:
النظائر ذرّات للعنصر ذاته، تتشابَه بالعدد الذرّي وتختلفُ بعدد النيوترونات، وبالتالي تختلفُ بالعدد الكتليّ، لها الخاصيّات الكيميائيّة ذاتُها، وتختلفُ بالخاصيّات الفيزيائية.

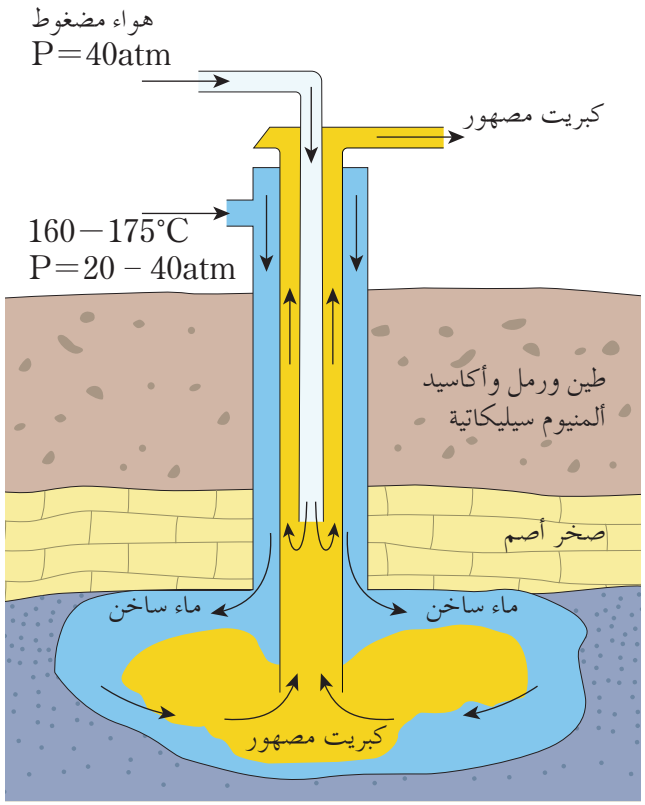
1-3 استحصالُ الكبريت

نشاط (2):

يُستحصَل الكبريت من مصادره الطبيعة، بإحدى الطريقتَين الآتيتَين:

1. طريقةُ فراش:

تعتمدُ على حفر بئرٍ يصل إلى الطبقات الغنية بالكبريت الحرّ، يتمُّ صهرُه في مكان وجوده باستخدام بخار الماء المضغوط، ومن ثمّ دفعُه مصهوراً إلى سطح الأرض باستخدام الهواء المضغوط. كما في الشكل المُجاور.



2. طريقةُ كلاوس:

تعتمدُ على استخلاص الكبريت في مصافي النفط.

عبر خطوتَين:

الخطوة الأولى: هدرجةُ مركبات الكبريت العضويّة (مثل التيولات) الموجود في المُشتقّات النفطية لإنتاج كبريتيد الهدروجين H_2S.

الخطوة الثانية: حرقُ كبريتيد الهدروجين بوجود الأكسجين:

$$2H_2S + 3O_2 \longrightarrow 2S + 2H_2O$$

2-3 الخاصيّات الفيزيائية

تجربة:

المواد والأدوات:

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

خطوات العمل:

1. أصفُ الخاصيّات الفيزيائية لقطعة الكبريت: الحالة الفيزيائية، اللّون، واللّمعان.
2. أختبرُ الناقليةَ الكهربائية للكبريت بجعل قطعة الكبريت جزءاً من دارةٍ الكهربائية مُغلَقة.
3. أختبرُ قابليةَ القطعة للطّرق والسَّحب.
4. أضعُ قطعةَ كبريت في ماء مُقطّر، وأخرى في التولوين، ماذا أُلاحظ؟
5. أسجّلُ النتائجَ في الجدول الآتي:

الحالة الفيزيائية	اللّون	اللمعان	الناقلية الكهربائية	قابلية الطّرق والسَّحب	الذوبان في الماء	الذَّوبان في التولوين

أستنتجُ:

إنَّ الكبريت الحُرّ النقيّ، مادة بلورية صفراء اللّون، رديء النقل للكهرباء، وغير قابل للطّرق والسَّحب، لا يذوبُ في الماء، لكنّه يذوبُ في التولوين.

3-3 التآصُل في الكبريت

للكبريت صور بنيّوية مُتعدِّدة (التآصل)، لكلٍّ منها خاصيّاتُه الفيزيائية المُميّزة، يعودُ إلى عواملَ مُختلِفةٍ تؤثّرُ في الترتيب الهندسي لجزيئاته S_8، كدرجة الحرارة أو المُذيبات لبلوراته وغيرها.

أجرّبُ وأستنتجُ:

المواد والأدوات:

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

3-3-1 الكبريت المتبلور، له شكلان:

أولاً: الكبريت المعينيّ:

نشاط (3):

- أُذيبُ كمّيةً من زهر الكبريت في ثنائي كبريتيد الكربون CS_2 أو التولوين.
- أتركُ محلول الكبريت فترة من الزمن، ماذا أُلاحظ؟

- يترسّب الكبريت على شكل بلوراتٍ صفراءَ شفافةٍ ثُمانية الوجوه، تسمّى الكبريت المعيني.

كبريت معيني

ثانياً: الكبريت الموشوريّ:

نشاط (4):

- أصهِرُ كمّيةً من زهر الكبريت في جفنة.
- أتركُها تبردُ تدريجيّاً حتّى تتجمَّدَ جزئياً.
- أسكبُ باقي السائل، ماذا ألاحِظ؟

- يتشكّلُ على جدار الوعاء بلوراتٍ إبريّة، لونُها أصفر باهتٌ تسمّى الكبريت الموشوري.

كبريت موشوري

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

أولاً: الكبريت المطاط:

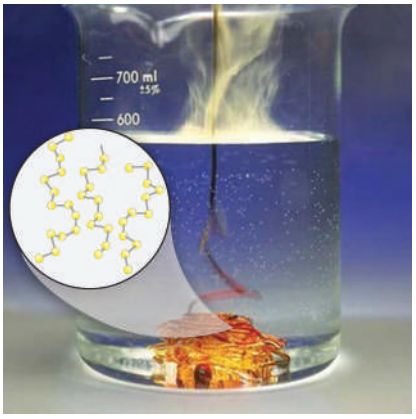
نشاط(5):

- أسخّنُ زهرَ الكبريت في جفنة حتى الغليان.
- أسكبُ السائلَ تدريجيّاً في ماءٍ بارد، ماذا ألاحظ؟

- يتجمّدُ على شكل كتلة مطاطية لونُها بنّي.

ثانياً: الكبريت المُرسَّب:

- ينتجُ هذا الكبريت عن بعض التفاعُلات الكيميائية، يترسَّب بشكل غير مُتبلوِر.



كبريت غير متبلور

الكبريت عنصرٌ نشط كيميائيّاً، يدخلُ في كثير من التفاعُلات الكيميائيّة، فيتّحدُ مع مُعظَم العناصر اتّحاداً مُباشَراً عند درجات حرارةٍ مُناسِبة.

أجربُ وأستنتجُ:

المواد والأدوات:

زهر الكبريت، موقد بنزن، ماء، ورق عباد الشمس، جفنة خزفية، شريط مغنزيوم، برادة حديد، أنابيب اختبار، حمض الكبريت المُركَّز، برمنغنات البوتاسيوم، جفنة لها غطاء.

نشاط (6):

أولاً: تفاعُل الكبريت مع الأكسجين:

خطواتُ العمل:

- أضعُ كمّيةً قليلة من زهر الكبريت في جفنة.
- أسخنُ الجفنةَ بحذرٍ حتى يبدأُ الغاز بالتصاعُد.
- أعرِّضُ ورقةَ عباد الشّمس المُبلّلة بالماء للغاز المُنطلِق، ماذا أُلاحِظ؟

- يحترقُ الكبريت بأكسجين الهواء بلهبٍ أزرقَ ساطع، وينطلقُ غاز يلوّنُ ورقةَ عباد الشمس باللون الأحمر.
- أكتبُ المُعادَلة المعبّرة عن التفاعُل الحاصل بالمُعادَلة:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

اللهب الأزرق المصاحب لحرق الكبريت

إضاءة

تحضيرُ حمض الكبريت:

- يتأكسَّد SO_2 بوجود وسيطٍ مُناسِب (أسفنج البلاتين، أو خماسي أكسيد الفاناديوم) مُكوِّناً أكسيد ثلاثي الكبريت، وفق المُعادَلة:

$$SO_2 + O_2 \xrightarrow{Pt} 2SO_3$$

- يتّحدُ ثلاثي أكسيد الكبريت بشدّة مع الماء، مُكوِّناً حمضَ الكبريت، ومُطلِقاً كمّيةً كبيرة من الحرارة، وفق المُعادَلة:

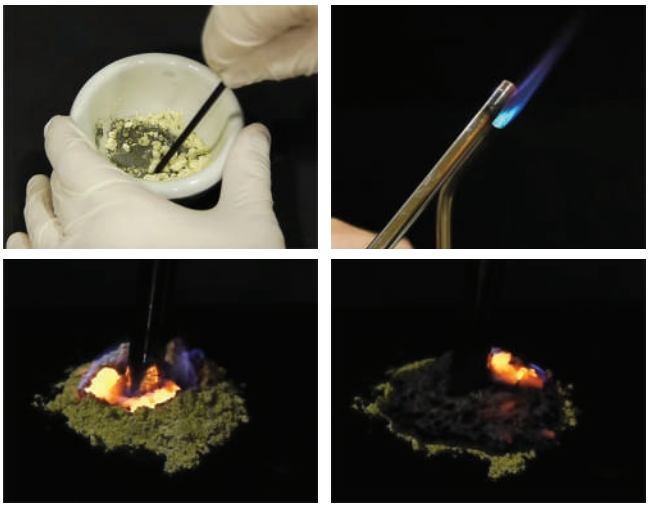
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

نشاط (7):

ثانياً: تفاعُل الكبريت مع المعادن:

- أخلطُ كمّيةً من زهر الكبريت مع برادة الحديد في جفنة.
- أسخِّنُ شريطاً من الحديد، وأدخلُه مُباشَرة في الخليط، ماذا أُلاحظ؟

(1) (2)



(3) (4) تشكل كبريتيد الحديد

يتّحدُ الكبريت مع الحديد مُكوِّناً كبريتيد الحديد II، وفق المُعادَلة:

$$S + Fe \xrightarrow{\Delta} FeS$$

نتيجة:

يتّحدُ الكبريت بالحرارة مع جميع المعادن باستثناء الذّهب والبلاتين ويشكِّلُ كبريتيد المعدن.

نشاط (8):

ثالثاً: تفاعُل الكبريت مع اللامعادن:

- أخلطُ كمّيةً من زهر الكبريت مع مسحوق الفحم في جفنة.
- أغطّي الجفنة، وأسخِّنُها، ماذا أُلاحظ؟

- يتّحدُ الكبريتُ مع الكربون مكوّناً ثنائي كبريتيد الكربون السائل (سام، سريع الاشتعال، يُستعمَل محلاً في المختبرات الكيميائية)، وفق المُعادَلة:

$$S_{(s)} + C_{(s)} \xrightarrow{\Delta} CS_{2(\ell)}$$

- يتّحدُ الكبريتُ بالحرارة مع الهدروجين مُكوِّناً غازَ كبريتيد الهدروجين، وفقَ المُعادَلة:

$$S_{(s)} + H_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} H_2S_{(g)}$$

نتيجة:

يتّحدُ الكبريتُ بالحرارة مع كثير من اللامعادن كالهدروجين والكربون والفوسفور، مُكوِّناً كبريتيد اللامعدن.

إضاءة

ينحلُّ غازُ كبرتيد الهدروجين $H_2S_{(g)}$ في الماء مُعطِياً حمضاً ضعيفاً، يسمّى كبريتيد الهدروجين.

نشاط (9):

رابعاً: الخاصيّة الإرجاعيّة للكبريت:

- أضعُ كمّيةً من زهر الكبريت في أنبوب اختبار.
- أضيفُ فوقَها كمّيةً من حمض الكبريت المُركّز، وأسخّن بلطف، ماذا أُلاحِظ؟
- أعـرّضُ ورقـةَ ترشـيحٍ مُبلّلـة بمحلـول برمنغنـات البوتاسـيوم للغـاز المُنطلِـق، مـاذا أُلاحظ؟

- يُرجعُ الكبريت حمض الكبريت إلى غاز ثنائي أكسيد الكبريت، وفق المُعادَلة:

$$S + 2H_2SO_4 \longrightarrow 3SO_2 + 2H_2O$$

- يُـزولُ اللـون البنفسـجي للورقـة المُبلّلـة ببرمنغنـات البوتاسـيوم. دلالـةً عـلى انطـلاق غـاز $SO_{2(g)}$.

5-3 استعمالات الكبريت

للكبريت عدّةُ استعمالاتٍ نذكرُ منها:

- صناعة حمض الكبريت اللازم للصناعات الكيميائية المُختلِفة كصناعة الأسمدة وغيرها.
- صناعة ثنائي أكسيد الكبريت الذي يُستعمَلُ في تبييض الأقمشة الحريرية.
- صناعة أعواد الثقاب.
- تحسين خاصيّات المطاط ليصبحَ أكثر قساوةً (فلكنة المطاط).
- تركيب بعض الأدوية الجلديّة.

تعلّمت

- يوجَدُ الكبريت حُرّاً، أو مُتّحداً مع بعض العناصر، مكوّناً مركبات أهمُّها: كبريتيد الرصاص PbS، كبريتيد الزنك ZnS، كبريتيد النحاس CuS، كبريتات الكالسيوم (الجبس) $CaSO_4$ وغيرها.
- يقعُ الكبريت في الفصيلة السادسة والدور الثالث في جدول التصنيف الدوري.
- للكبريت أشكالٌ تآصُلية (صور بنيوية) مُتعدِّدة لكلّ منها خاصيّاته الفيزيائية المُميّزة، تُدعى هذه الظاهرة (التأصل).
- يحترقُ الكبريت بلهبٍ أزرق، ينتج ثنائي أكسيد الكبريت، كما يتّحدُ مع المعادن مُكوِّناً كبريتيد المعدن عند التسخين.
- يتّحدُ الكبريت بالحرارة مع جميع المعادن باستثناء الذهب والبلاتين، ويشكّل كبريتيد المعدن.
- يتّحدُ الكبريت بالحرارة مع كثير من اللامعادن كالهدروجين والكربون والفوسفور، مكوّناً كبريتيد اللامعدن.
- للكبريت خاصيّة إرجاعية.
- للكبريت مركبات أهمّها حمض الكبريت، كبريتيد الهدروجين، وأكاسيد الكبريت.

أختبر نفسي

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. تكافؤ الكبريت في معظم مركباته:
   a. 2 فقط b. 4 فقط c. 6 فقط d. 2، 4
2. يتّحدُ الكبريت مع بعض المعادن مُشكِّلاً:
   a. كبريتيدات المعادن. b. كبريتيدات المعادن وغاز SO_2.
   c. كبريتات المعادن. d. كبريتات المعادن وغاز SO_2.
3. تحوي ذرّةُ الكبريت في السويّة الطاقية السطحيّة على:
   a. إلكترون واحد b. أربعة إلكترونات c. إلكترونَين d. ستة إلكترونات
4. يحترقُ كبريتيد الهدروجين بوجود الأكسجين، ينتجُ بخارُ الماء و:
   a. SO_2 b. S c. SO_3 d. H_2SO_3

ثانياً: أعطِ تفسيراً علميّاً لكلٍّ ممّا يأتي:

1. يُعدُّ الكبريت من العناصر المُرجِعة القوية.
2. يُستعمَلُ الكبريت في صناعة الإطارات المطاطية.
3. للكبريت أشكالٌ بنيويّة (تآصلية) مُتعدِّدة.

ثالثاً: حلَّ المسألتَين الآتيتَين:

المسألة الأولى:

نحرقُ كمّيةً 16 g من الكبريت النقي بأكسجين الهواء، وينطلقُ غاز يلوّن ورقة عباد الشمس باللون الأحمر. المطلوب:

1. اكتبِ المُعادَلةَ المُعبّرة عن التفاعُل الحاصل.
2. احسبْ حجمَ الغاز المنطلق مقاساً في الشرطَين النظاميَين.
3. احسبْ حجمَ الهواء اللازم للاحتراق مقاساً في الشرطَين النظاميَين. (S:32 , O:16)

المسألة الثانية:

نُعامل سبيكة من الحديد والنحاس كتلتُها 5 g بحمض الكبريت المُمدَّد، فينطلقُ غازٌ حجمه 1.12 L في الشرطَين النظاميَين.

المطلوب:

1. احسبْ كتلةَ كلٍّ من الحديد والنحاس في السبيكة.
2. احسبْ النسبة المئوية لمكوّنات السبيكة. (Fe:56, Cu:63.5, H:1, S:32, O:16)

تفكير ناقد

1. للكبريت أشكالٌ بنيّوية مُتعدِّدة، كيف تُثبِتُ أنَّها تمثِّلُ عنصراً واحداً، على الرغّم من اختلاف أشكالها؟
2. يُستعمَلُ غاز ثُنائي أكسيد الكبريت المُذاب بالماء لقصر ألوان المواد عند صناعة الورق.

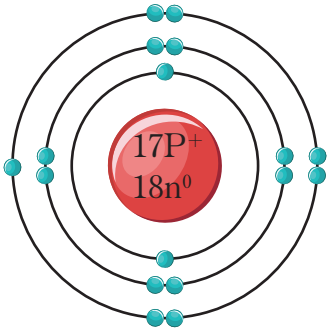
أبحث أكثر

يدخلُ حمضُ الكبريت في كثير من الصناعات، اكتب موضوعاً في ذلك مُستعيناً بمكتبة المدرسة والشابكة.

4-4 الكلور

الأهداف:

* يتعرَّفُ التوزُّع الإلكتروني لذرّة الكلور.
* يتعرَّفُ بعضَ الخاصيّات الفيزيائية للكلور.
* يتعرَّفُ بعضَ طرائق تحضير الكلور.
* يقوم بتجاربٍ توضِّحُ بعضَ الخاصيّات الكيميائية للكلور.
* يتعرَّفُ بعضَ مركبات الكلور وأهمّيتها في الحياة العمليّة.



الرمز الكيميائي: Cl

العدد الذري: 17

العدد الكتلي: 35

أينَ يوجدُ الكلور في الطبيعة؟
ما أهمّيتُه بالنسبة للكائنات الحيّة؟

تُستعمَلُ المُنظّفات في حياتنا اليوميّة، فهل يدخلُ الكلور في تركيبها الكيميائي؟

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

وجودُه في الطبيعة

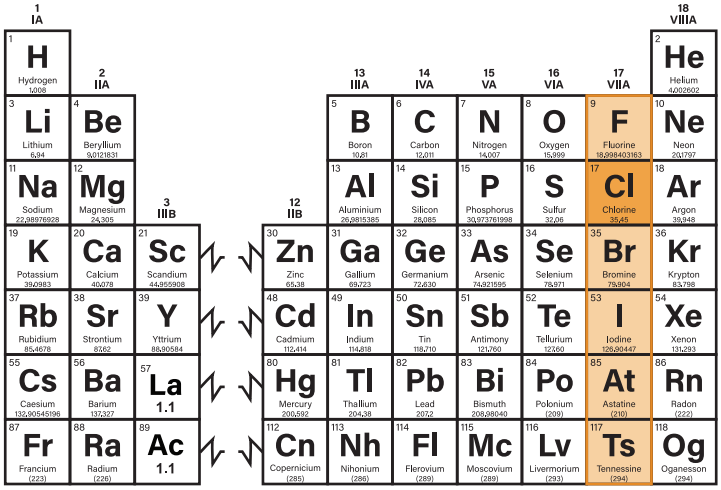
لا يوجَدُ الكلور حُرّاً في الطبيعة، لأنّه نشيطٌ كيميائيّاً. أشهرُ مركباته: كلوريد الصوديوم $NaCl$، كلوريد البوتاسيوم KCl، وكلوريد المغنزيوم $MgCl_2$، يوجد بعضها على شكل صخور رسوبيّة، أو مُنحَلّة في مياه البحار.

موقعُه في الجدول الدوري

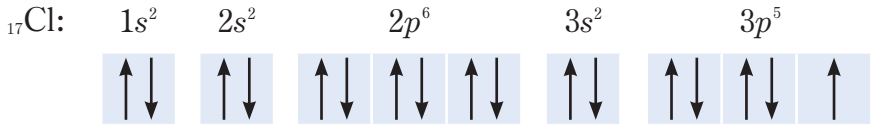
نشاط (1):

أتأمّلُ الشكل المُجاوِر الذي يمثّل مقطع من الجدول الدوري، ثمّ أجيبُ عن الأسئلة الآتية:

1. أكتبُ التوزُّع الإلكتروني لعنصر الكلور.
2. أحدّدُ موقعَه في الجدول الدوري.
3. أحدّدُ تكافؤَه.



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



- يقعُ الكلور في الدور الثالث، الفصيلة السّابعة VIIA فصيلة الهالوجينات.
- يميلُ الكلور إلى اكتساب إلكترون بسهولةٍ مُتحوّلاً إلى أيُون سالب Cl^-، يكون تكافؤُه أُحاديّاً، مُحقّقاً القاعدة الثُّمانية.

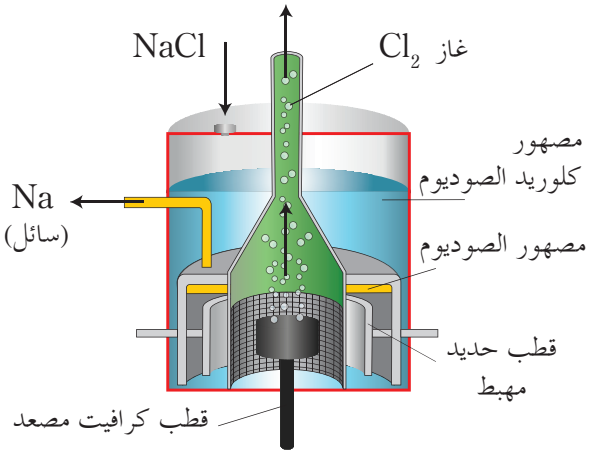
نشاط (2):

يُعدّ الكلور مؤكسداً قوياً, فسّر ذلك.

1-4 تحضير الكلور

أولاً: في الصناعة:

يُحَضَّر بالتحلُّل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم، كما مرّ معنا في درس الصوديوم.



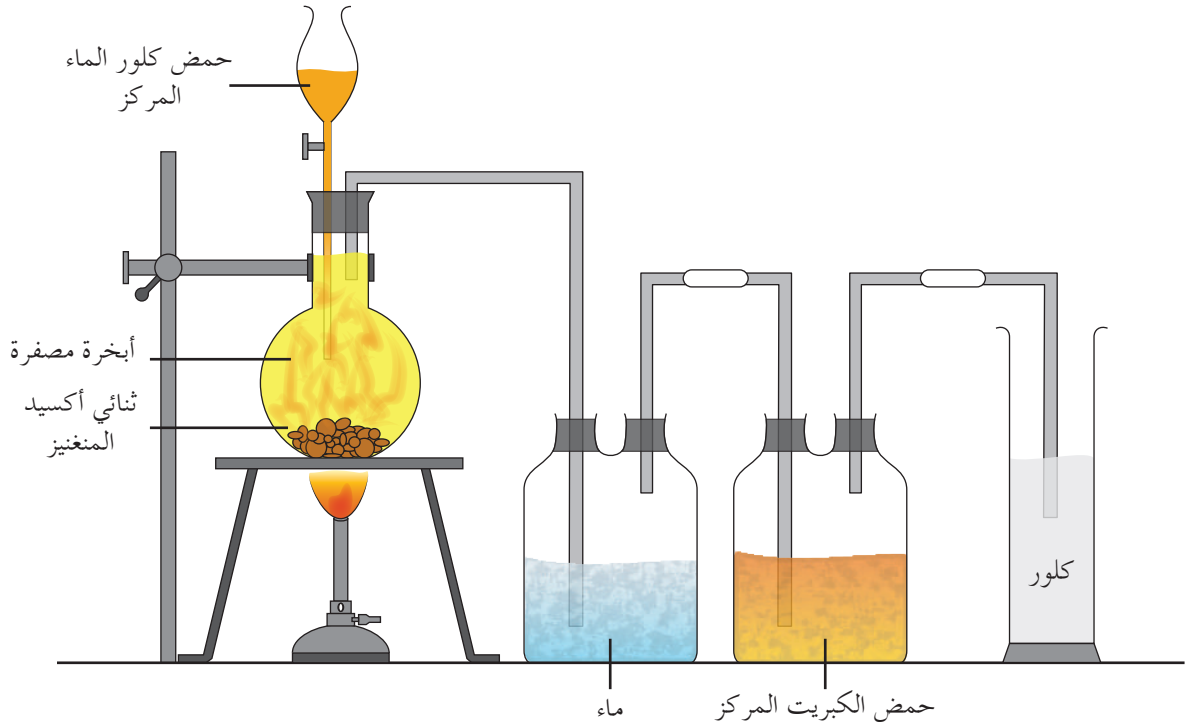
ثانياً: في المُختَبر:

المواد والأدوات:

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

خطواتُ العمل:

- نُركِّبُ الجهاز، ونضعُ المواد اللازمة، كما في الشكل التالي.
- نُضيفُ حمض كلور الماء تدريجيّاً.
- نُسخِّن الدورق بلطفٍ، ماذا نلاحظ؟



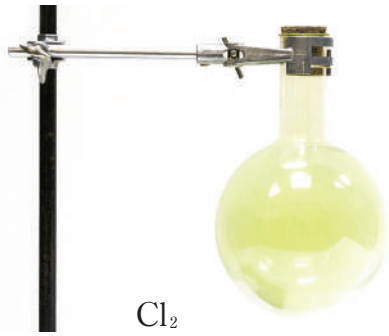
- يتفاعلُ ثنائي أكسيد المنغنيز مع حمض كلور الماء المُركَّز، وتنطلقُ أبخرةً مصفرَّة، تُمرَّر بوعاء يحوي الماء، ثمّ محلول حمض الكبريت المُركَّز، ويجمّعُ غاز الكلور المُنطلِق في أنابيب فوَّهتها للأعلى. ويمكنُ تجميعه بأوعية مُحكَمة الإغلاق ومُناسِبة، ليُستعمَل في تجارب الخاصيّات الكيميائيّة.

  - نكتبُ المُعادَلة الأيونية المُمثّلة للتفاعُل الحاصل:

$$MnO_{2(s)} + 4(H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}) \longrightarrow (Mn^{2+}_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)}) + Cl_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

- يُمرَّر غاز الكلور عبر الماء ومحلول حمض الكبريت المركز، فسّر ذلك.

2-4 الخاصيّات الفيزيائية



- لونُه أصفر مُخْضَرّ.
- أثقلُ من الهواء، لأنَّ كثافته بالنسبة للهواء 3.17.
- رائحتُه واخزةٌ مُثيرةٌ للسعال.
- يتميَّع بسهولة بالضغط في درجة الحرارة العادية.

3-4 الخاصيّات الكيميائيّة

أجرِّبُ وأستنتج:

المواد والأدوات:

كمية من غاز الكلور، أنابيب زجاجية، وأوعية زجاجية عاتمة أو مُغطّاة بقطعة قماش سوداء، أوعية زجاجية شفافة مناسبة، ماء مُقطَّر، هدروكسيد الصوديوم، مغنزيوم، فوسفور، ألمنيوم، موقد بنزن.

تحذير:

مُعظَم التجارب الواردة في هذا الدرس, بحاجة إلى عوامل أمانٍ مُناسِبة, ودقّةٍ مُتناهية, ويصعبُ تنفيذها في المُختَبر المدرسيّ, لأنَّها خطرة, بسبب سمّية غاز الكلور.

أولاً: اتّحادُه مع الهدروجين:

يتّحدُ غاز الكلور مع غاز الهدروجين في درجة حرارةٍ عالية مشكّلاً غاز كلور الهدروجين، وفق المُعادَلة:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2HCl_{(g)}$$

إضاءة

الرابطةُ بين الكلور والهدروجين شديدة القطبية، فيتأيّن غازُ كلور الهدروجين عند حلّه بالماء بتأثير قطبيّة الماء، مكوِّناً محلولاً يسمّى حمض كلور الماء.

ثانياً: تفاعلُه مع الماء:

نشاط (3):

نمرّرُ غاز الكلور في وعاء يحوي ماءً مُقطَّراً في الدرجة العادية من الحرارة بمعزلٍ عن الضوء.

ماذا أُلاحظ؟

- يتكوّنُ ماءُ الكلور (حمض كلور الماء، وحمض تحت الكلوري)، وفق المُعادَلة:

$$H_2O + Cl_2 \longrightarrow HCl + HOCl$$

- يتفكّكُ حمضُ تحت الكلوري $(H^+_{(aq)} + OCl^-_{(aq)})$ بوجود الضوء، وينطلقُ الأكسجين الفعّال (O)، الذي سرعان ما يشكّل غازَ الأكسجين، وفق المُعادَلة:

$$2\,(H^+_{(aq)} + OCl^-_{(aq)}) \xrightarrow{\text{ضوء}} 2\,(H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}) + O_{2(g)}$$

ثالثاً: تفاعُله مع المعادن:

يتّحدُ غازُ الكلور في درجات الحرارة المُرتفِعة مع مُعظَم المعادن مُشكّلاً كلوريد المعدن.

نشاط (4):

نمرّرُ غازَ الكلور المُسخّن على قطعة مغنزيوم، ماذا نلاحظُ؟

- يتّحدُ الكلور مع المغنزيوم مُشكّلاً كلوريد المغنزيوم، وفق المُعادَلة الآتية:

$$Mg_{(s)} + Cl_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} MgCl_{2(s)}$$

- يتّحدُ الكلور مع الألمنيوم، وفق المُعادَلة:

$$2Al_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2AlCl_{3(s)}$$

رابعاً: تفاعُله مع اللامعادن:

يتّحدُ غاز الكلور مع مُعظَم اللامعادن بسرعة مُكوِّناً كلوريد اللامعدن.

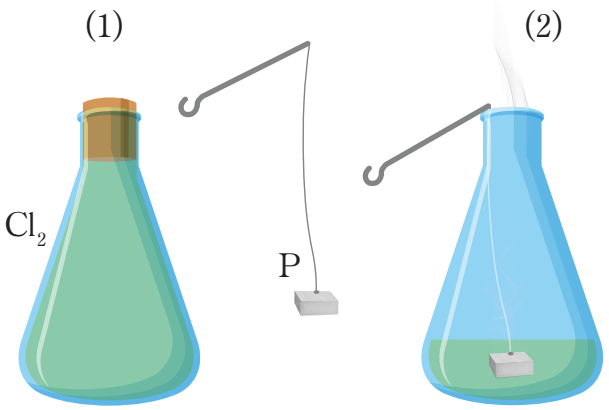
نشاط (5):

نُدخِلُ قطعةَ فوسفور في حوجلة تحوي غاز الكلور المُسخَّن، ماذا نلاحظ؟

- يتّحدُ الكلور مع الفوسفور مُشكّلاً كلوريد الفوسفور، (حسب كمّية الكلور وشروط التفاعُل)، وفق المُعادَلتَين الآتيتَين:

$$2P_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2PCl_{3(s)}$$

$$PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow PCl_{5(g)}$$



- يتّحدُ الكلور مع البروم، وفق المُعادَلة:

$$Br_{2(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2BrCl_{(g)}$$

خامساً: تفاعُل الكلور مع القلويات:

نشاط (6):

نُرسِلُ غازَ الكلور في دورق يحوي محلول هدروكسيد الصوديوم لمدَّةٍ كافية، نحصلُ على محلولٍ لونُه ضاربٌ إلى الصفرة، تفوحُ منه رائحة الكلور، يُسمّى ماء جافيل، نمثّل التفاعلات الحاصلة بالمُعادَلات الآتية:

$$H_2O + Cl_2 \longrightarrow HCl + HOCl$$

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

$$NaOH + HOCl \longrightarrow NaOCl + H_2O$$

بجمع المُعادَلات السابقة:

$$2NaOH + Cl_2 \longrightarrow NaCl + NaOCl + H_2O$$

يُستخدَم ماء جافيل $(NaCl + NaOCl)$ في قصرِ المنسوجات القطنية، والتعقيم، وتنظيفِ الأرضياتِ وغيرها.

سادساً: تفاعُل الكلور مع الأكسجين:

لا يتّحدُ الكلور مع الأكسجين مُباشرة (كبقية الهالوجينات)، لذلك تُحضَّر مركباته بطريقةٍ غير مباشرة.

4-4 استعمالاتُ الكلور

للكلور استعمالاتٌ كثيرةٌ منها:

- في صناعة بعض العقاقير الطبّية والمُذيبات العضوية الصناعية، مثل رُباعي كلور الكربون CCl_4.
- يستعمَلُ الكلور في تعقيم مياه الشّرب، وأحواض السباحة، وقصر المنسوجات (إزالة الألوان). فسّر ذلك؟

عند إمرار غاز الكلور في الماء، وبوجود الضوء، يتفاعلُ معه بسرعة، وينتجُ الأكسجين الذرّي (الفعال)، وفق التفاعل:

$$H_2O + Cl_2 \longrightarrow 2HCl + (O)$$

يمتازُ الأكسجين الفعّال(الذرّي) بأنّه فعّالٌ جداً، يقومُ بإزالة الألوان النباتيّة (قصر الألوان)، وقتل الجراثيم (التعقيم).

إثراء:

تخلطُ بعض ربات البيوت ماء جافيل مع حمض كلور الماء، للاعتقاد بأنّ هذا سيجعل التنظيف أفضل، وهذا يمكنُ أن يسبِّبَ حالاتِ اختناقٍ بغاز الكلور الناتج عن تفاعُلهما مع بعضهما بعضاً، وفق المُعادَلة:

$$NaOCl + 2HCl \longrightarrow Cl_2 + NaCl + H_2O$$

تعلّمت

- لا يوجَدُ الكلور حرّاً في الطبيعة، لأنّه نشيطٌ كيميائياً.
- يقعُ الكلور في الفصيلة السَّابعة VIIA ، والدور الثالث من الجدول الدوري.
- غاز الكلور رائحتُه واخزةٌ مُثيرةٌ للسعال.
- يُعَدّ ماء الكلور مُؤكسداً قويّا قاصراً للألوان.
- يتّحدُ الكلور مع الهدروجين في درجة حرارة عالية مُشكِّلاً غاز كلور الهدروجين.
- يتّحدُ الكلور في درجات الحرارة المُرتفِعة مع مُعظَم المعادن مُشكِّلاً كلوريد المعدن.
- يتّحدُ الكلور مع مُعظَم اللامعادن بسرعة مُكوِّناً كلوريد اللامعادن.
- عندما ينحلُّ غاز الكلور في محلول الصود الكاوي نحصلُ على محلولٍ لونُه ضاربٌ إلى الصَّفرة تفوحُ منه رائحة الكلور يسمّى ماء جافيل.

أختبر نفسي

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. عددُ الإلكترونات التي تَشْغُل سويَّة الطاقة السطحيّة في ذرّة الكلور يساوي:
   a. 1 b. 3 c. 5 d. 7
2. يتّحدُ غاز الكلور مع الحديد بالحرارة وينتجُ:
   a. $FeCl$ b. Fe_2Cl c. $FeCl_3$ d. $FeCl_2$
3. عندَ إمرار غاز الكلور بمحلول الصود الكاوي نحصلُ على محلول:
   a. ماء جافيل b. الكلس القاصر c. رائق الكلس d. ماء الكلور

ثانياً: أعطِ تفسيراً علميّاً لكلٍّ ممّا يأتي:

1. ماء الكلور مادّة قاصرة للألوان.
2. يُجمَعُ غاز الكلور في أنابيب اختبارٍ فوهتُها نحو الأعلى.

ثالثا: حلَّ المسألَتين الآتيتَين:

المسألة الأولى:

مزيجٌ من غازَيْ الهدروجين والكلور بنسبة تفاعلهما، يُسخَّن لدرجة حرارةٍ مُناسِبة حتّى تمام التفاعُل، فيتشكّل $4\ mol$ من غاز كلور الهدروجين.

المطلوب:

1. اكتب المُعادَلة الكيميائية المُعبّرة عن التفاعُل الحاصل.
2. احسبْ عدد مولات كلٍّ من الكلور والهدروجين في المزيج.
3. احسبْ كتلة غاز كلوريد الهدروجين الناتج. $(H:1\ ,\ Cl:35.5)$

المسألة الثانية:

نريدُ تحضير 7.1 g من غاز الكلور في المُختبَر من تفاعُل ثُنائي أكسيد المنغنيز مع حمض كلور الماء.

المطلوب:

1. كتابة المُعادَلة الكيميائية المُعبِّرة عن التفاعُل الحاصل.
2. احسبْ كتلةَ ثُنائي أكسيد المنغنيز اللازمة.
3. احسبْ عددَ مولات حمض كلور الماء المُتفاعِل.
4. احسبْ حجمَ غاز الكلور الناتج مقاساً في الشرطَين النظاميَين. (H:1 , O:16 , Mn:55 , Cl:35.5)

تفكير ناقد

يُعدّ ماءُ الكلور مُؤكسِداً قويّاً، فسِّر ذلك.

أبحث أكثر

يستعمَلُ الكلور في قصر ألوان الملابس القطنية، ولا يستعمَلُ في قصر الصّوف والحرير الطبيعي.

اكتبْ موضوعاً توضِّحُ فيه ذلك، مُستعيّناً بمكتبة المدرسة والشابكة.

5-4 الحديد

الأهداف:

* يتعرَّفُ التوزُّعَ الإلكتروني لذرّة الحديد.
* يتعرَّفُ بعضَ الخاصيّات الفيزيائية للحديد.
* يتعرَّفُ طرائقَ استحصال الحديد.
* يقوم بتجاربٍ توضّحُ بعضَ الخاصيّات الكيميائيّة للحديد.
* يتعرَّفُ بعضَ مركبات الحديد وأهمّيتها في الحياة العملية.

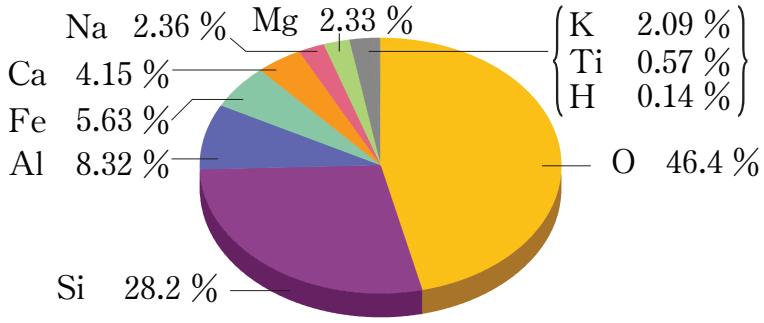
يعودُ اللّون البنّي لوجود مركبات الحديد

يُعتبَرُ الحديدُ عصب الصناعات الثقيلة، ويأتي ترتيب الحديد الرابع من حيث الوفرة بين العناصر المعروفة في القشرة الأرضيّة بعد عناصر الأكسجين والسيليكون والألمنيوم، يكوّن 6.3% من كتلة القشرة الأرضية وتزداد كمّيته تدريجيّاً كلّما اقتربنا من باطن الأرض، للحديد ومركباته أثرٌ كبيرٌ في نشوء الحقل المغناطيسيّ الأرضيّ.

أينَ يوجَد الحديد في الطبيعة؟ وما أشهرُ خاماته؟

وجودُه في الطبيعة

يوجدُ الحديدُ في القشرة الأرضيّة على هيئة خاماتٍ طبيعيّةٍ تحتوي على مُختلَف أكاسيد الحديد، ويوجَدُ الحديد بشكلٍ حُرّ في النيازك 90%.



النسب المئوية للعناصر في القشرة الأرضية

ويوضّح الجدول الآتي أهمّ خامات الحديد التي تستعمَل في استحصاله.

الخام	الاسم الكيميائيَ	الصيغة الكيميائيَة	الخاصيّات	نسبة الحديد في الخام
الهيماتيت	أكسيد الحديد III	Fe_2O_3	لونُه أحمر داكن، سهل الإرجاع	50 – 60%
الليمونيت	أكسيد الحديد III المائي	$2Fe_2O_3.3H_2O$	أصفر اللون، سهل الإرجاع	20 – 60%
المغنيت	أكسيد الحديد المغناطيسيّ	Fe_3O_4	أسودُ اللون، له خاصيّات مغناطيسيّة	45 – 70%
السيدريت	كربونات الحديد II	$FeCO_3$	لونُه رماديٌّ مُصفَّر، سهلُ الإرجاع	30 – 42%

المغنتيت

الهيماتيت

السيدريت

موقعُه في الجدول الدوري

نشاط (1):

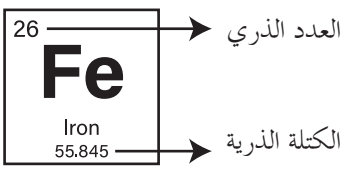
أتأمَّلُ الشكل المُجاوِر, الذي يمثّلُ مقطعاً من الجدول الدوري, ثمَّ أجيبُ عن الأسئلة الآتيّة:

1. أحدّدُ موقعَه في الجدول الدوري.
2. أكتبُ التوزُّع الإلكتروني لعنصر الحديد.
3. أحدّدُ تكافؤه.

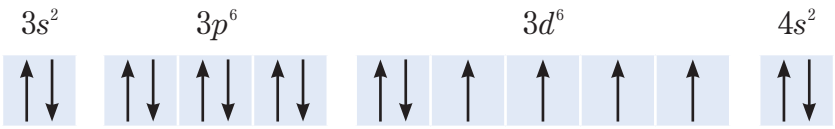
3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIB	11 IB	12 IIB
21 Sc Scandium 44,955908	22 Ti Titanium 47,867	23 V Vanadium 50,9415	24 Cr Chromium 51,9961	25 Mn Manganese 54,938044	26 Fe Iron 55,845	27 Co Cobalt 58,933194	28 Ni Nickel 58,6934	29 Cu Copper 63,546	30 Zn Zinc 65,38
39 Y Yttrium 88,90584	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
57 - 71 Lanthanoids	72 Hf Hafnium 178,49	73 Ta Tantalum 180,94788	74 W Tungsten 183,84	75 Re Rhenium 186,207	76 Os Osmium 190,23	77 Ir Iridium 192,217	78 Pt Platinum 195,084	79 Au Gold 196,966569	80 Hg Mercury 200,592
89 - 103 Actinoids	104 Rf Rutherfordium (267)	105 Db Dubnium (268)	106 Sg Seaborgium (269)	107 Bh Bohrium (270)	108 Hs Hassium (269)	109 Mt Meitnerium (278)	110 Ds Darmstadtium (281)	111 Rg Roentgenium (282)	112 Cn Copernicium (285)

- الحديـدُ عنـصرٌ انتقـاليٌّ يقـعُ في الـدور الرَّابـع والفصيلة VIIIB .

- التوزُّع الإلكترونيّ لعنصر الحديد: $_{26}Fe: \underbrace{1s^2}_{K}\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{L}\ \underbrace{3s^2\ 3p^6\ 3d^6}_{M}\ \underbrace{4s^2}_{N}$



التوزّع الإلكتروني في الطبقتين الأخيرتين:



ويُلاحَظُ في هذا التوزُّع السويَّة الطاقية قبلَ الأخيرة $3d$ تحوي أربعة إلكترونات عزباء، تُضفي عليه خاصيّة قابليّة التمغنُط.
يكونُ تكافؤُ الحديد وفقاً لهذا التوزُّع 2، نتيجة فقد الزَّوج الإلكتروني $4s$، فتتحوّل الذرّةُ إلى أيُون موجب Fe^{2+}، ويمكنُ أنْ تفقدَ إلكتروناً آخرَ من الطبقة قبل الأخيرة $3d$، مُتحوِّلة إلى أيُون مُوجِب Fe^{3+}، ليصبحَ تكافؤ الحديد 3.

1-5 استحصالُ الحديد

يتمُّ استحصالُ الحديد من فلزّاته في الفرن العالي، كما في الشكل جانباً. كيفَ يتمُّ ذلك؟

يتلخّصُ استحصالُ الحديد:

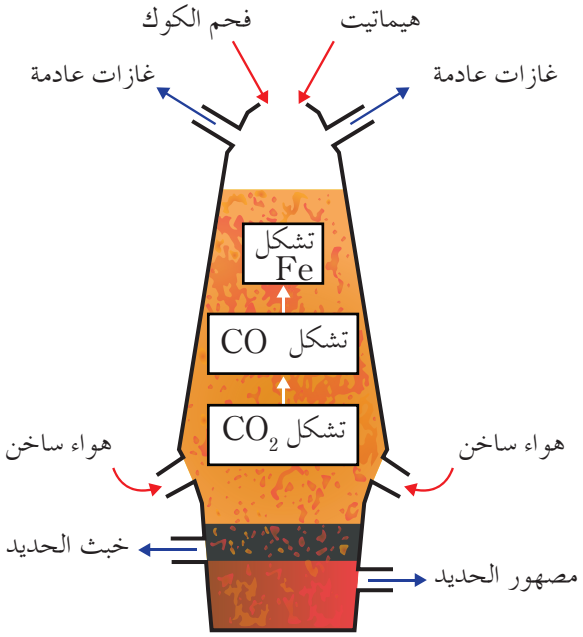
- يُغذَّى الفرن بخامات الحديد وفحم الكوك من فوّهة أعلى الفرن.
- يمرَّرُ تيار من الهواء السَّاخن، من فتحاتٍ أسفل الفرن.
  - فتُسخَّن الفلزّات المُختلِفة للحديد، وتتحوَّل بكاملِها إلى أكسيد الحديد III Fe_2O_3، المسامي فيسهل إرجاعه.
  - يحترقُ فحم الكوك، فينتجُ CO_2، ويُرجعُ باتّحادّه مع كمّية أخرى من فحم الكوك إلى CO.
  - يتفاعلُ أحادي أكسيّد الكربون مع أكسيد الحديد III ، ينتجُ الحديد.

وفق المُعادَلات الآتية:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

$$C + CO_2 \longrightarrow 2CO$$

$$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$$



- يُؤخَذ مصهور الحديد من فوَّهة أسفل الفرن، يحوي 5% كربون، يُسمَّى الحديد الصبّ.
- تُؤخَذ المُخلَّفات الناتِجة عن عمليّة الاستحصال (خبث الحديد) من فوَّهة أسفل الفرن.

2-5 الخاصيّاتُ الفيزيائيَّة

بِمَ يختلفُ الحديد اللّين والفولاذ؟

ينتجُ الحديد اللين والحديد الفولاذ من الحديد الصبّ، بعدَ مُعالَجته في أفرانٍ خاصّة بالأكسجين أو الهواء لتخليصِه من الشوائب والكربون.

نوعُ الحديد	نسبة الكربون	اللون	قابلية التمغنُط	قابلية السَّحب والتصفيح	القساوة والمتانة
الحديد اللين	أقلّ من 0.3%	أبيض رماديّ لماع	يتمغنَطُ بسهولة، مغنطته مؤقتة	قابل للسَّحب بشكلٍ جيد	أقلّ قساوة
الحديد الفولاذ	1.5%, 0.3%	فضّي ضارب للزرقة	مَغنطته دائمة	أقلّ قابلية للسحب	أشدّ قساوة

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

3-5 الخاصيّات الكيميائيّة

أولاً: تأثيرُ الأكسجين أو الهواء الجاف:

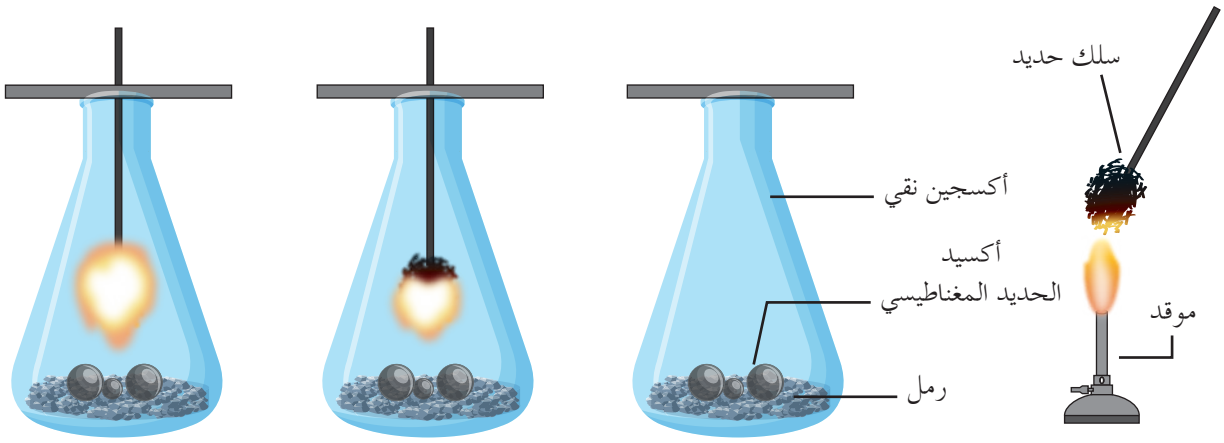
1. الهواء البارد: لا يتأثرُ الحديد في جوّ من الأكسجين أو الهواء الجاف في درجة الحرارة العادية.
2. الهواء السَّاخن:

نشاط (2):

المواد والأدوات:

سلك من الحديد، دورق يحوي أكسجين، موقد بنزن.

- أسخّنُ سلك الحديد.
- أدخلُ سلك الحديد المسخَّن في الدورق الذي يحوي الأكسجين، ماذا ألاحظُ؟



- يتوهَّج سلك الحديد، ويُغطى بطبقة قاتمة من أكسيد الحديد المغناطيسي الأسود.

• أكتب المُعادَلة المُمثِّلة للتفاعُل الحاصل:

$$3Fe + 2O_2 \longrightarrow Fe_3O_4$$

ملاحظة:

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

ثانياً: تأثير الهواء الرّطب:

نشاط (3):

• أترُكُ قطعةً من الحديد في جوّ من الهواء الرَّطب لمدّة طويلة، ماذا أُلاحظ؟

- تتشكّلُ على الحديد طبقة بنيّة اللون، تسمّى صدأ الحديد، وهي طبقة مَساميّة لا تحمي الحديد من استمرار التأكسُد، لذلك يجبُ طليَ الحديد بطبقة من الدّهان لحمايته من الصدأ.

ثالثاً: تأثيرُ بخار الماء:

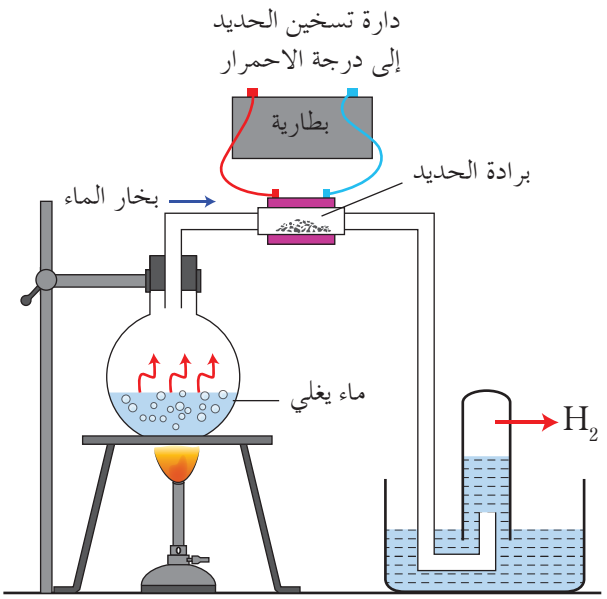
نشاط (4):

المواد والأدوات:

برادة حديد، حوجلة، أنابيب زجاجية، دارة تسخين كهربائية، حوض زجاجي، موقد بنزن.

• أركّب الجهاز الموضّح في الصورة جانباً.

• أسخّن حوجلة الماء حتّى انطلاق بخار الماء ومروره على برادة الحديد الساخنة. ماذا ألاحظ؟



- يتشكّلُ أكسيد الحديد المغناطيسي، وينطلقُ غاز الهدروجين، وفقَ المُعادَلة:

$$3Fe_{(s)} + 4H_2O_{(g)} \xrightarrow{\Delta} Fe_3O_{4(s)} + 4H_{2(g)}$$

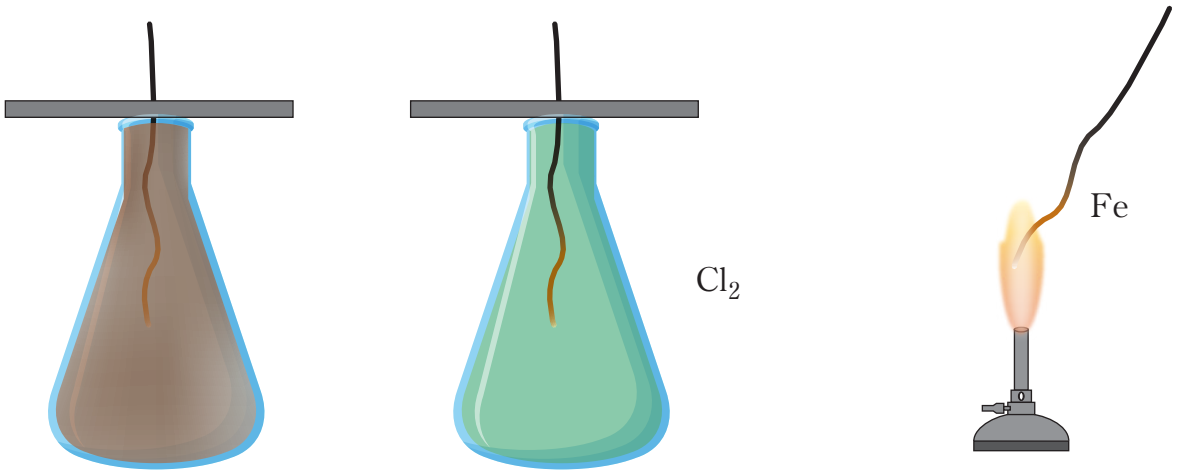
إثراء:

لمنع الصَّدأ يطلى الحديد عادةً بمعدن لا يتأثر بالهواء الرطب، ويمنعُ وصول الأكسجين إلى الحديد، مثل القصدير أو الكروم أو بدهان مسحوق الألمنيوم أو بدهان أكسيد الرصاص الأحمر أو (رباعي أكسيد ثلاثيّ الرصاص Pb_3O_4) الذي يُدعى بالزيرقون أو السيلقون).

رابعاً: تفاعُل الحديد مع الكلور:

في الشكل جانباً: نسخِّن شريط من الحديد، ثمَّ ندخلُه في إناءٍ يحوي غاز الكلور فيتشكّل كلوريد الحديد III، وفق المُعادَلة:

$$2Fe + 3Cl_2 \xrightarrow{\Delta} 2FeCl_3$$



خامساً: تفاعُل الحديد مع الحموض:

a. حمض كلور الماء:

نشاط (5):

- أضعُ في أنبوب الاختبار قليلاً من برادة الحديد، وأمسكُه بالملقط.
- أضيفُ حوالي 4 ml من حمض كلور الماء المُمدَّد. ماذا ألاحظ؟
- يتفاعـلُ حمـضُ كلـور المـاء مـع الحديـد، ويصبـحُ لـون المحلـول أخـضرَ فاتحـاً، بسـبب تكـوُّن كلوريـد الحديد II.

$$Fe_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow FeCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

مُلاحظة:

- يكـونُ تكافـؤ الحديـد عنـد تفاعلـه مـع غـاز الكلـور ثُلاثـيّاً، لأنّ الكلـور مُؤكسِـد قـوي، بينَـما يكـونُ تكافـؤ الحديـد ثُنائيّـاً في تفاعلِـه مـع حمـض كلـور المـاء.
- لونُ محلول أيُون Fe^{2+} أخضرَ، بينَما لون أيُون Fe^{3+} بنّي فاتح.

b. حمض الكبريت المُمدّد:

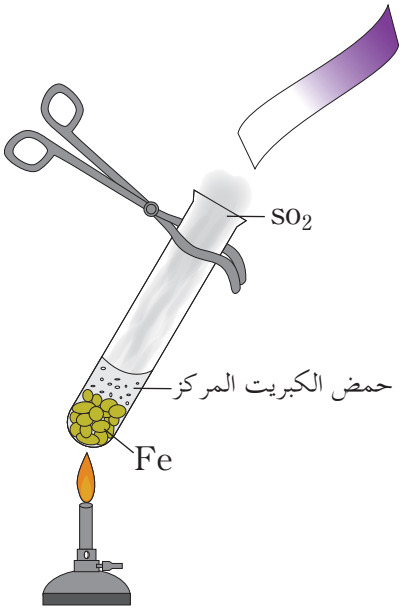
نشاط (6):

أكرّرُ النشاط باستبدال حمض كلور الماء بحمض الكبريت المُمدَّد.

ماذا ألاحظُ؟

يتفاعـلُ الحديـد مـع حمـض الكبريـت الممـدّد، ويتحـوّلُ لـونُ المحلـول إلى الأخـضر الفاتـح، بسـبب تكـوّن كبريتـات الحديـد II، وينطلـقُ غـاز الهدروجـين:

$$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2$$



c. حمضُ الكبريت المركز:

- أضعُ في أنبوب اختبار قليلاً من برادة الحديد، وأمسكُه بملقط، أضيفُ قليلاً من محلول حمض الكبريت المُركَّز، أسخِّنُ الأنبوب. ماذا ألاحظُ؟ فسِّر ذلك.
  - يحدثُ التفاعُل ويتحوّلُ لونُ المحلول إلى البني الفاتح، بسبب تكوّن كبريتات الحديد III، وينطلقُ غازٌ عديم اللون ذو رائحةٍ واخزةٍ يُحذَّر استنشاقه، يزيلُ اللون البنفسجي لورقة ترشيحُ مُبلَّلة ببرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$.
- أكتبُ المُعادَلة المُعبّرة عن التفاعُل الحاصل.

$$2Fe + 6H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$$

سادساً: تفاعل الحديد مع القلويات:

لا يتفاعلُ الحديدُ مع القلويات حتى لو كانَت مُركَّزةً وساخِنة.

4-5 استعمالاتُ الحديد وفلزّاته

يمتازُ الحديد وسبائكه المُتنوّعة بخاصيّات مُتعدِّدة، تجعلُه أساساً لكثير من الصناعات الثقيلة والخفيفة ودعامة لتطور الحضارات. ومن استخداماته:

- الحديدُ الصبّ في صناعة: الجسور والأنابيب.
- الحديدُ اللّين في صناعة: السلاسل- السّفن- المسامير- المغانِط المؤقَّتة.
- الفولاذُ في صناعة: السكك الحديدية - السيّارات - المغانِط الدائمة.

تعلّمت

- يُعدُّ الحديد أكثر المعادن الانتقاليّة استعمالاً.
- لا يوجدُ الحديد مُنفرِداً في الطبيعة إلّا في الكتل المُتساقِطة من النيازك.
- من أهمّ فلزّات الحديد: المغناتيت (أكسيد الحديد المغناطيسي Fe_3O_4)، الهيماتيت (أكسيد الحديد (III) Fe_2O_3)، السيدريت (كربونات الحديد (II) $FeCO_3$).
- يقعُ الحديد في الفصيلة (VIIIB)، والدور الرابع في الجدول الدوري، ويأخذُ الحديد التكافؤ (2 و3).
- من مركبات الحديد الثّنائي: كلوريد الحديد II $FeCl_2$، كبريتات الحديد II $FeSO_4$، أكسيد الحديد II FeO، هدروكسيد الحديد II $Fe(OH)_2$.
- من مركّبات الحديد الثلاثي: كلوريد الحديد III $FeCl_3$، كبريتات الحديد III $Fe_2(SO_4)_3$، أكسيد الحديد III Fe_2O_3، هدروكسيد الحديد III $Fe(OH)_3$.
- يُحضَّر أكسيد الحديد المغناطيسي Fe_3O_4 بتسخين الحديد تسخيناً شديداً في الهواء، أو بإمرار تيار من بخار الماء الساخن على الحديد المُسخَّن لدرجة الاحمرار.
- صدأ الحديد: طبقة بنيّة اللون مساميّة تتشكّلُ على الحديد عند تعرُّضه للهواء الرطب فترة طويلة.
- تعتبَر ظاهرة التآكُل من أخطر المشاكل في مجال الصناعات الكيميائية.
- يتفاعلُ الحديد مع الكلور بالتسخين لينتجَ كلوريد الحديد، يتّحدُ الحديد مع الكبريت مُعطِياً كبريتيد الحديد II FeS.
- لا يتفاعلُ الحديد مع القلويات.
- يستعملُ الحديد في مجالات الحياة: (صناعة الجسور والأنابيب، السلاسل، السفن، المسامير، المغانِط، السكك الحديدية، السيارات .....).

أختبر نفسي

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. تتلوّنُ محاليل أملاح الحديد II باللون:
   a. الأحمر b. الأزرق c. الأخضر الفاتح d. البنّي
2. تتلوّنُ محاليل أملاح الحديد III باللون:
   a. البنّي b. الأزرق c. الأخضر الفاتح d. أحمر بنفسجي
3. يتفاعلُ الحديد مع حمض كلور الماء، فيكوِّن أحد النواتج:
   a. H_2O b. Cl_2 c. $FeCl_3$ d. H_2

ثانياً: أعطِ تفسيراً علميّاً لكلٍّ ممَّا يأتي:

1. تستعمَلُ أوعية الحديد في نقل القلويات وتخزينها.
2. يصدأ الحديد عندَ تعرُّضه للهواء الرَّطب.

ثالثاً: حلَّ المسألتين الآتيتين:

المسألة الأولى:

يُرسَلُ تيار من أُحادي أكسيد الكربون فوق 5 g من فلزّ أكسيد الحديد III الجاف، والمسخَّن إلى درجة الاحمرار. وعند تمام الإرجاع يلقى ناتج الإرجاع في مقياس الغاز المُحتوي على حمض الكبريت المُمدَّد، فينطلقُ غاز حجمه 1.12 L مقاساً في الشرطَين النظاميَين.

المطلوب:

احسب النسبة المئويّة لأكسيد الحديد III في الفلز.

(C:12 , S:32 , H:1 , O:16 , Fe:56)

المسألة الثانية:

يُمرَّر تيارٌ من بخار الماء الساخن في أنبوب من الخزف، يحوي برادة الحديد المُسخَّن إلى درجة الاحمرار، حتّى تمام التفاعُل، فنجدُ في نهاية التجربة أنّ كتلة الأنبوب قد ازدادت بمقدار 3.2 g.

المطلوب حساب:

1. كتلة أكسيد الحديد المُتشكّل.
2. النسبة المئوية لكلٍّ من الحديد والأكسجين في هذا الأكسيد.

(H:1 , O:16 , Fe:56)

تفكير ناقد

يتفاعلُ الحديد مع حمض كلور الماء بتكافئِه الثُّنائيّ.

أبحث أكثر

اكتب موضوعاً باستخدام الشابكة يشرحُ تفاعُل الثرميت الشهير للحام قضبان السكك الحديدية.

مشروع تلوّث الهواء

الهواء النقي ضروري لحياة الكائنات الحيّة، ويُعد الهواء مُلوّثاً عند حدوث تغيّر في نسب مكوناته، أو وجود مواد طارئة.

الهدف العام:

دراسة خطورة تلوث الهواء وطرائق معالجته.

أهداف المشروع:

- دراسة بعض ملوثات الهواء حسب أثرها الفيزيولوجي على الكائن الحي.
- دراسة التدابير الممكنة للحدّ 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 للحدّ من تلوث الهواء (حماية البيئة) على مستوى الجمهورية العربية السورية واقتراح طرائق للمعالجة.

ثالثاً: التقويم:

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

أسئلةُ الوحدة الرابعة

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكلٍّ ممَّا يأتي:

1. يقعُ الصوديوم $_{11}Na$ في الجدول الدوري في:
   a. الفصيلة الثانية والدور الأول.
   b. الفصيلة الأولى الدور الثاني.
   c. الفصيلة الأولى الدور الثالث.
   d. الفصيلة الثانية الدور الثاني.

2. يتفاعلُ الحديد مع حمض الكبريت المُمدّد وينتجُ:
   a. $FeSO_4 + H_2$
   b. $FeSO_4 + H_2O$
   c. $Fe_2(SO_4)_3 + H_2$
   d. $Fe_2(SO_4)_3 + H_2O + SO_2$

3. ينحلُّ غاز النشادر في الماء، ويُعطي محلولاً:
   a. حمضيّاً ضعيفاً.
   b. أساسيّاً قويّاً.
   c. أساسياً ضعيفاً.
   d. مُعتدِلاً.

ثانياً: أعطِ تفسيراً علميّاً لكلٍّ ممَّا يأتي:

1. لا يوجد الحديد حرّاً في الطبيعة.
2. الصوديوم عنصرٌ نشطٌ كيميائيّاً.
3. يُحفَظ ماء الكلور في أوعية عاتمة.

ثالثاً: اكتب المُعادَلات الكيميائيّة الموزونة المُعبِّرة عن كلٍّ ممَّا يأتي:

1. تفكّك فوق أكسيد الصوديوم بالتَّسخين.
2. اتّحاد النتروجين مع المغنزيوم عندَ تسخينه إلى درجة الاحمرار.
3. تفاعُل الحديد مع حمض الكبريت المُركَّز.
4. اتّحاد غاز الكلور مع المغنزيوم في درجات الحرارة المُرتفِعة.
5. إرجاع الكبريت لحمض الكبريت المُركّز.
6. تفاعُل غاز الهدروجين مع مصهور الصّوديوم.
7. اتّحاد النتروجين مع الليثيوم بسهولة في درجة الحرارة العادية.

رابعاً: حلَّ المسائل الآتية:

المسألة الأولى:

تُفاعِل قطعةٌ من الصوديوم كتلتها $0.92\ g$ مع الأكسجين حتى تمام التَّفاعُل، ثمّ يُلقى ناتجُ التفاعل في وعاء يحوي ماء مُقطّر.

المطلوب:

1. اكتب المُعادلتين المُعبرتين عن التفاعلَين الحاصلين.
2. احسب كتلة هدروكسيد الصوديوم الناتج.

$(H:1\ ,\ O:16\ ,\ Na:23)$

منهاجي
متعة التعليم الهادف

المسألة الثانية:

خليطٌ من برادة الحديد وزهر الكبريت بنسبة التفاعُل بينهما، كتلته $33\,g$.

المطلوب:

1. حساب كتلة كلّ من الحديد والكبريت في الخليط.
2. يسخَّنُ الخليط السابق إلى درجة عالية من الحرارة بمعزل عن الهواء، ثمّ يُضاف إلى الناتج حمض كلور الماء. احسبْ حجم الغاز المُنطلِق في الدرجة $0°C$ والضغط النظامي.

$$(Fe:56\ ,\ H:1\ ,\ Cl:35.5\ ,\ S:32)$$

المسألة الثالثة:

يُذابُ $2.23\,g$ من kCl الصلب والنقي في ماء مُقطَّر، ثمّ يُعامَل المحلول بكميّة زائِدة من محلول نترات الفضّة $AgNO_3$ حتّى تمام الترسيب، فيتكوّنُ راسبٌ من $AgCl$ كتلته بعد الغسل والتجفيف $4.3\,g$، فإذا علمتَ أنَّ الكتلة الذرّية للبوتاسيوم 39، والكتلة الذرّية للفضة 108.

المطلوب:

1. اكتُب المُعادَلة الكيميائية المُعبِّرة عن التفاعُل الحاصل.
2. احسب الكتلة الذرّية التقريبيّة للكلور.