

الجمهورية العربية السورية
وزارة التربية والتعليم

الكيمياء

الصف العاشر الأدبي

2025 - 2026 م

لجنة التأليف:
فئة من المختصين

حقوق الطباعة والتوزيع محفوظة للمؤسسة العامة للطباعة
حقوق التأليف والنشر محفوظة لوزارة التربية والتعليم
الجمهورية العربية السورية

طُبِعَ لأول مرة في العام الدراسي: 2018-2019م

المقدمة

نقدّم للمتعلّمين الأعزّاء كتاب الكيمياء المبنّي وفق الإطار العام للمنهاج الوطني ووثيقة المعايير الوطنيّة المطوّرة، والتي تهدف إلى مواكبة التطوّرات الحاليّة، وتقديم منهاج قائم على البحث العلمي والتجريب يلبيّ آمال المتعلّمين من جهة، ومتطلّبات سوق العمل والمجتمع المحلي من جهة أخرى.

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

لذلك وجب ربط المنهاج بالحياة اليوميّة للمتعلّم وبيئته، ومواكبة المستجدّات العلميّة والتقنيّة التي سيكون لها الأثر الفعّال في تنمية شخصية المتعلّم من الناحيتين الفكرية والجسديّة، وهذا ما يسمح له بالتكامل مع متطلّبات الحياة المعاصرة، والمساهمة في التنمية الوطنيّة المستدامة.

يخاطب المحتوى العلمي المتعلّم بوصفه محور العمليّة التربويّة، ويشجّعه على التعلّم الذاتيّ، حيث صيغت موضوعات الكتاب بأسلوب علمي مبسّط وواضح لتناسب النّمو العقلي والعمرّي للمتعلّم وتثير دافعيّته. كما يركّز المحتوى على المعارف والمهارات بعيداً عن الحشو والتكرار، ويمكن المتعلّم من مواجهة المشكلات التي يتعرّض لها في حياته اليوميّة، وإيجاد الأساليب المناسبة لحلّها، وكذلك يحفز المتعلّم على اكتساب مهارات التّواصل والتّفكير والبحث والاستنتاج بدلاً من تلقّي المعلومات وحفظها واستظهارها، كما يؤكّد المحتوى على دور المعلّم بوصفه موجّهاً للمناقشة، وميسراً للعلم والعمل. وكلّنا أملٌ وثقة أن يحقّق زملاؤنا المعلّمون ما نصبو إليه.

فريق التّأليف

الفهرس

الوحدة الأولى: المادة و تحولاتها

الدرس الأول:

6 حالات المادة والتغيرات الفيزيائية والكيميائية

الدرس الثاني:

18 التفاعلات الكيميائية

الوحدة الثانية: المدارات الذرية و الجدول الدوري

الدرس الأول:

32 المدارات الذرية

الدرس الثاني:

43 الجدول الدوري للعناصر

الدرس الثالث:

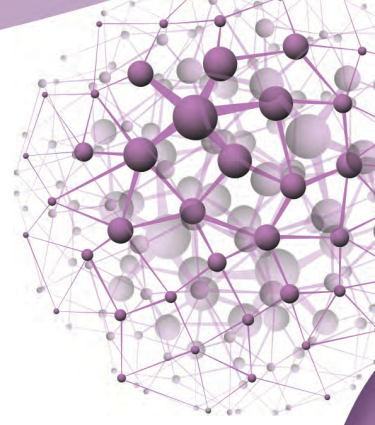
52 دورية خاصيات العناصر

الوحدة الأولى المادة وتحوُّلاتها

الأهداف العامة للوحدة :

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





1-1

حالات المادة والتغيرات الفيزيائية والكيميائية



الأهداف:



- * يتعرّف حالات المادة.
- * يتعرّف التغيرات الفيزيائية.
- * يُعطي أمثلة على التغيرات الفيزيائية.
- * يتعرّف التغيرات الكيميائية.
- * يتعرّف عتبة التغيرات الفيزيائية.

الكلمات المفتاحية:



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

ألاحظ وأجيب:

بالنظر إلى الصورة السابقة:

- هل تشغل المواد الموجودة فيها حيزاً من الفراغ؟
- هل يمكن لبعض حواسك أن تدرك هذه المواد؟
- هل لجميع هذه المواد كتل؟
- ماذا أستنتج ممّا سبق؟

المادة: هي كلّ ما تشعر به حواسنا، ولها كتلة، وتشغل حيزاً من الفراغ.

إضاءة



الكتلة تعبر عن كمية المادة في الجسم، وتُقَدَّر في
الجملة الدولية بوحدة الكيلوغرام kg.

1-1 الحالات الفيزيائية للمادة

نشاط (1):

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



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

نتيجة:

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



تجربة:

أعرض لهب شمعة مُشعّلة إلى توتر كهربائي عالٍ.



عند تطبيق توتر كهربائي عالي



قبل تطبيق توتر كهربائي عالي على اللهب



انتبه توتر عالي

ألاحظ أنّ اللهب تأثر بالحقل الكهربائي، ماذا أستنتج؟

أستنتج: أنّ اللهب يتكوّن من دقائق صغيرة مشحونة.

هل شاهدت عبارات تحذيرية من التوتر العالي؟

- عند توليد التيار الكهربائي المُتناوب في سورية يرفع التوتر إلى 66000 V **انتبه توتر عالي** وهذا يؤدي إلى تأين الغازات المُحيطة بخطوط النقل، ويصبح الهواء ناقلاً للتيار الكهربائي، ممّا يؤدي إلى أذية أي كائن حيّ يقترب من التوتر العالي إلى مسافات معينة. ماذا أستنتج؟

أستنتج: أنّ الهواء تحوّل إلى غازات متأينة.

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

نتيجة:

تُعدّ البلازما تجمّع دقائق صغيرة جداً مشحونة، وتشكّل ما يشبه الغيوم الغازية أو الأشعة المتأينة، وهي الطور الأكثر شيوعاً في الكون. لأنّ اللهب والغمامة الكونية والنجوم، والغمامة المُشكّلة للذرة هي أمثلة عن البلازما.

إثراء:

إنّ الإشعاعات الكهرومغناطيسية التي تُصدرها الشمس، ومنها الأشعة فوق البنفسجية، لها القدرة على تأيين الغازات عند اختراقها الغلاف الجوي الأرضي، وتكوّن هذه الغازات المتأينة 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 المتكاملة والتي تدخل في تركيب كلّ جهاز إلكتروني، هذا النوع من التكنولوجيا الدقيقة والمُعقّدة تُصنّع باستعمال البلازما.
- تستعمل في شاشات البلازما كمصدر ضوئي، ممّا أدّى إلى تطوّر كبير في مجال تكنولوجيا شاشات العرض.
- في صناعة مصابيح الفلوروسنت (مصابيح الفلّورة) والنيون.
- المحافظة على نظافة البيئة: تُستعمل البلازما حالياً، في العديد من الدول المتقدّمة، في التخلّص من المواد السامة الملوّثة للبيئة، مُعتمدين على العمليات الكيميائية الفريدة التي تتمّ داخل البلازما. حيث يمكن أن تقوم البلازما بتحويل الغازات السامة المُنبعثّة من مداخل المصانع ومن عوادم السيّارات إلى غازات نافعة، وبتكاليف قليلة مثل تحويل غاز NO السام إلى غازي النتروجين N_2 والأكسجين O_2 .
- تُستعمل البلازما في صناعة الألماس الصناعي، والرقائق فائقة التوصيل الكهربائي.
- تُستعمل في الطبّ مثل: تعقيم الأدوات الطبيّة.

نشاط (2):

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

إثراء:

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

إضاءة

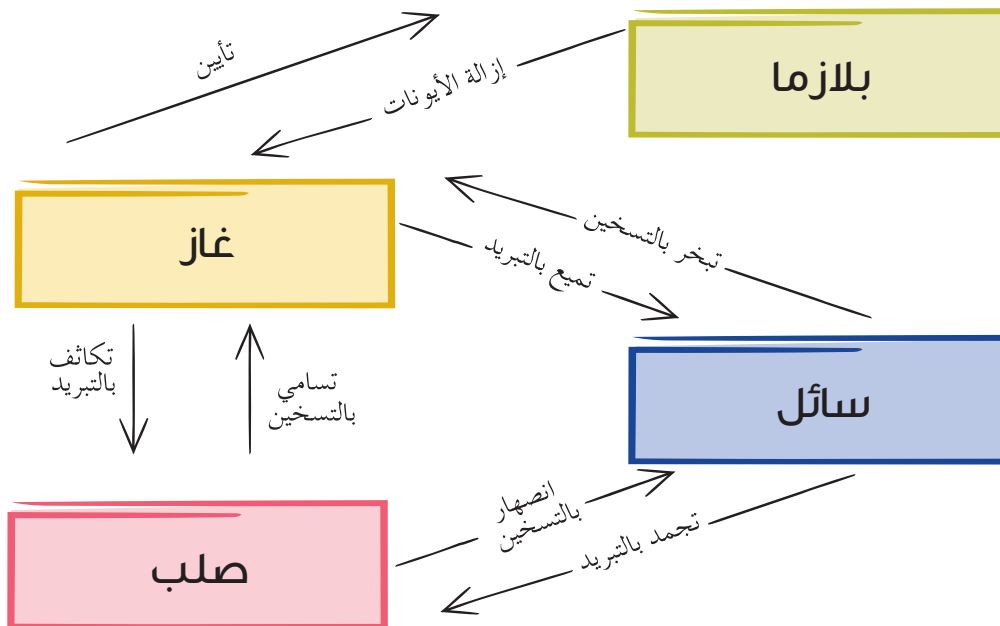
تتكوّن المادة من دقائق صغيرة، ولها ثلاثة أنواع:

1. ذرات مثل الغازات النبيلة والمعادن.
2. مجموعات أيونية مثل الأملاح والحموض والأسس وبعض أكاسيد المعادن.
3. جزيئات مثل الماء وسكر الطعام وغاز الأوكسجين وغاز الهيدروجين وغيرها.

3-1 التغيرات الفيزيائية

نشاط (3):

أنظر إلى المخطط الآتي:





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

- أحددُ التحوّلات التي يتم فيها اكتساب الطاقة.
- أحددُ التحوّلات التي يتم 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 تكتسب دقائق المادة طاقةً تزداد حركتها الاهتزازية، وتضعف قوى الترابط بين دقائقها، فتنتقل المادة من حالة إلى أخرى.



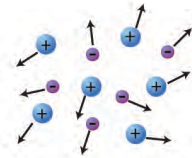
صلب



سائل



غاز



بلازما

ازدياد الطاقة

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

التغير الفيزيائي: هو تغيّر يطرأ على حالة المادة، فتحوّل من حالة إلى أخرى دون تغيّر تركيبها الكيميائي.

نشاط (4):

اعتماداً على المخطط السابق ماذا يُقصد بكلّ من؟

التميع - الانصهار - التكاثر - التجمّد - التسامي.

1-3-1 عتبة التغيّرات الفيزيائية

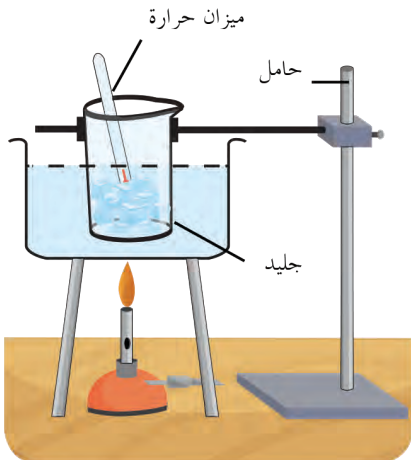
تجربة:

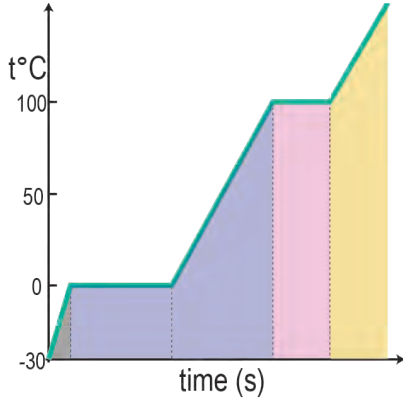
1. خذ قطعاً من الجليد، وضعها في دورق، كما في الشكل، وضع ميزان حرارة مناسب.
2. ضع الدورق فوق موقد حراري، ولاحظ ارتفاع درجة الحرارة تدريجياً.
3. دوّن ملاحظاتك حول:

- 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 الحالة السائلة.





4. استمّر بالتسخين، و دوّن ملاحظاتك حول:

- حالة الماء قبل الدرجة 100°C
- حالة الماء عند بلوغ الدرجة 100°C
- دلالة ميزان الحرارة في أثناء تحوّل الماء من الحالة السائلة إلى البخارية.

ألاحظ:

1. قبل بلوغ الدرّجة 0°C الماء حالته صلبة (جليد)، وعند بلوغ الدرّجة 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 الدرّجة 100°C .
3. يبدأ الماء السائل بالتحوّل إلى الحالة البخارية عند بلوغ الدرّجة 100°C ، و تبقى 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 تعمل 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؟
- إنّ الطاقة الحرارية تعمل 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.

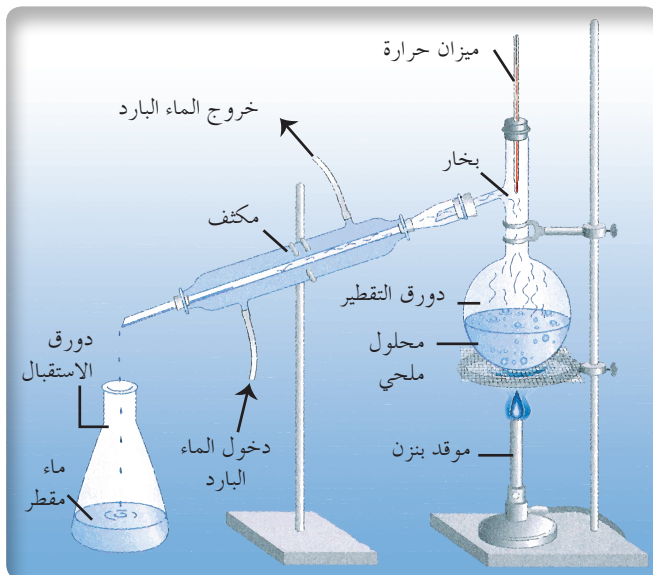
إضاءة



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

2-3-1 أهمية التغيرات الفيزيائية

تجربة:



- كيف تفصل مكونات خليط من الماء والملح؟
 - أسخن محلولاً ملحيًا، ألاحظ تبخر الماء، وتبقى الملح في حالة صلبة.
 - أبرد البخار، فيتحوّل إلى حالة سائلة، فأسمّي هذا النوع من التقطير تقطيرًا بسيطاً.
- كيف تفصل مكونات خليط من المواد السائلة، اعتماداً على اختلاف درجة غليان كلٍّ منها؟
- أسخن خليطاً من المواد السائلة، فألاحظ تبخر المواد على مراحل تبعاً لدرجة غليان كلٍّ منها من الأدنى إلى الأعلى. أسمّي هذا النوع من التقطير، تقطيرًا تجزيئياً.

نشاط (5):

كيف يتم فصل مكونات النفط؟

- فكّر كيف تستثمر التحوّلات الفيزيائية للحصول على أشكال مختلفة من المواد التي تستعملها في حياتك اليومية؟
يمكن صهر المواد الصلبة، ثم وضعها بقالب حيث يتم تبريدها، والحصول على أشكال مناسبة، مثل إعادة تشكيل المعادن، الزجاج والبلاستيك....إلخ.



4-1 التغيرات الكيميائية



معظم الناس يحبون الحلويات الشرقية، ويعود طعمها الحلو إلى احتوائها على السكروز $C_{12}H_{22}O_{11}$ ، على الرغم من أن مكونات السكر الكربون والهيدروجين والأكسجين، لا تتمتع بالطعم الحلو، لكن عند ارتباط هذه العناصر يُعاد ترتيب الذرات فتتحد الروابط، وتشكل روابط جديدة، لتشكل مركب السكروز ذي الطعم الحلو.

نشاط (6):

أتأملُ وأستنتج:



تفاعل الإسمرار الأنزيمي



تأكسد الحديد



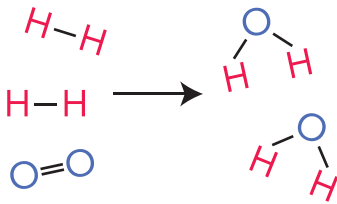
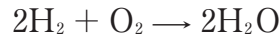
احتراق الغاز المنزلي (غاز البوتان)

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

أستنتج: يحدث تفاعل كيميائي، ويتغيّر التركيب الكيميائي للمواد المتفاعلة، فنتج مواد جديدة.

أفكر وأستنتج:

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



و بكتابة المعادلة بالصيغ المُفصّلة:

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

أستنتج: التغيّر الكيميائي تحوّل مادة أو أكثر إلى مواد جديدة، ويرافقها تغيّر في تركيبها الكيميائي.

إضاءة

في التفاعل الكيميائي تتحلّم روابط المواد المتفاعلة، وتشكّل روابط المواد الناتجة.

نشاط (7):

اكتب المُعادلة الكيميائية المعبّرة عن تفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الفلور، لتشكيل غاز فلور الهيدروجين، مُحدّداً الروابط التي تفكّكت والتي تشكّلت.

1-4-1 أهمية التغيرات الكيميائية

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



تعلمت

- **المادة:** هي كل ما تشعر به حواسنا، ولها كتلة، وتشغل حيزاً من الفراغ.
- **حالات المادة:** صلبة - سائلة - غازية - بلازما.
- **الحالة الصلبة** لها شكل مُحدّد وحجم ثابت، ودقائقها أشدّ ترابطاً.
- **الحالة السائلة** لها شكل غير مُحدّد، وحجم ثابت، ودقائقها أقلّ ترابطاً.
- **الحالة الغازية** لها شكل غير مُحدّد، وحجم غير ثابت، ودقائقها أقلّ ترابطاً من دقائق الحالة السائلة.
- تُعدّ البلازما تجمّع دقائق صغيرة جداً مشحونة، تشكّل ما يشبه الغيوم الغازية أو الأشعة المتأينة.
- تتكوّن المادة من دقائق صغيرة، ولها ثلاثة أنواع:
 1. ذرات مثل الغازات النبيلة والمعادن.
 2. مجموعات أيونية مثل الأملاح والحموض والأسس وأكاسيد المعادن.
 3. جزيئات مثل الماء وسكر الطعام وغاز الأكسجين وغاز الهيدروجين وغيرها.
- **التغيّر الفيزيائي:** تغيّر يطرأ على حالة المادة، فتحوّل 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 يُعدّ تغييراً، و يتمُّ بـ طاقة حرارية.
2. التكاثر هو تحوّل المادة من الحالة إلى الحالة، و يتمُّ بـ طاقة حرارية.

ثانياً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

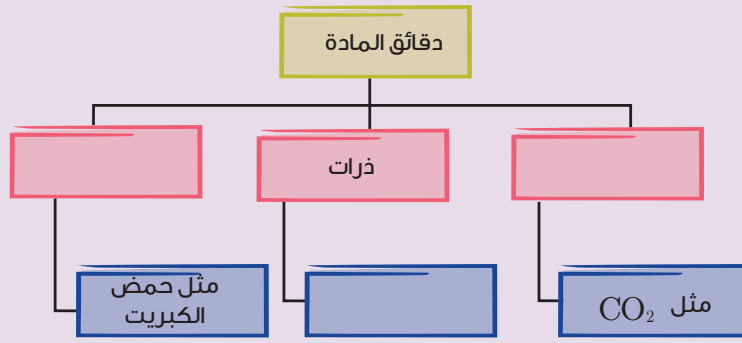
1. الحالة الفيزيائية للمادة الأكثر شيوعاً في الكون هي:
a. الحالة الصلبة b. الحالة السائلة c. حالة البلازما d. الحالة الغازية
2. التغيّر الفيزيائي ممّا يأتي هو:
a. الصدأ b. التسامي c. التحلّل الكهربائي d. الهدرجة
3. التغيّر الكيميائي ممّا يأتي هو:
a. التقطير b. الغليان c. الاحتراق d. التميّع
4. تُفصل مُكوّنات النفط بعملية:
a. التسامي b. التقطير البسيط c. التقطير التجزيئي d. الترشيح
5. أفضل طريقة لفصل الميثانول (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 الهيدروجين 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: أكمل خارطة المفاهيم الآتية:



سادساً: اكتب المُعادلة الكيميائية المعبرة عن تفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الكلور، مُوضّحاً الروابط التي تحطّمت، والتي تشكّلت.

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

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

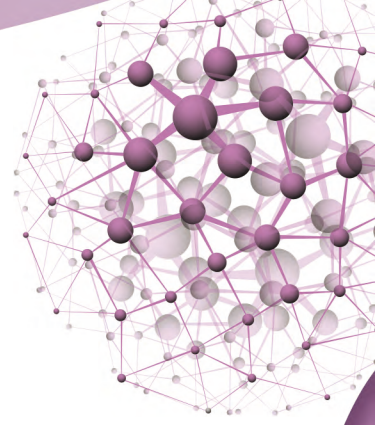
- ما الحالة الفيزيائية للصوديوم عند درجات الحرارة الآتية؟
 98°C ، 89°C ، 99°C ، 883°C .
- ارسم مخططاً بيانياً يوضح تغيّر درجة الحرارة بدلالة الزمن، بفرض أنّه يتمّ تسخين الصوديوم في شروط مناسبة من الدرجة 0°C إلى الدرجة 1000°C .
- وضح على الرسم الحالات الفيزيائية للصوديوم وعتبة الانصهار وعتبة الغليان.

تفكير ناقذ

نأخذ قارورة ماء مثلّجة مُحكّمة الإغلاق، ونضعها خارج الثلاجة. ماذا تلاحظ بعد فترة قصيرة؟ فسّر ذلك؟

أبحث أكثر

- ابحث في مكتبة المدرسة والشابكة عن:
1. كيفية استثمار التغيرات 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 والأسبوية والعالمية.

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

الأهداف:



- * يتعرّف التفاعلات التامة.
- * يتعرّف التفاعلات العكوسة.
- * يتعرّف تفاعلات الأكسدة والإرجاع.
- * يُعطي أمثلة على تفاعلات الأكسدة والإرجاع.
- * يُبين أهمية الأكسدة والإرجاع في الحياة العملية.

الكلمات المفتاحية:



- * التفاعلات التامة.
- * التفاعلات العكوسة.
- * الأكسدة.
- * الإرجاع.
- * العامل المؤكسد.
- * العامل المُرجع.

1-2 دلالات حدوث التفاعل الكيميائي

نشاط (1):

ألاحظ وأستنتج:



تفاعل النحاس مع حمض الآزوت المركز.



احتراق الخشب بأكسجين الهواء.

- تغيّر تركيب الخشب عند احتراقه وانتشار الحرارة.
 - عند تفاعل النحاس مع حمض الآزوت المركز يتلوّن المحلول بلون أزرق، وينطلق غاز لونه نارنجي.
- أستنتج: من دلالات حدوث التفاعل الكيميائي اختفاء مواد، تشكّل مواد، ظهور ألوان، انطلاق غازات، انتشار روائح وغيرها.

إضاءة



قبل القيام بتفاعلات كيميائية يجب الحذر، ومعرفة تأثيرها على صحّة الانسان. مثلاً: يُعدّ غاز NO_2 ضار بالصحة.

2-2 التفاعلات التامة

تجربة:

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

- أضع في أنبوب اختبار كمية قليلة من برادة حديد.
- أضيف كمية مناسبة من حمض كلور الماء إلى برادة الحديد.

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



برادة الحديد

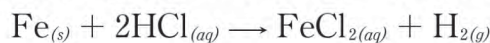


محلول حمض كلور الماء HCl



كلوريد الحديد II

- ألاحظ اختفاء برادة الحديد، وتشكّل مُركَّب لونه أخضر، وانطلاق فقاعات غازية.
- أقرب عود ثقاب مُشتعل من فوهة الأنبوب، فيحدث فرقة، ممّا يدلّ على انطلاق غاز الهيدروجين.
- يتفاعل حمض كلور الماء مع الحديد، ويتكوّن كلوريد الحديد II، وينطلق غاز الهيدروجين، وفق المُعادلة:



نتيجة:

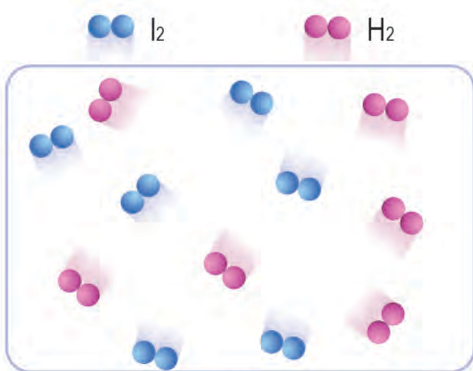
التفاعلات التامة: هي تفاعلات تحدث في اتجاه واحد، تتحوّل فيها المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة، ولا تستطيع المواد الناتجة أن تتفاعل مع بعضها في الشروط ذاتها، لتكوّن المواد المتفاعلة مرة أخرى.

نشاط (2):

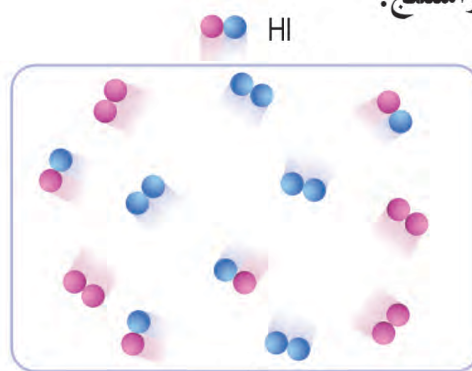
اذكر مثلاً عن تفاعل كيميائي يعتبر تاماً من بينك.

3-2 التفاعلات العكوسة

عند مزج حجم من بخار اليود ذي اللون البنفسجي، مع حجم مساو له من غاز الهيدروجين عديم اللون في وعاء مغلق، والتسخين إلى الدرجة 445°C ، نلاحظ أن اللون البنفسجيّ ينقص تدريجياً ثمّ يثبت. ألاحظ وأستنتج:



شكل 1

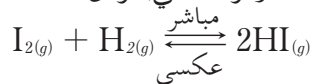


شكل 2

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

الأحظ: يتفاعل اليود مع الهيدروجين ويتكوّن يود الهيدروجين، الذي يتفكّك بالشروط ذاتها إلى اليود و الهيدروجين.

أي أنّ التفاعل يحدث باتجاهين متعاكسين (مباشر وعكسي) وفق المُعادلة:



نتيجة:

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

نشاط (3):

اكتب المُعادلة الكيميائية المعبّرة عن التفاعل العكوس بين غازي النتروجين والهيدروجين في شروط مناسبة لتكوّن غاز النشادر.

4-2 تفاعلات الأوكسدة والإرجاع

تجربة:

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

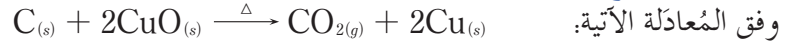
- أخلط كميةً من أكسيد النحاس II مع كميةٍ مُناسبةٍ من مسحوق الفحم.
- أركّب الجهاز المُبيّن في الشكل.
- أسخّن الأنبوب الذي يحوي الخليط السابق لدرجة حرارة مُناسبة، ماذا ألاحظ؟



• 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 المُعادلة الآتية:

ألاحظ من المُعادلة:

أنّ الكربون اكتسب الأكسجين، بينما أكسيد النحاس فقد الأكسجين.

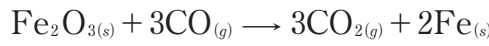
• العملية التي تكتسب فيها المادة الأكسجين تُسمّى تفاعل أكسدة.

• العملية التي تفقد فيها المادة الأكسجين تُسمّى تفاعل إرجاع.

• عمليتا الأكسدة والإرجاع متلازمتان.

نشاط (4):

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



— حدّد المادة التي اكتسبت الأكسجين، وماذا يُسمّى تفاعلها؟

— حدّد المادة التي فقدت الأكسجين، وماذا يُسمّى تفاعلها؟

إضاءة



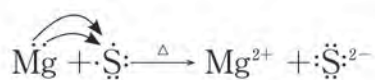
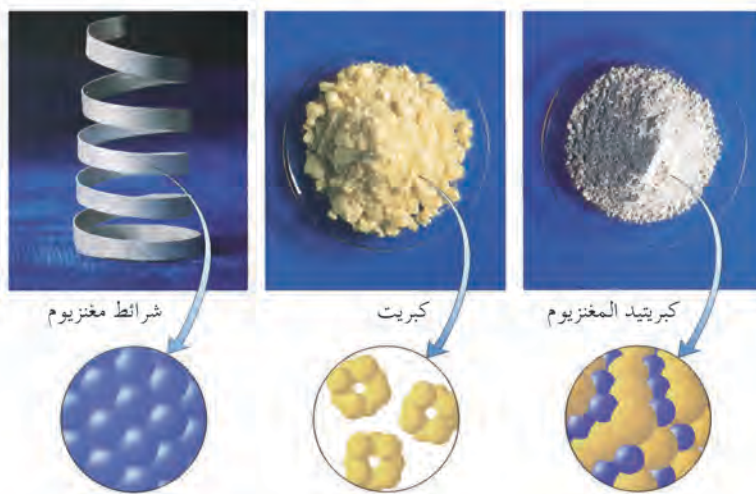
الأكسدة والإرجاع وفق المفهوم القديم
الأكسدة: كسب المادة للأكسجين أو الكلور أو فقد الهيدروجين
الإرجاع: خسارة الأكسجين أو الكلور من المادة أو اكتساب الهيدروجين

1-4-2 المفهوم الإلكتروني للأكسدة والإرجاع

ليس بالضرورة أن تترافق تفاعلات الأكسدة والإرجاع بالأكسجين، وبالتالي لا بدّ من التعرّف على مفهوم جديد للأكسدة والإرجاع، وهو المفهوم الإلكتروني.

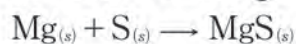
ألاحظُ وأستنتج:

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

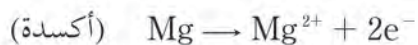


ألاحظ:

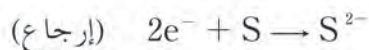
- عند تفاعل الكبريت مع المغنزيوم بالحرارة، يفقد المغنزيوم إلكترونين، وتُسمى عملية أكسدة، ويكتسب الكبريت إلكترونين، وتُسمى عملية إرجاع، ليتكوّن كبريتيد المغنزيوم MgS. وفق المُعادلة الآتية:



– يفقد المغنزيوم زوجاً إلكترونياً مُتحوّلاً إلى Mg^{2+} ، ويقوم بدور مُرجع.



– يكتسب الكبريت زوجاً إلكترونياً مُتحوّلاً إلى S^{2-} ، ويقوم بدور مُؤكسد.



نتيجة:

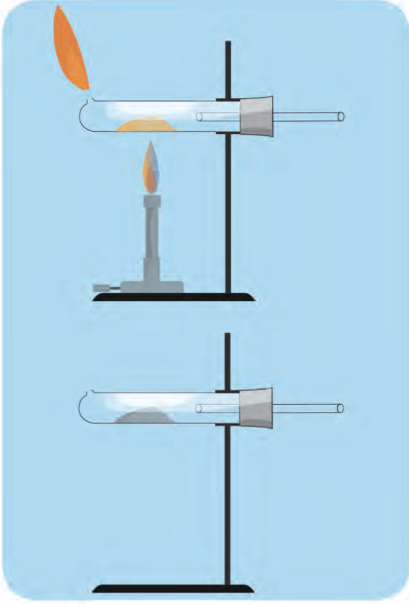
- تفاعل الأكسدة: هو التفاعل الذي يتم فيه فقدان إلكترونات.
- تفاعل الإرجاع: هو التفاعل الذي يتم فيه اكتساب إلكترونات.
- العنصر الذي يفقد الإلكترونات يُسمى عاملاً مُرجعاً.
- العنصر الذي يكسب الإلكترونات يُسمى عاملاً مُؤكسداً.

تطبيق:

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

- أكتب المُعادلة الكيميائية المُعبّرة عن التفاعل الحاصل:



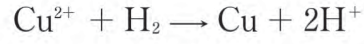


• أكتبُ المُعادلة بالشكل الأيوني:

$$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{e}^- + 2\text{H}^+$$
 فقدان إلكترونات (أكسدة)

• اكتساب إلكترونات (إرجاع) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

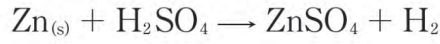
أجمعُ المُعادلتين:



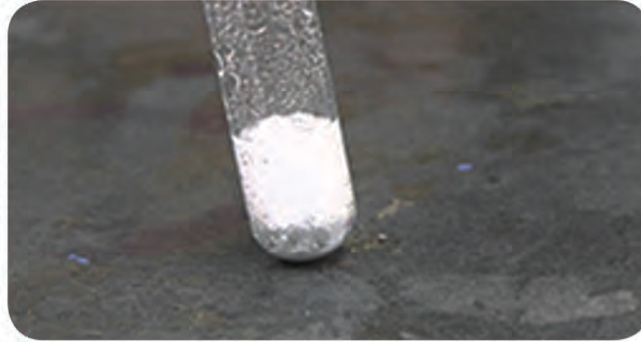
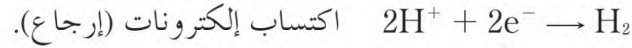
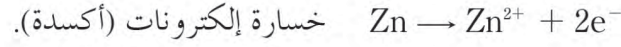
• أحدد العامل المؤكسد والعامل المُرجع.

• أفسّر لماذا لم يحدث تفاعل أكسدة أو إرجاع على عنصر الأوكسجين.

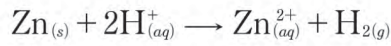
2. أكتب المُعادلة الكيميائية المُعبّرة عن تفاعل الزنك مع حمض الكبريت المُمدّد:



أكتب المُعادلة بالشكل الأيوني:



أجمعُ المُعادلتين:



• أحدد العامل المؤكسد والعامل المُرجع.

• أفسّر لماذا لم يحدث تفاعل أكسدة أو إرجاع على أيون الكبريتات؟

نشاط (5):

اكتب المُعادلة الكيميائية المُعبّرة عن تفاعل الحديد مع غاز الكلور، ثم حدّد وفق المفهوم الإلكتروني للأكسدة والإرجاع كلاً من: تفاعل الأكسدة وتفاعل الإرجاع والعامل المؤكسد والعامل المُرجع.

2-4-2 بعض تطبيقات الأوكسدة والإرجاع

- للأوكسدة والإرجاع في حياتنا تطبيقات عديدة، منها:
1. استحصال المعادن كالحديد والألمنيوم من فلزاتها.
 2. قصر الألوان كما في الأقمشة والورق.
 3. المُدخّرات والخلايا الكهربائية.



الحصول على الحديد في الفرن العالي



إنتاج الورق



مدخّرات كهربائية

تعلمت

- التفاعلات التامة: هي تفاعلات تحدث في اتجاه واحد، تتحوّل فيها المواد المُتفاعلة إلى مواد ناتجة، ولا تستطيع المواد الناتجة أن تتفاعل مع بعضها في الشروط ذاتها، لتكوّن المواد المُتفاعلة مرة أخرى.
- تفاعلات العكوسة: هي تفاعلات تتمّ باتجاهين حيث إنّ المواد المُتفاعلة لا تُستهلك كلياً، لأنّ المواد الناتجة تتفاعل فيما بينها لتعطي المواد المُتفاعلة في الشروط ذاتها.
- تفاعل الأوكسدة: هو التفاعل الذي يتمّ فيه فقدان إلكترونات.
- تفاعل الإرجاع: هو التفاعل الذي يتمّ فيه اكتساب إلكترونات.
- العنصر الذي يفقد الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُرجعاً.
- العنصر الذي يكسب الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُؤكسداً.

أختبر نفسي



أولاً: أملأ الفراغات الآتية بالكلمات المناسبة:

1. العنصر الذي ----- الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُرجعاً.
2. العنصر الذي ----- الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُؤكسداً.
3. الأكسدة والإرجاع حادثان ----- تتمّان في آنٍ واحد، ويُطلق عليهما تفاعلات -----
4. من أهمّ تطبيقات تفاعلات (الأكسدة والإرجاع) الحصول على ----- النقيّة، وصناعة المواد -----، وصناعة ----- الكهربائيّة.

ثانياً: أعطِ تفسيراً علمياً لكلِّ ممّا يأتي:

1. لا تُستهلك المواد المُتفاعلة كلياً في التفاعلات العكوسة.
2. التفاعلات التامة تتمُّ باتجاهٍ واحد.

ثالثاً: اكتب المعادلات المُعبّرة عن التفاعلات الآتية، مُحدّداً تفاعل الأكسدة والإرجاع، والعامل المُؤكسد والعامل المُرجع، وفق المفهوم الإلكتروني للأكسدة والإرجاع.

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

رابعاً: حلّ المسألة الآتية.

يتفاعل 2.5 mol من الألمنيوم مع كمّيّة كافية من حمض الكبريت المُمدّد، فينتج كبريتات الألمنيوم، وينطلق غاز الهيدروجين.

المطلوب:

1. اكتب المُعادلة الكيميائيّة المُعبّرة عن التفاعل الحاصل، ثمّ وازنها.
2. أعد كتابة المُعادلة بالشكل الأيوني، ثمّ حدّد تفاعل الأكسدة وتفاعل الإرجاع.
3. احسب عدد مولات الملح الناتج.
4. احسب كتلة حمض الكبريت المتفاعل.
5. احسب حجم غاز الهيدروجين المُنتج مُقاساً في الشرطين النظاميين.
علماً أنّ: (H:1 Al:27 S:32 O:16)

تفكير ناقد

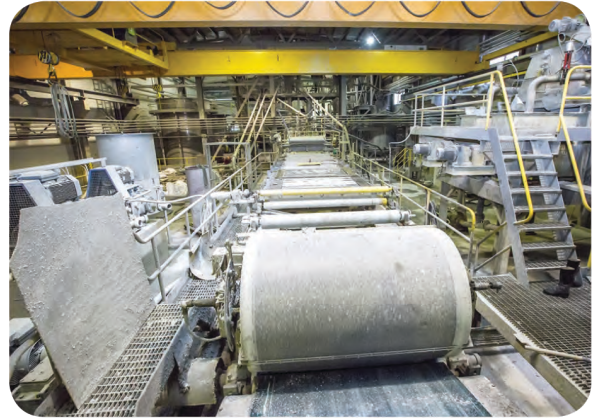


عند تعرّض قطعة من الحديد للهواء الرطب يتشكّل الصدأ، أيّهما أكبر كتلة الحديد أم كتلة الصدأ؟ فسّر إجابتك.

ابحث في مكتبة المدرسة والشابكة عن أنواع المواد المُستعملة في إطفاء الحريق، مُبيّنًا آلية عملها وكيفية استعمالها.

مشروع التفاعلات الكيميائية

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



هدف المشروع:

التعرّف إلى إحدى الصناعات في سوريا.

مراحل المشروع:

أولاً - التخطيط:

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

ثانياً - التنفيذ:

1. توزيع طلاب الصف إلى مجموعات.
2. تحديد مهمة كل مجموعة:
القيام برحلة علمية إلى إحدى المنشآت الصناعية القريبة من المكان الذي تسكن فيه، أو رحلة إلكترونية عبر الشبكة.

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

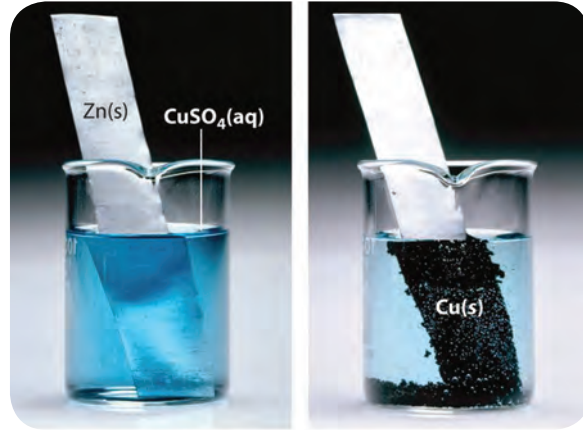
3. تبادل المعلومات بين المجموعات.
4. يُسلّم نسخة ورقية من البحث، أو نسخة إلكترونية.

ثالثاً - التقويم:

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

أسئلة الوحدة الأولى

أولاً: لديك التفاعل المُمثل بالمعادلة الآتية: $Zn_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \rightarrow Cu_{(s)} + ZnSO_{4(aq)}$



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

1. العنصر الذي تأكسد هو:
 - a. الأكسجين
 - b. الكبريت
 - c. الزنك
 - d. النحاس
2. العنصر الذي أُرجع هو:
 - a. الأكسجين
 - b. الكبريت
 - c. الزنك
 - d. النحاس
3. العامل المُرجع هو:
 - a. Zn
 - b. SO_4^{-2}
 - c. Cu^{+2}
 - d. S
4. العامل المؤكسد هو:
 - a. Zn^{+2}
 - b. SO_4^{-2}
 - c. Cu^{+2}
 - d. Zn
5. نوع هذا التفاعل:
 - a. اتحاد
 - b. احتراق
 - c. تفكك
 - 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

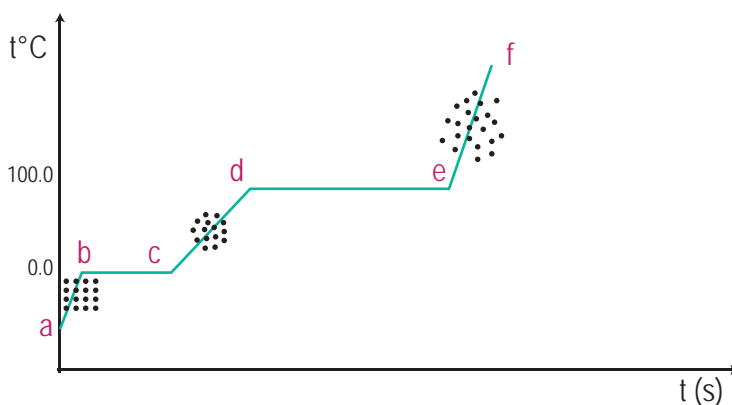
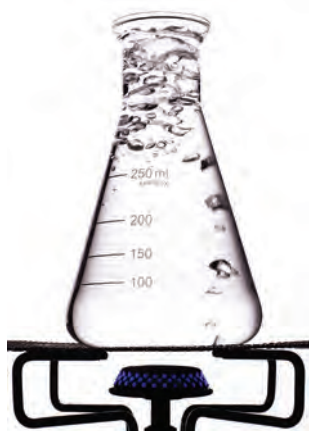
ثانياً: ضع المُصطلح المُناسب بين القوسين أمام كلّ من العبارات الآتية:

1. ----- تجمع لجسيمات صغيرة جداً، تشكّل غيوماً غازية أو أشعة متأينة.
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، بمعادلات كيميائية موزونة، ثم اكتب التفاعل الإلكتروني للأوكسدة، والتفاعل الإلكتروني للإرجاع:

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

رابعاً: يمثل المخطط المرسوم التحوّلات التي تطرأ على كمية من الماء المُقَطَّر تحت ضغط جوي نظامي:



المطلوب:

1. حدّد الحالات الفيزيائية للماء في كلّ 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.

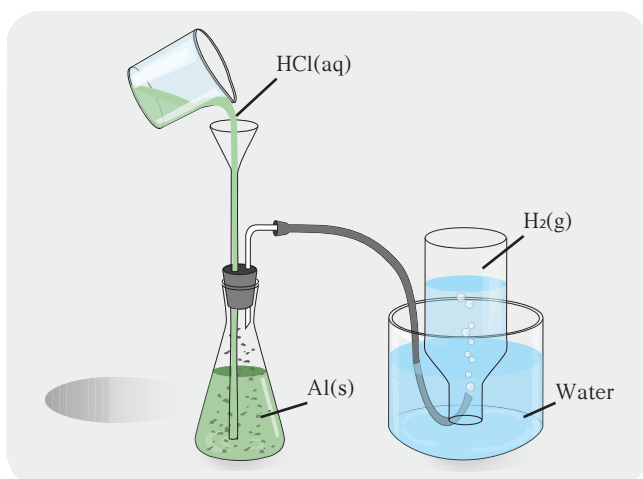
خامساً: اكتب المعادلات الكيميائية المعبّرة عن التفاعلات الآتية، ثم حدّد نوعه تماماً أو عكوساً:

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

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

المطلوب:

1. فسّر لماذا يُجمَع غاز الهيدروجين الناتج في أنبوب مُنكّس للأسفل في وعاء يحوي ماء.
2. كيف يُكشَف عن غاز الهيدروجين الناتج؟
3. اكتب المُعادلة الكيميائية المُتمثلة للتفاعل الحاصل، ثم حدّد نوع هذا التفاعل.
4. احسب كتلة الألمنيوم المُتفاعلة، إذا علمت أنّ حجم الغاز الناتج في الشرطين النظاميين 0.672 L.
(H: 1, Cl: 35.5, Al: 27)



الوحدة الثانية

المدارات الذرية والجدول الدوري

الأهداف العامة للوحدة :

- يتعرف الأعداد الكمومية.
- يتعرف قواعد التوزيع الإلكتروني.
- يتعرف الجدول الدوري للعناصر.
- يتعرف الدورية.

Atomic number العدد الذري

Electrons in each energy level الإلكترونات في كل مستوى طاقى

Elements symbol رمز العنصر

Elements name اسم العنصر

Average atomic mass متوسط الكتلة الذرية

Hydrogen هيدروجين

Alkali metals معادن قلوية

Alkaline earth metals معادن ترابية قلوية

Transition metals معادن انتقالية

Other metals معادن أخرى

Non metals لا معادن

Noble gases غازات نبيلة (خاملة)

Inner transition metals معادن انتقالية داخلية (نادرة)

Solid صلب

Liquid سائل

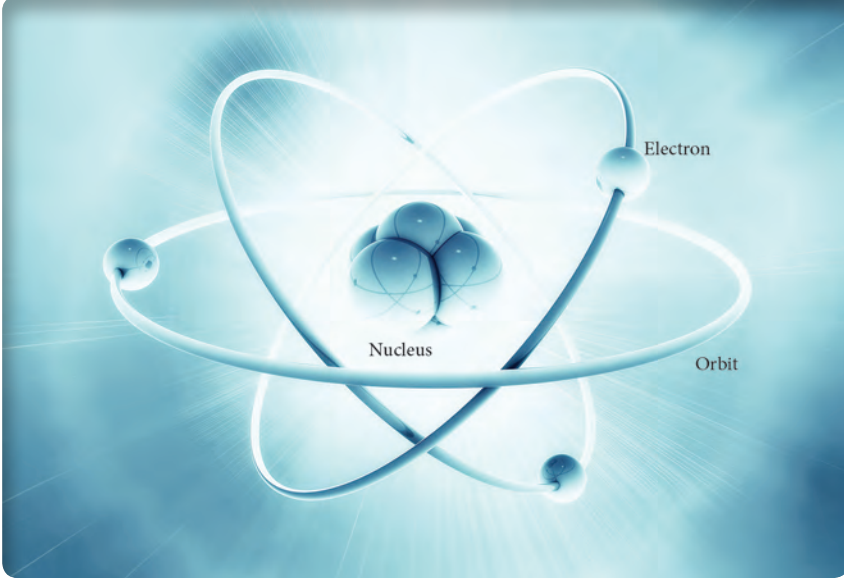
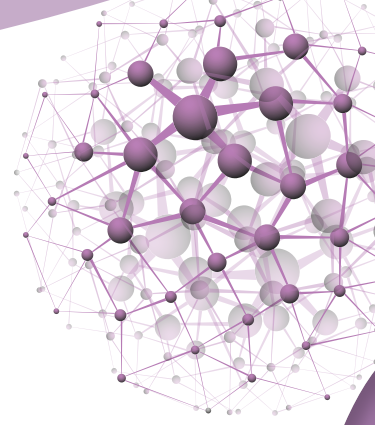
Gas غاز

غير موجود في الطبيعة
Not found in nature

1A	2A	3B										8B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A								
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20									
H Hydrogen 1.0079	He Helium 4.0026	Li Lithium 6.941	Be Beryllium 9.0122	B Boron 10.81	C Carbon 12.011	N Nitrogen 14.007	O Oxygen 15.999	F Fluorine 18.998	Ne Neon 20.179	Na Sodium 22.990	Mg Magnesium 24.305	Al Aluminum 26.982	Si Silicon 28.086	P Phosphorus 30.974	S Sulfur 32.06	Cl Chlorine 35.453	Ar Argon 39.948	K Potassium 39.098	Ca Calcium 40.08									
		Sc Scandium 44.956	Ti Titanium 47.90	V Vanadium 50.941	Cr Chromium 51.996	Mn Manganese 54.938	Fe Iron 55.847	Co Cobalt 58.933	Ni Nickel 58.71	Cu Copper 63.546	Zn Zinc 65.38	Ga Gallium 69.72	Ge Germanium 72.59	As Arsenic 74.922	Se Selenium 78.96	Br Bromine 79.904	Kr Krypton 83.80	Rb Rubidium 85.468	Sr Strontium 87.62									
		Y Yttrium 88.906	Zr Zirconium 91.22	Nb Niobium 92.906	Mo Molybdenum 95.94	Tc Technetium [97]	Ru Ruthenium 95.94	Rh Rhodium 102.91	Pd Palladium 106.4	Ag Silver 107.87	Cd Cadmium 112.41	In Indium 114.82	Sn Tin 118.69	Sb Antimony 121.75	Te Tellurium 127.60	I Iodine 126.90	Xe Xenon 131.30	Cs Cesium 132.91	Ba Barium 137.33									
		57-71										Hf Hafnium 178.49	Ta Tantalum 180.95	W Tungsten 183.85	Re Rhenium 186.21	Os Osmium 190.2	Ir Iridium 192.22	Pt Platinum 195.09	Au Gold 196.97	Hg Mercury 200.59	Tl Thallium 204.37	Pb Lead 207.2	Bi Bismuth 208.98	Po Polonium [209]	At Astatine [210]	Rn Radon [222]		
		Fr Francium [223]	Ra Radium 226.03	89-103										Rf Rutherfordium [261]	Db Dubnium [262]	Sg Seaborgium [263]	Bh Bohrium [264]	Hs Hassium [265]	Mt Meitnerium [266]	Ds Darmstadtium [268]	Rg Roentgenium [269]	Cn Copernicium [285]	Nh Nihonium [286]	Fl Flerovium [288]	Mc Moscovium [290]	Lv Livermorium [293]	Ts Tennessine [294]	Og Oganesson [294]
		Lanthanide Series سلسلة اللانثانيدات																										
		La Lanthanum 138.91	Ce Cerium 140.12	Pr Praseodymium 140.91	Nd Neodymium 144.24	Pm Promethium [145]	Sm Samarium 150.4	Eu Europium 151.96	Gd Gadolinium 157.25	Tb Terbium 158.93	Dy Dysprosium 162.50	Ho Holmium 164.93	Er Erbium 167.26	Tm Thulium 168.93	Yb Ytterbium 173.04	Lu Lutetium 174.97												
		Actinide Series سلسلة الأكتينيدات																										
		Ac Actinium [227]	Th Thorium 232.04	Pa Protactinium 231.04	U Uranium 238.03	Np Neptunium 237.05	Pu Plutonium [244]	Am Americium [243]	Cm Curium [247]	Bk Berkelium [247]	Cf Californium [251]	Es Einsteinium [254]	Fm Fermium [257]	Md Mendelevium [258]	No Nobelium [259]	Lr Lawrencium [260]												

1-2

المَدارات الذريّة



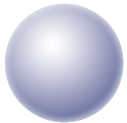
الأهداف:

- * يصف المدار الذري.
- * يصف سلوك الإلكترون على المدار الذري .
- * يتعرّف الأعداد الكمومية التي تصف المدار.
- * يتعرّف قواعد توزع الإلكترونات على المدارات.
- * يمثل التوزع الإلكتروني لبعض الذرات.

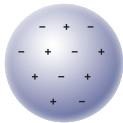
الكلمات المفتاحية:

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

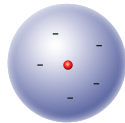
تطور مفهوم الذرة عبر التاريخ



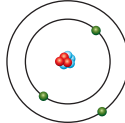
نموذج دالتون
1803



نموذج طومسون
1897



نموذج رذرفورد
1909



نموذج بور
1913

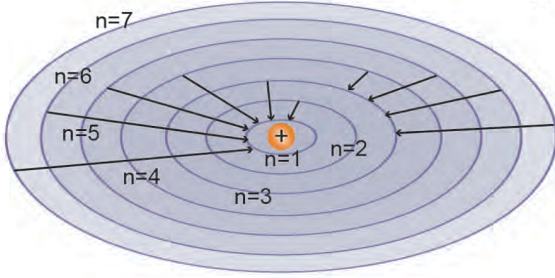


الكثافة الإلكترونية
1923



جون دالتون 1803	جوزيف طومسون 1897	ارنست رذرفورد 1909	نيلز بور 1913	النظرية الحديثة 1923
الذرة أصغر جزء من مكونات المادة	الذرة مؤلفة من شحنات موجبة وشحنات سالبة والذرة متعادلة كهربائياً	الذرة مؤلفة من نواة موجبة الشحنة والكثرونات سالبة الشحنة ومعظم حجم الذرة فراغ	تدور الإلكترونات حول النواة في مدارات محددة ولكل منها سوية طاقة محددة	تصف سلوك الإلكترون وموقعه في الفضاء المحيط بالنواة

1-1 السلوك الموجي للمادة :



استطاع **العالم بور** عام 1913 تفسير الطيف المرئي لذرة الهيدروجين، لكنه لم يستطع تفسير الخطوط الطيفية للذرات الأخرى.

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

واقترح **العالم دي برولي** أن كلَّ جُسيم مادي مُتحرِّك تُلازمه في حركته موجةٌ، يتناسب طولها عكساً مع سرعة الجُسيم.

إثراء: ★

العلاقة بين الجسيم وطول الموجه بحسب دي برولي $\lambda = \frac{h}{m.v}$
 λ طول الموجه، h ثابت بلانك، m كتلة الإلكترون، v سرعة الإلكترون.

2-1 مبدأ الشك أو عدم التعيين للعالم هايزنبرغ :

نشاط (1):

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



عند مُلامستهما في أثناء القياس سيتحرَّكان (يتغيَّر موضعهما) وبالتالي يكون القياس غير دقيق. هل يمكن تحديد موضع وسرعة جُسيم صغير جداً كالإلكترون يدور حول النواة في حيِّز صغير جداً؟

أجاب العالم هايزنبرغ على هذا السؤال أنه:

"لا يمكن تحديد موضع وكمية حركة جسيم صغير جداً كالإلكترون يتحرَّك في حيِّز صغير جداً بأن واحد وبدقة"، وهذا ما يدعى مبدأ الشك (عدم التعيين).

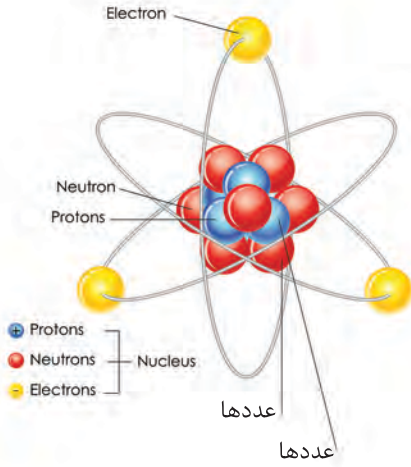
إضاءة



وصف هايزنبرغ مبدأه بالقول:

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

3-1 النظرية الحديثة لبنية الذرة :



تقوم على مفهومين أساسيين:

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

المدار الذري: هو منطقة ثلاثية الأبعاد يكون وجود الإلكترون فيها أكثر احتمالاً، وتكون على شكل غمامة إلكترونية، ولها أبعادٌ مُحدّدة عن النواة، تُسمّى نصف قطر المدار.

نشاط (2):

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

4-1 الأعداد الكمومية :

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

1-4-1 أولاً: العدد الكمي 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

- العدد الكمي الرئيسي يُحدّد البعد الأكثر احتمالاً للإلكترون عن النواة، ويُحدّد مستويات الطاقة الرئيسة للمدارات التي يتحرك عليها الإلكترون. ويأخذ القيم المبينة في الجدول الآتي:

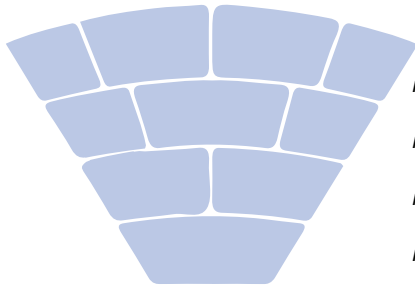
n	1	2	3	4	5	6	7
رمز السوية الطاقية الرئيسية	K	L	M	N	O	P	Q

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

نشاط (3):

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

2-4-1 ثانياً: العدد الكمي الثانوي ℓ :

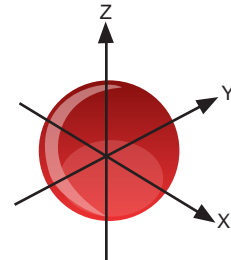
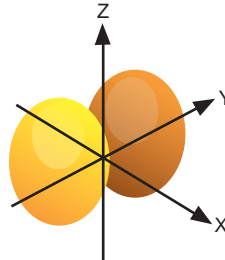
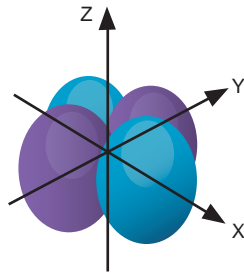
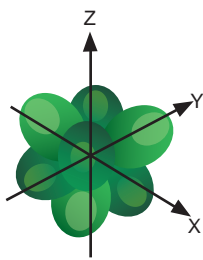


$n=4$ أربع سويات فرعية
 $n=3$ ثلاث سويات فرعية
 $n=2$ سويتان فرعتان
 $n=1$ سوية فرعية واحدة

يُحدّد عدد سويات الطاقة الفرعية في كلّ سوية رئيسية وهي: f, d, p, s ، ويُحدّد الشكل الهندسي لهذا المدار، ويأخذ القيم الصحيحة التي تتراوح بين الصفر و $n - 1$.

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

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



نشاط (4):

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

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

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

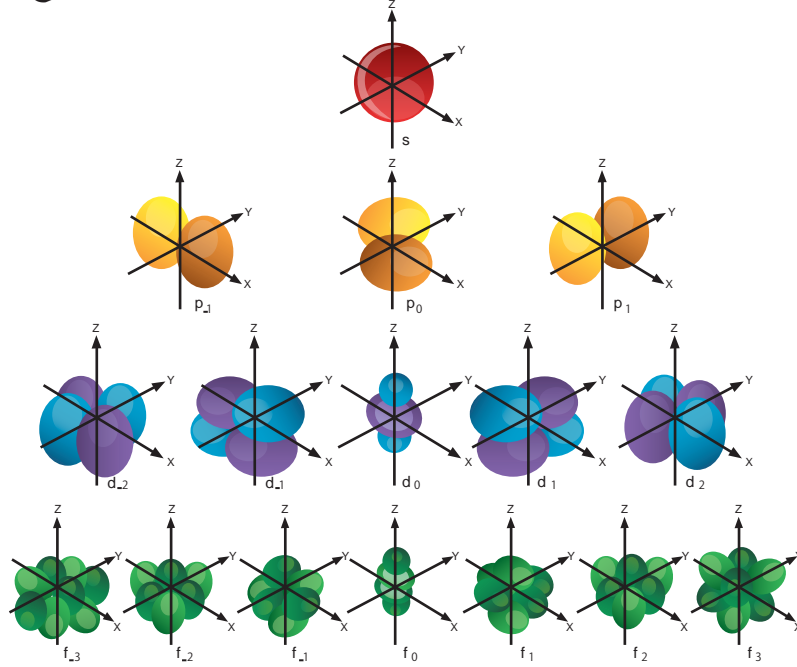
$$m = (-\ell, \dots, 0, \dots, +\ell)$$

$$m = 0 \quad \ell = 0 \quad \text{محطّ واحد من النوع } s$$

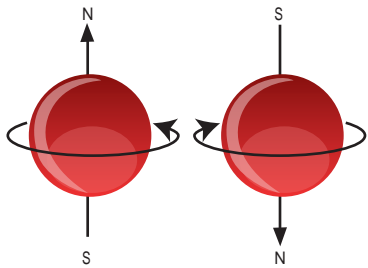
$$m = -1, 0, +1 \quad \ell = 1 \quad \text{ثلاثة محطّات مُتكافئة بالطاقة من النوع } p$$

$$m = -2, -1, 0, +1, +2 \quad \ell = 2 \quad \text{خمسة محطّات مُتكافئة بالطاقة من النوع } d$$

$$m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 \quad \ell = 3 \quad \text{سبعة محطّات مُتكافئة بالطاقة من النوع } f$$



4-4-1 رابعاً: العدد الكمي لف الذاتي m_s (Spin) :



- يُحدّد جهة دوران الإلكترون حول محور مار بمركزه.
- يُمثّل الإلكترون برسم سهم يشير إلى جهة دورانه حول محور.
- تتسع كلّ حجيرة (محطّ) في مدار لزوج من الإلكترونات المتعاكسة بجهة دورانها حول محور كلّ منها.

نشاط (5):

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

يتحرّك الإلكترون حول ذاته حركة مغزلية تؤدي لنشوء حقلٍ مغناطيسي.

5-1 التوزيع الإلكتروني في الذّات :

ماذا يُقصد بالتوزيع الإلكتروني؟

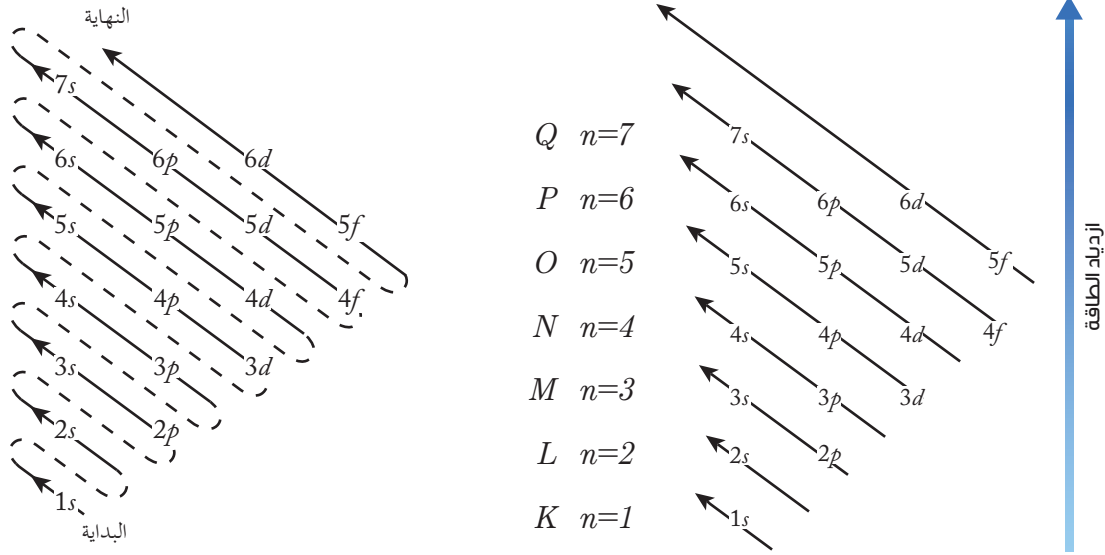
هو الكيفية التي تتوزع فيها الإلكترونات حول النواة ضمن الغمامة الإلكترونية.

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

و يتم ذلك وفق القواعد الآتية:

أولاً: مبدأ البناء (كليتشكو فيسكي):

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



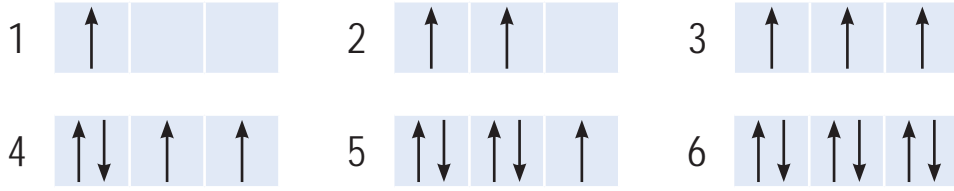
ألاحظ:

1. طاقة المحطّات في السويّة الفرعيّة تكون جميعها مُتساوية.
- مثلاً: المحطّات الثلاثة في السويّة الفرعيّة p (p_x, p_y, p_z) طاقتها مُتساوية.
2. طاقة السويّة $2p$ أعلى من طاقة السويّة $2s$.
3. إذا كان $n = 4$ فيكون تسلسل سويّات الطاقة الفرعيّة: $4s, 4p, 4d, 4f$.
4. طاقة المَدّار $4s$ أخفض من طاقة $3d$.

ازدياد الطاقة

ثانياً: قاعدة هوند:

لا يمكن لحجيرة كمّية في أيّ مدار أن تضمّ إلكترونين معاً قبل أن تضمّ كلّ حجيرات المدار إلكترونات واحداً.
مثال: يتمّ ملء المدارات p بالإلكترونات وفق الآتي:



ثالثاً: مبدأ باولي (مبدأ الاستبعاد):

لا يمكن أن يكون لإلكترونين في ذرّة واحدة الأعداد الكمّية الأربعة ذاتها، فإذا اتّفقا في الثلاثة الأولى فسوف يختلفان في عدد اللفّ الذاتي.

تطبيق:

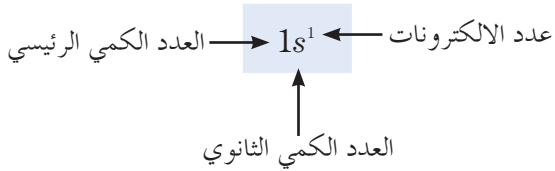
ذرّة الهليوم: ${}^2\text{He}: 1s^2$



رابعاً: الترميز الإلكتروني:

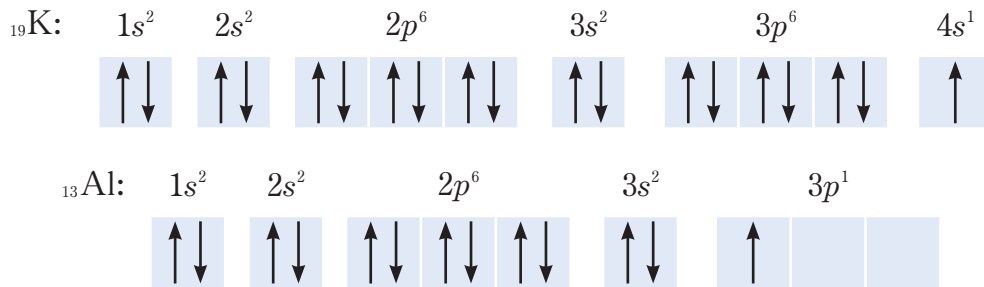
يعبّر عن سويات الطاقة الرئيسية، وسويات الطاقة الفرعية، وعدد الإلكترونات في سوية الطاقة الفرعية.

مثال:





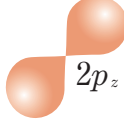


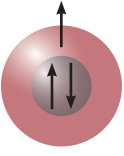
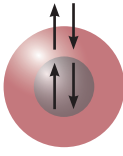
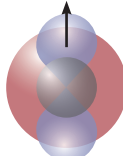
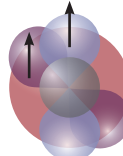
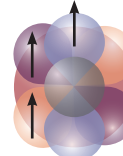
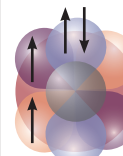
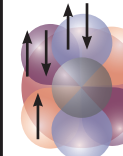
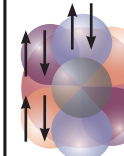


ذرّة الهيدروجين ${}^1\text{H}: 1s^1$

لاحظ التوزيع الإلكتروني للعناصر الآتية: ${}_{19}\text{K}$ ، ${}_{13}\text{Al}$



6-1 أمثلة على التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر:

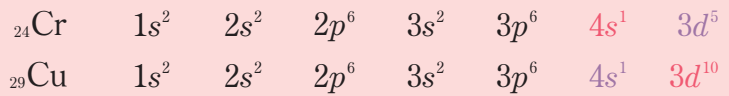
1 H $1s^1$						2 He $1s^2$	
							
3 Li $1s^2 2s^1$	4 Be $1s^2 2s^2$	5 B $1s^2 2s^2 2p^1$	6 C $1s^2 2s^2 2p^2$	7 N $1s^2 2s^2 2p^3$	8 O $1s^2 2s^2 2p^4$	9 F $1s^2 2s^2 2p^5$	10 Ne $1s^2 2s^2 2p^6$
							

إثراء:

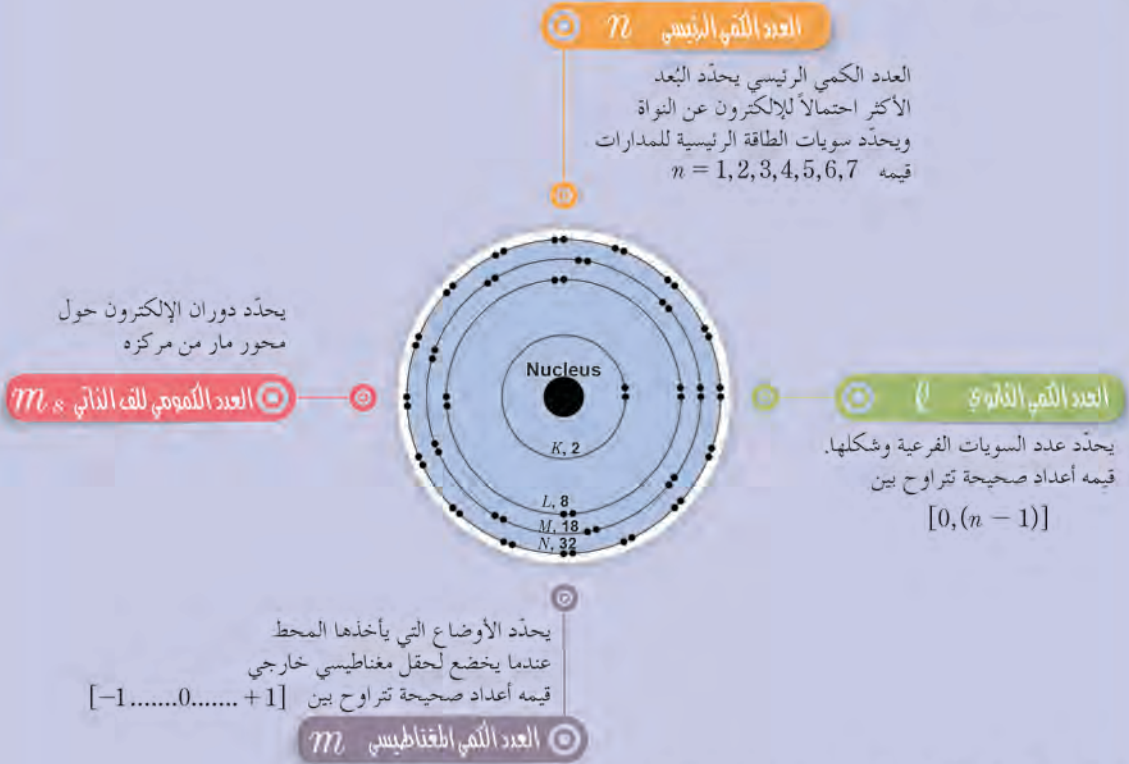


استثناءات التوزيع الإلكتروني:

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



- السلوك الموجي للمادة: يُصدر الإلكترون طاقةً على هيئة إشعاع عند انتقاله من مدار أبعد إلى مدار أقرب إلى النواة، ويمتصّ طاقةً عند انتقاله بالعكس، لذلك هو جسيم، ويسلك سلوك موجة.
- مبدأ الشك هايزنبرغ: لا يمكن تحديد موضع وكمية حركة أو سرعة جسيم صغير جداً كالإلكترون يتحرّك في حيز صغير جداً بأن واحد وبدقة.
- وصف المدار الذري: المنطقة ثلاثية الأبعاد التي يكون وجود الإلكترون فيها أكثر احتمالاً حول النواة.
- النظرية الحديثة لبنية الذرة: تقوم على مفهومين أساسيين. (للإلكترون طبيعة ثنائية (جسيم وموجه)، مبدأ الشك هايزنبرغ).
- تعين سويات الطاقة من خلال معرفة الأعداد الكمومية:



- يخضع التوزع الإلكتروني إلى ثلاث قواعد:
 1. مبدأ الاستبعاد: لا يمكن أن يكون لإلكترونين في ذرة واحدة الأعداد الكمومية الأربعة ذاتها.
 2. مبدأ البناء: إنّ الإلكترونات تملأ المدارات بدءاً من المدار ذي السوية الطاقة الأدنى وبالتدريج.
 3. قاعدة هوند: لا يمكن لحجيرة كمية في أيّ مدار أن تضمّ إلكترونين معاً قبل أن تضمّ كلّ حجيرات المدار إلكترونات واحداً.



أولاً: املأ الفراغات بالكلمات المناسبة:

1. عند انتقال الإلكترون من سوية طاقة أقرب إلى سوية طاقة أبعد عن النواة فإنه
2. سوية الطاقة الرئيسية الثانية تتكوّن من سويتين فرعيتين هما
3. العدد الكمومي الذي يُحدّد سويات الطاقة الفرعية هو
4. يختلف الإلكترونان الموجودان في المحطّ $1s$ في ذرّة الهليوم في العدد الكمومي

ثانياً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. السعة العظمى من الإلكترونات للسوية الطاقية الرئيسية M :
 a. 32 b. 18 c. 8 d. 2
2. تنتمي السوية الطاقية الفرعية f إلى السوية الطاقية الرئيسية:
 a. الأولى b. الثانية c. الثالثة d. الرابعة
3. القيم التي يأخذها العدد الكمومي l من أجل $n = 2$ هي:
 a. 1, 2, 3 b. 0, 1, 2 c. 0, 1 d. 1, 2
4. إذا كانت $(n = 3, l = 2)$ هذا يعني أنّ 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 ${}_{26}\text{Fe}$ يساوي 3 .
2. المدار $4p$ تكون فيه قيمة $n = 1$ ، $l = 4$.
3. السعة العظمى للسوية الطاقية الفرعية $3s$ هي إلكترونان.
4. العدد الأعظمي للإلكترونات التي تتسع لها سوية الطاقة الرئيسية الثالثة يساوي 8.

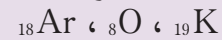
رابعاً: رتب السويات الطاقية الآتية، تبعاً لنقصان الطاقة:

$$2s, 5f, 3d, 4p$$

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



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



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

- a. العدد الذري للأكسجين.
- b. عدد المحطّات المُمثّلة.
- c. عدد الإلكترونات العزباء.

ثامناً: أكمل الجدول الآتي:

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

تفكير ناقذ

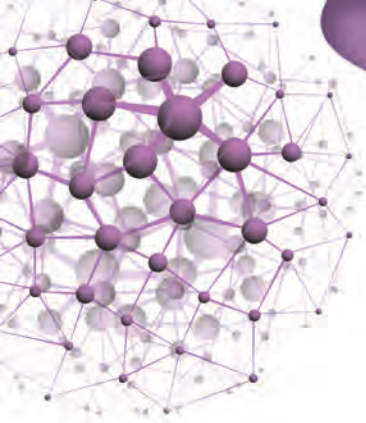


ناقش الفرق بين نموذج رذرفورد ونموذج بور والنظرية الحديثة لبنية الذرة.

أبحث أكثر



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

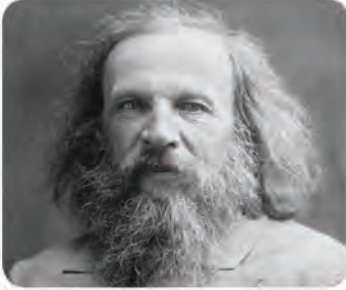


2-2 الجدول الدوري للعناصر



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

الجدول الدوري عند مندليف و تطوره



العالم الروسي ديمتري مندليف
1834-1907م

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

أجريت عدّة محاولات لإيجاد علاقات بين خاصيات هذه العناصر من بينها جدول مندليف، حيث لاحظ العالم الروسي ديمتري مندليف مفهوم الدورية أو التكرار في صفات العناصر المعروفة آنذاك، ورتبها وفقاً لكتلتها الذرية، وترك مواقع فارغة لإضافة عناصر جديدة لم يتم اكتشافها في ذلك الوقت، ومنها الغازات النبيلة.

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

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

الأهداف:



- * يتعرّف على الجدول الدوري.
- * يحدّد موقع عنصر في الجدول الدوري اعتماداً على البنية الذرية.
- * يستقرئ صفات عنصر ما من موقعه في الجدول الدوري.
- * يتعرّف الخواص الرئيسية لبعض الفصائل الكيميائية.
- * يثمن دور العلماء في تطوير الجدول الدوري.

الكلمات المفتاحية:



- * الفصائل.
- * الأدوار.
- * المعادن القلوية.
- * المعادن القلوية الترابية.
- * المعادن الانتقالية.
- * اللامعادن.
- * أشباه المعادن.
- * الهالوجينات.
- * الغازات النبيلة.
- * اللانثانيدات.
- * الأكتينيدات.

1-2 ترتيب الجدول الدوري الحديث:

نشاط (1):

ألاحظ وأستنتج:

1A 1 H Hydrogen 1.0079																	8A 2 He Helium 4.0026
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.0122											5 B Boron 10.81	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.179
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305	3B	4B	5B	6B	7B	8B	9B	10B	11B	12B	13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.06	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	Sc Scandium 44.956	21 Ti Titanium 47.88	22 V Vanadium 50.941	23 Cr Chromium 51.996	24 Mn Manganese 54.938	25 Fe Iron 55.847	26 Co Cobalt 58.933	27 Ni Nickel 58.71	28 Cu Copper 63.546	29 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.72	32 Ge Germanium 72.59	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.80
37 Rb Rubidium 85.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.22	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium (97)	44 Ru Ruthenium 95.94	45 Rh Rhodium 102.91	46 Pd Palladium 106.4	47 Ag Silver 107.87	48 Cd Cadmium 112.41	49 In Indium 114.82	50 Sn Tin 118.69	51 Sb Antimony 121.75	52 Te Tellurium 127.60	53 I Iodine 126.90	54 Xe Xenon 131.30
55 Cs Cesium 132.91	56 Ba Barium 137.33	57-71 Lanthanide Series	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.95	74 W Tungsten 183.85	75 Re Rhenium 186.21	76 Os Osmium 190.2	77 Ir Iridium 192.22	78 Pt Platinum 195.09	79 Au Gold 196.97	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.37	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89-103 Actinide Series	104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (262)	106 Sg Seaborgium (263)	107 Bh Bohrium (264)	108 Hs Hassium (265)	109 Mt Meitnerium (266)	110 Ds Darmstadtium (268)	111 Rg Roentgenium (269)	112 Cn Copernicium (285)	113 Nh Nihonium (286)	114 Fl Flerovium (289)	115 Mc Moscovium (290)	116 Lv Livermorium (293)	117 Ts Tennessine (294)	118 Og Oganesson (294)

سلسلة اللانثانيدات

57 La Lanthanum 138.91	58 Ce Cerium 140.12	59 Pr Praseodymium 140.91	60 Nd Neodymium 144.24	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium 150.4	63 Eu Europium (152)	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.93	66 Dy Dysprosium 162.50	67 Ho Holmium 164.93	68 Er Erbium 167.26	69 Tm Thulium 168.93	70 Yb Ytterbium 173.04	71 Lu Lutetium 174.97
---------------------------------	------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	----------------------------------	-------------------------------	----------------------------------	-------------------------------	------------------------------	-------------------------------	---------------------------------	--------------------------------

سلسلة الأكتينيدات

89 Ac Actinium (227)	90 Th Thorium 232.04	91 Pa Protactinium 231.04	92 U Uranium 238.03	93 Np Neptunium 237.05	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (254)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259)	103 Lr Lawrencium (260)
-------------------------------	-------------------------------	------------------------------------	------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	-----------------------------	--------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------

العدد الذري

11 Na Sodium 22.990

الإلكترونات في كل مستوى طاقي
Electrons in each energy level

رمز العنصر
Elements symbol

اسم العنصر
Elements name

متوسط الكتلة الذرية
Average atomic mass

1. ممّ 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 سوّيات الطاقة الرئيسية؟

• يتكوّن الجدول الدوري من مجموعة مُربّعات، كلّ مُربّع يحتوي: اسم العنصر، رمزه، عدده الذري، كتلته الذرية وتوزّعه الإلكتروني.

• رُتبت العناصر في المُربّعات حسب تزايد العدد الذري، في فواصل، وأدوار.

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

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

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

— الفئة p تتكوّن من ست فواصل، إلكتروناتها السطحية تشغل السوية الفرعية p ، تبدأ من 3A حتى 8A فصيلة الغازات النبيلة.

- أما الفئة d تتكوّن من عشرة أعمدة، وُضعت في ثماني فئات B تحتوي العناصر الانتقالية، وتمتاز عناصر هذه الفئة بامتلاء جزئي أو كلي للسوية الفرعية s من السوية الطاقية الرئيسية n ، وامتلاء جزئي أو كلي للسوية الفرعية d من السوية الطاقية الرئيسية $(n - 1)$.
- الفئة f تشمل العناصر الانتقالية الداخلية وتتميّز بامتلاء كلي للسوية الطاقية s الخارجية وامتلاء أو شبه امتلاء للسويات $4f, 5f$ ، وتحتوي أربعة عشر عموداً، هما مجموعتا اللانثانيدات والأكتينيدات 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، المغنيزيوم، الألمنيوم، الحديد والزنك.

المجموعة 2: الكربون، الأزوت، 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 بخصائصها الفيزيائية من حيث اللمعان، البريق والناقلية للكهرباء والحرارة، القدرة على السحب والطرق وغيرها، كما تتشابه بالخصائص الكيميائية فتميل إلى فقد الإلكترونات السطحية 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 بريق لها، تميل إلى كسب الإلكترونات (مثل عناصر المجموعة 2).
- 3. أشباه المعادن:** تقع على جانبي الخط المتعرج في الجدول الدوري لها خصائص فيزيائية وكيميائية مشابهة للمعادن واللامعادن معاً (مثل عناصر المجموعة 3).



الجرمانيوم من أشباه المعادن



زهر الكبريت



معدن الذهب

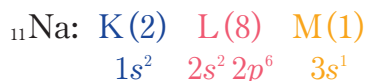
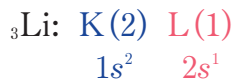
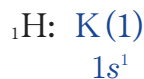
إثراء:



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

2-2 التوزيع الإلكتروني للعناصر والجدول الدوري :

ألاحظ التوزيع الإلكتروني للعناصر الآتية، ثم أجيب عن الأسئلة:



1. ما عدد الإلكترونات في الطبقة السطحية للعناصر السابقة؟

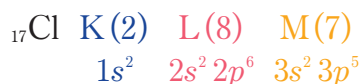
2. إلى أي فصيلة تنتمي هذه العناصر؟ ولماذا؟

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

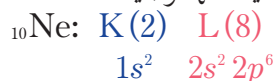
نشاط (3):

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

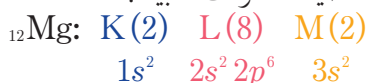
الحل:



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



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



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

نتيجة:



يحدّد موقع عنصر في الجدول الدوري من خلال التوزيع الإلكتروني للعنصر، حيث تُحدّد السوية الطاقية الرئيسية الأخيرة الدور الذي ينتمي له العنصر، أمّا الفصيلة فتُحدّد من خلال عدد الإلكترونات في السوية الطاقية الرئيسية الأخيرة.

نشاط (4):

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

3-2 استخدامات الجدول الدوري :

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

4-2 التعرف إلى بعض الفصائل الرئيسية في الجدول الدوري :

أولاً: فصيلة المعادن القلوية 1A :

تضم (الهيدروجين H، الليثيوم Li، الصوديوم Na، البوتاسيوم K، الروبيديوم Rb، السيزيوم Cs، والفرانسيوم Fr وهو عنصر مشع) وهي عناصر تنتهي جميعها بالكاتيون تكافؤ واحد في السوية الفرعية s، ويعتبر الهيدروجين من اللامعادن.

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

ثانياً: فصيلة المعادن القلوية الترابية 2A :

تضم (البريليوم Be، المغنيزيوم Mg، الكالسيوم Ca، السترانسيوم Sr، والراديوم Ra وهو عنصر مشع). وهي عناصر تنتهي جميعها بالكاتيون تكافؤ في السوية الفرعية s.

- طاقة تأينها أعلى من المعادن القلوية، مما يجعلها أقل صفة معدنية منها وتعطي أيوناً موجباً M^{+2} .
- تمتاز المعادن القلوية الترابية ببريق أبيض فضي.
- تُعدّ المعادن القلوية الترابية أكثر قساوة من المعادن القلوية، إلا أنها أقل قدرة إرجاعية 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، إذ يتركز 98% منها في العظام والأسنان.

ثالثاً: الفصيلة 7A فصيلة الهالوجينات:

تضمّ (الفلور F، الكلور Cl، البروم Br، اليود I، والأستاتين At وهو عنصرٌ مُشعٌ)، تحتوي السوية السطحية على سبعة إلكترونات، إلكترونان منها في السوية s، وخمسة منها في السوية p، تميل هذه العناصر إلى كسب إلكترون والتحوّل إلى أيون سالب X^{-1} ، ويُعدّ الفلور أكثر العناصر كهرسلبية.

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

رابعاً: الفصيلة 8A فصيلة الغازات النبيلة:

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

- تميّز طبقة إلكترونية خارجية مشبعة $1s^2$ في الهليوم، و $ns^2 np^6$ في باقي عناصر الفصيلة.
- توجد في الحالة الذرية (أحادية الذرة)، كما أنّها لا تكوّن روابط مع ذرات عناصر أخرى.
- يصعب تحويل الغازات النبيلة إلى الحالة السائلة أو الصلبة، بسبب ضعف قوى التجاذب بين ذرات الغاز، ويشدّ الهليوم في أنّه يشكّل جسمًا صلباً حقيقياً بفعل الضغط فقط، بغضّ النظر عن درجة الحرارة.
- تميّز بدرجات غليان منخفضة جداً، كما أنّ لها حرارة تبخّر صغيرة، لأنّ الفعل المتبادل بين ذرات الغاز النبيل ضعيفٌ، لاقتصاره على فعل قوى فاندرفالس فقط.
- تتناقض طاقة التأيّن من الهليوم إلى الرادون، ممّا يجعل الفاعلية الكيميائية لهذه الغازات تزداد مع العدد الذري. ولهذا فإنّه لا تُعرّف أية مركّبات كيميائية للهليوم والنيون والأرغون، بينما يمكن للكريبتون والكزينون تشكيل بعض المركّبات الثابتة مع عناصر أخرى.

- رُتبت العناصر في الجدول الدوري حسب أربع فئات (s, p, d, f) تمثل مستويات الطاقة الفرعية للذرة، التي تحوي إلكترونات التكافؤ.
- يحوي الجدول سبعة أسطر أفقية هي الأدوار، مُكَافئة لعدد مستويات الطاقة الرئيسية وثمانية فئات 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 المُتعرّج في الجدول.
- في أسفل الجدول زمرتان هما اللانثانيدات والأكتينيدات، تشكّلان مجموعة الأتربة النادرة.
- يُحدّد موقع عنصر في الجدول الدوري من خلال التوزّع الإلكتروني للعنصر، حيث تُحدّد السوية الطاقة الرئيسية الأخيرة الدور الذي ينتمي له العنصر، أمّا الفصيلة؛ فتحدّد من خلال عدد الإلكترونات في السوية الطاقة الرئيسية السطحية (الخارجية).
- تمتاز المعادن القلوية والقلوية الترابية بقدرة إرجاعية.
- تمتاز الهالوجينات بأنها عناصر كهرسلبية، ويُعدّ الفلور أكثرها كهرسلبية.
- تمتاز الغازات النبيلة بأنها جزيئات أحادية الذرة، وهي غازات يصعب إسالتها.

Periodic Table of the Elements

1 IA																	18 VIIA						
1 H Hydrogen 1.008																	2 He Helium 4.002602						
3 Li Lithium 6.94	4 Be Beryllium 9.0121831																	5 B Boron 10.81	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998463163	10 Ne Neon 20.1797
11 Na Sodium 22.98976928	12 Mg Magnesium 24.305																	13 Al Aluminium 26.9815385	14 Si Silicon 28.085	15 P Phosphorus 30.973761998	16 S Sulfur 32.06	17 Cl Chlorine 35.45	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078	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	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.630	33 As Arsenic 74.921595	34 Se Selenium 78.971	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.798						
37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.90584	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.90637	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium (98)	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.90550	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.8682	48 Cd Cadmium 112.414	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.757	52 Te Tellurium 127.60	53 I Iodine 126.90447	54 Xe Xenon 131.293						
55 Cs Caesium 132.90545196	56 Ba Barium 137.327	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 192.222	78 Pt Platinum 195.084	79 Au Gold 196.966569	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.38	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98040	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)						
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89 - 103 Actinoids	104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (268)	106 Sg Seaborgium (269)	107 Bh Bohrium (270)	108 Hs Hassium (285)	109 Mt Meitnerium (278)	110 Ds Darmstadtium (281)	111 Rg Roentgenium (283)	112 Cn Copernicium (285)	113 Nh Nihonium (286)	114 Fl Flerovium (289)	115 Mc Moscovium (289)	116 Lv Livermorium (293)	117 Ts Tennessine (294)	118 Og Oganesson (294)						

57 La Lanthanum 138.90547	58 Ce Cerium 140.12	59 Pr Praseodymium 140.90766	60 Nd Neodymium 144.242	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.92535	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.93033	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.93422	70 Yb Ytterbium 173.045	71 Lu Lutetium 174.9668
89 Ac Actinium (227)	90 Th Thorium 232.0377	91 Pa Protactinium 231.03688	92 U Uranium 238.02891	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259)	103 Lr Lawrencium (260)

أختبر نفسي



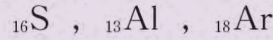
أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

1. الفلور من عناصر فصيلة:
 - a. المعادن القلوية
 - b. المعادن القلوية الترابية
 - c. الغازات النادرة
 - d. الهالوجينات
2. يُعدّ السيليكون:
 - a. معدن قلوي
 - b. شبه معدن
 - c. معدن انتقالي
 - d. معدن قلوي ترابي
3. يشبه الليثيوم عنصر:
 - a. الألمنيوم
 - b. الهيليوم
 - c. اليود
 - d. الصوديوم
4. توجد أشباه المعادن في الجدول الدوري فقط في الفئة:
 - a. d
 - b. p
 - c. f
 - d. s

ثانياً: اكتب اسم عنصرين لهما خاصيتان مُشابهة لعنصر الكالسيوم.

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

رابعاً: اكتب التوزع الإلكتروني للعناصر الآتية، وحدد موقعها في الجدول الدوري:



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

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

سابعاً: ضع كلمة صح أمام العبارة الصحيحة و صحح العبارة المغلوطة فيها في كل مما يأتي:

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

ثامناً: أكمل الجدول الآتي، اعتماداً على الجدول الدوري:

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

تاسعاً: أعطِ تفسيراً علمياً لكلِّ ممَّا يأتي:

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

عاشراً: اكتب رمز كلِّ ممَّا يأتي:

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

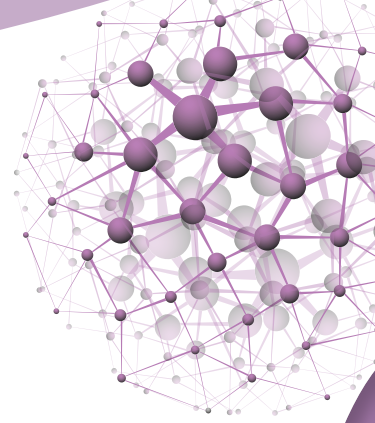
تفكير ناقده

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 دورية خاصيات العناصر



تنوّع خاصيات العناصر في الطبيعة، وتشكّل مناظر طبيعيةً مذهشةً في ألوانها وتدرّجها، كذلك فإنّ لعناصر الجدول الدوري خاصياتٍ دوريةً يتمّ الاستفادة منها في تكوين مركّبات ومواد جديدةٍ تلبي حاجات الإنسان ومُتطلباته.

الأهداف:



- * يتعرّف بعض الخاصيات الدورية لعناصر الجدول الدوري.
- * يبيّن تدرّج الخاصيات الدورية للعناصر عبر الدور والفضيلة.
- * يربط التدرّج في الخاصيات للعناصر مع التوزّع الإلكتروني لها.
- * يتعرّف قاعدة الثمانية.
- * يوظف قاعدة لويس بالترميز النقطي لإلكترونات التكافؤ.

الكلمات المفتاحية:



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

1-3 نصف قطر الذرة:

نشاط (1):

ألاحظ وأستنتج:

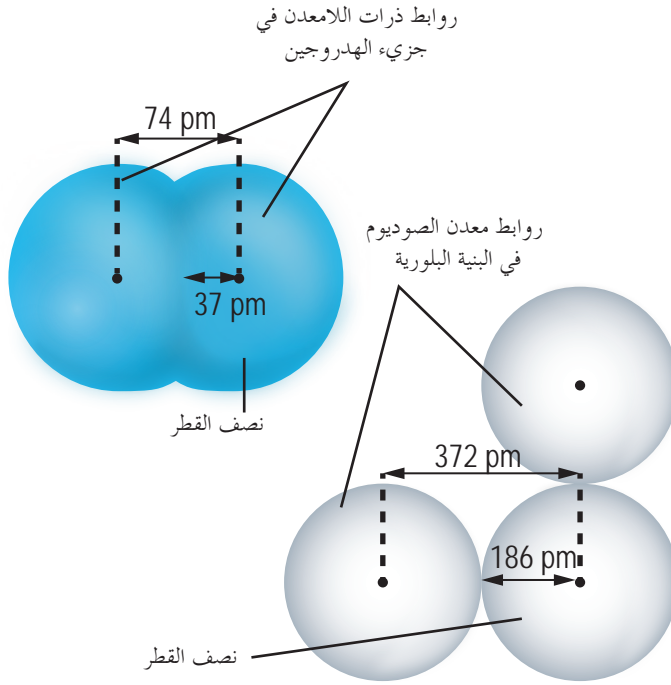
1. ما دلالة القيمة 186 pm في معدن الصوديوم؟ و 37 pm في جزيء الهيدروجين؟
2. ما دلالة القيمة 372 pm في معدن الصوديوم؟ و 74 pm في جزيء الهيدروجين؟

أستنتج:

- نصف قطر الذرة للمعادن ومنها الصوديوم يعرف بنصف المسافة بين نواتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر.
- أما بالنسبة للعناصر التي توجد على شكل جزيئات، ومنها اللامعادن (الهيدروجين) فيعرف نصف قطر الذرة بنصف المسافة بين نوى الذرات المتطابقة والمتحدة كيميائياً بروابط فيما بينها.

- طول الرابطة هو المسافة بين نواتي ذرتين متحدين في الرابطة المشتركة، أو هو المسافة بين مركزي الأيونين في الرابطة الأيونية، ويسمى نصف القطر الأيوني.

ألاحظ و أجيب:



تعتمد أنصاف أقطار الذرات على نوع الروابط التي تكونها الذرات.

الرمز الكيميائي	نصف قطر الذرة	الحجم النسبي
H	37	
He	31	
Li	152	
Be	112	
B	85	
C	77	
N	75	
O	73	
F	72	
Ne	71	
Na	186	
Mg	160	
Al	143	
Si	118	
P	110	
S	103	
Cl	100	
Ar	98	
K	227	
Ca	197	
Ga	135	
Ge	122	
As	120	
Se	119	
Br	114	
Kr	112	
Rb	248	
Sr	215	
In	167	
Sn	140	
Sb	140	
Te	142	
I	133	
Xe	131	
Cs	265	
Ba	222	
Tl	170	
Pb	146	
Bi	150	
Po	168	
At	140	
Rn	140	

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

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

أستنج:



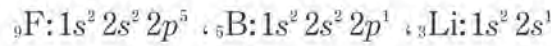
- يتناقص في الغالب نصف قطر الذرة عند الانتقال من يسار الدور إلى يمينه بازدياد العدد الذري. فكلما زادت شحنة النواة الموجبة زادت قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ، مما يسبب نقص قطر الذرة.
- يزداد في الغالب نصف قطر الذرة عند الانتقال من أعلى إلى أسفل الفصيلة بازدياد العدد الذري و يقسّر ذلك (رغم ازدياد الشحنة الموجبة للنواة):
 - ازدياد عدد السويات الطاقة الرئيسية.
 - تعمل السويات الممتلئة على حجب تأثير النواة على إلكترونات التكافؤ، فيقل التجاذب بينهما.
 - زيادة قوة التنافر بين الإلكترونات.

تطبيق:

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

الحل:

– لاحظ التركيب الإلكتروني لهذه العناصر.



- جميع هذه العناصر تقع في دور واحد.
 - يمكن ترتيبها بحسب تزايد نصف القطر الذري. (بازدياد العدد الذري يتناقص نصف القطر الذري)
- $\text{F} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{Li}$ تزايد

تطبيق:

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

الحل:

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

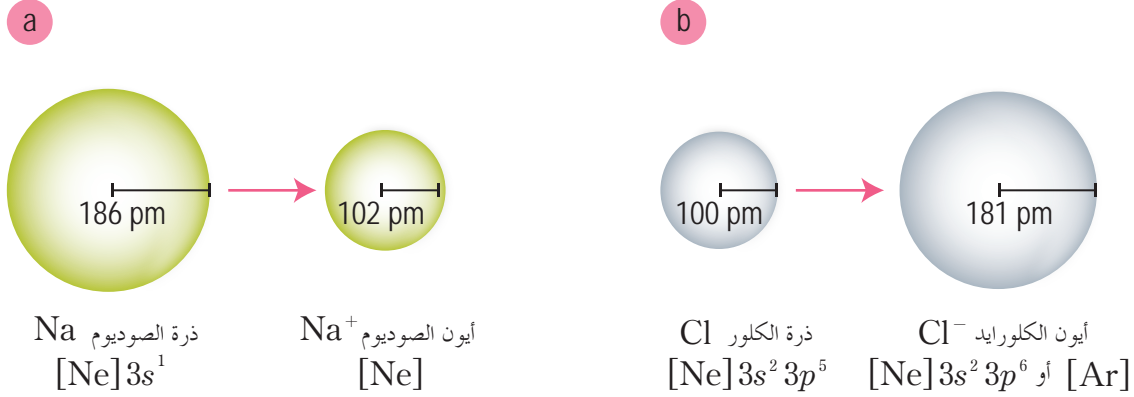
$$r = \frac{0.74}{2} = 0.37 \text{ \AA}$$

طول الرابطة = نصف قطر ذرة الهيدروجين + نصف قطر ذرة الكلور
 $r' = 1.29 - 0.37 = 0.92 \text{ \AA}$ نصف قطر ذرة الكلور

2-3 نصف قطر الأيون:

نشاط (2):

ألاحظ الشكل وأتساءل:



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

نستنتج:

- عندما تفقد الذرة الإلكترونات وتكون أيوناً موجباً يصغر حجمها. يُفسّر ذلك: إن فقدان إلكترون تكافؤ أو أكثر ينتج فراغاً في السوية الخارجية، مما يؤدي إلى نقصان في نصف القطر، وبالتالي يقل التنافر الكهربائي الساكن بين ما تبقى من الإلكترونات، بالإضافة إلى زيادة التجاذب بينها وبين النواة ذات الشحنة الموجبة، مما يسمح للإلكترونات بالاقتراب أكثر من النواة.
- عندما تكتسب الذرات إلكترونات وتكون أيونات سالبة يزداد حجمها. يُفسّر ذلك: إن إضافة إلكترون إلى الذرة يولد تنافراً كهربائياً ساكناً أكبر مع إلكترونات السوية الخارجية يدفعها بقوة نحو الخارج، ينتج عن ذلك زيادة المسافة بين الإلكترونات الخارجية، مما يؤدي إلى زيادة نصف القطر.

نشاط (3):

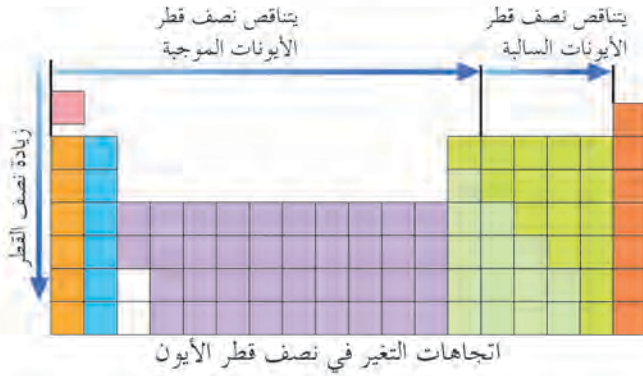
ألاحظ وأجيب:

1		2		13		14		15		16		17		نصف قطر الأيون	
Li 76	Be 31	B 20	C 15	N 146	O 140	F 133	K 138	Al 54	Si 41	P 212	S 184	Cl 181			الرمز الكيميائي
1+	2+	3+	4+	3-	2-	1-	1+	3+	4+	3-	2-	1-			الشحنة
															الحجم النسبي
Na 102	Mg 72	Ga 62	Ge 53	As 222	Se 198	Br 195									
1+	2+	3+	4+	3-	2-	1-									
K 138	Ca 100	In 81	Sn 71	Sb 62	Te 221	I 220									
1+	2+	3+	4+	5+	2-	1-									
Rb 152	Sr 118	Tl 95	Pb 84	Bi 74											
1+	2+	3+	4+	5+											
Cs 167	Ba 135														
1+	2+														

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

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

أستنتج:



إنّ العناصر التي في الجهة اليسرى من الجدول تكون أيونات موجبة أصغر حجماً، في حين تكون العناصر التي في الجهة اليمنى من الجدول أيونات سالبة أكبر حجماً في الغالب، وبالانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدور يتناقص حجم الأيون الموجب. وعند بداية الفصيلة الخامسة يتناقص حجم الأيون السالب الأكبر أيضاً تدريجياً.

- عند الانتقال من أعلى إلى أسفل الفصيلة، فإنّ إلكترونات السويات الخارجية في الأيون تكون في سويات طاقة أعلى، ممّا ينتج عنه زيادة في حجم الأيون. لذا يزداد نصف قطر كلٍّ من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى الأسفل خلال الفصيلة.

نشاط (4):

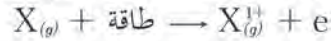
رتّب العناصر الآتية حسب تزايد نصف قطر الأيون لكلّ منها:



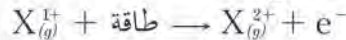
3-3 طاقة التأين:

ما المقصود بطاقة التأين؟

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



يدلّ هذا التعريف على طاقة التأين الأولى حيث تميّز العناصر المعدنية بقدرتها ذراتها على التخلّي عن إلكتروناتها الخارجية متحوّلة إلى أيونات تحمل شحنات موجبة. وهناك تأينات لاحقة خاصة بانتزاع إلكترونات إضافية من الذرات متعدّدة الإلكترونات. طاقة التأين الثانية هي الطاقة اللازمة لإجراء التفاعل:



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

إضاءة



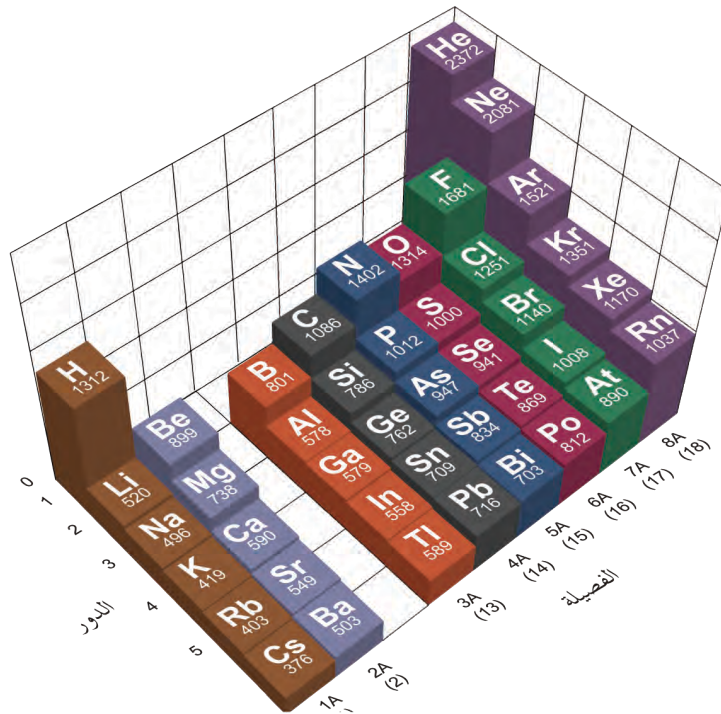
$$1\text{eV} = 1.6 \times 10^{-19} \text{ J}$$

إثراء:

طاقة التأين 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 خليطاً يسمّى هيلوكس - أكسجين مُخفَّف بالهليوم. لأنَّ طاقة تأين الهليوم العالية تقلِّل من دخول الأكسجين إلى الدم.

ألاحظ الشكل:

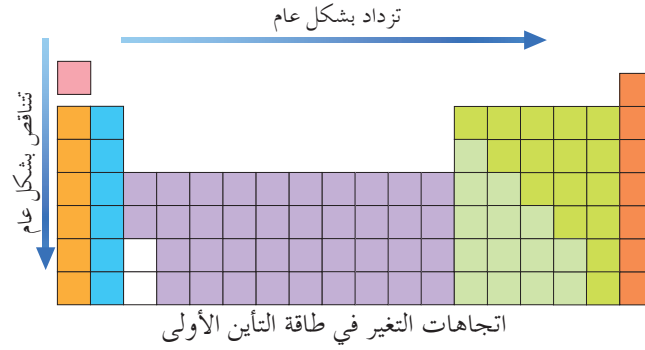


أسئلة وأجيب:

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

أستنتج:

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



أفكر ثم أفسر:

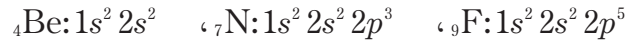
- الذرات التي لها قيم طاقة تأين كبيرة لا تميل إلى تكوّن الأيونات الموجبة، لأنّ طاقة التأين تشير إلى مدى تمسك نواة الذرة بالإلكترونات التكافؤ، وطاقة التأين الكبيرة تشير إلى تمسك النواة بهذه الإلكترونات بشكل كبير.
- إنّ لطاقة تأين الليثيوم المنخفضة أهمية في صنع الخلايا الكهربية الجافة (البطاريات) للحاسوب: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

تطبيق:

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

الحل:

اكتب التوزيع الإلكتروني لهذه العناصر:



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

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)		Cu -118	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar 0
4	K -48	Ca ~(0)		Ag -125	Ga -29	Ge -119	As -78	Se -195	Br -324	Kr 0
5	Rb -47	Sr ~(0)		Au -282	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 الإلكترونية لبعض العناصر بوحدة kJ/mol

نشاط (5):

ألاحظ الشكل وأتساءل:

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

أستنتج:

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

تعريف الألفة الإلكترونية بأنها: الطاقة المُتحررة عند انضمام إلكترون واحد إلى ذرة غازية مُعتدلة لتشكّل أيوناً غازياً سالباً في حالة مُستقرّة.



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

تغير الألفة الإلكترونية عبر الدور والفصيلة في جدول التصنيف الدوري:

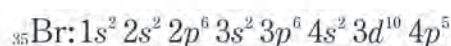
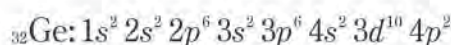
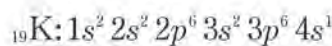
- في الدور الواحد تزداد الألفة الإلكترونية بازدياد العدد الذري (من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري)، وذلك لازدياد شحنة النواة (ازدياد عدد البروتونات)، وهذا ما يزيد من جذب النواة للإلكترونات.
- في الفصيلة الواحدة تقلّ الألفة الإلكترونية بازدياد العدد الذري (من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري)، وذلك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

تطبيق:

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

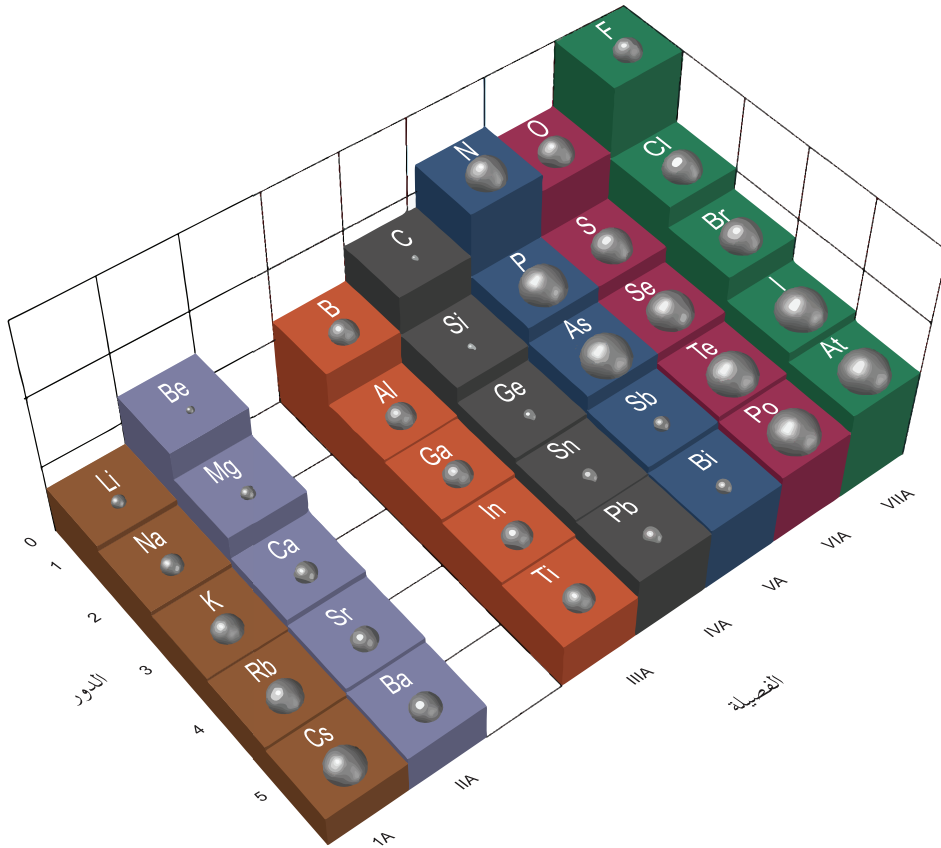
الحل:

اكتب التوزيع الإلكتروني لهذه العناصر:



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





تغير الكهرسلبية لعناصر الفصائل A.

ألاحظ الشكل وأتساءل:

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

أفكر ثم أجيب:

- الفلور F أكثر العناصر كهرسلبية بقيمة 3.98 في حين أن السيزيوم والفرنسيوم أقل العناصر كهرسلبية بقيمة 0.7 و 0.79 على الترتيب.
- تعرّف الكهرسلبية بأنها مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية، ويكون للذرة الأكثر كهرسلبية قوّة جذب أكبر للإلكترونات الرابطة.
- لم تُعَيَّن قيم الكهرسلبية للغازات النبيلة، لأنها تشكّل عدد قليل من المركّبات.
- تقلّ الكهرسلبية في الفصيلة بزيادة العدد الذري (أي كلّما اتّجهنا إلى الأسفل)، بسبب زيادة نصف قطر الذرة، وتأثير حجب السويات الممتلئة لقوى جذب النواة، وزيادة التنافر بين الإلكترونات.
- تزداد الكهرسلبية في الدور بزيادة العدد الذري، بسبب نقص نصف قطر الذرة، وزيادة شحنة النواة، وزيادة قوى الجذب الكهربائي.

تزايد الكهرسلبية

تناقص الكهرسلبية																																			
1	H 2.20																			2	He														
3	Li 0.98	4	Be 1.57													5	B 2.04	6	C 2.55	7	N 3.04	8	O 3.44	9	F 3.98	10	Ne								
11	Na 0.93	12	Mg 1.31													13	Al 1.61	14	Si 1.90	15	P 2.19	16	S 2.58	17	Cl 3.16	18	Ar								
19	K 0.82	20	Ca 1.00	21	Sc 1.36	22	Ti 1.54	23	V 1.63	24	Cr 1.66	25	Mn 1.55	26	Fe 1.83	27	Co 1.88	28	Ni 1.91	29	Cu 1.90	30	Zn 1.65	31	Ga 1.81	32	Ge 2.01	33	As 2.18	34	Se 2.55	35	Br 2.96	36	Kr
37	Rb 0.82	38	Sr 0.95	39	Y 1.22	40	Zr 1.33	41	Nb 1.6	42	Mo 2.16	43	Tc 2.10	44	Ru 2.2	45	Rh 2.28	46	Pd 2.20	47	Ag 1.90	48	Cd 1.69	49	In 1.78	50	Sn 1.96	51	Sb 2.05	52	Te 2.1	53	I 2.66	54	Xe
55	Cs 0.79	56	Ba 0.89	57	La 1.1	72	Hf 1.3	73	Ta 1.5	74	W 1.7	75	Re 1.9	76	Os 2.2	77	Ir 2.2	78	Pt 2.2	79	Au 2.4	80	Hg 1.9	81	Tl 1.8	82	Pb 1.8	83	Bi 1.9	84	Po 2.0	85	At 2.2	86	Rn
87	Fr 0.70	88	Ra 0.90	89	Ac 1.1	104	Rf 1.3	105	Db 1.5	106	Sg 1.7	107	Bh 1.9	108	Hs 2.2	109	Mt 2.2	110	Ds 2.2	111	Rg 2.4	112	Cn 1.9	113	Nh 1.8	114	Fl 1.8	115	Mc 1.9	116	Lv 2.0	118	Og		

قيم الكهرسلبية

إضاءة



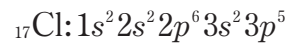
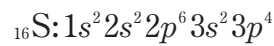
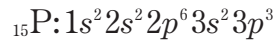
الكهرسلبية: هي خاصية من خاصيات الذرات في المركبات، بينما طاقة التأين والألفة الإلكترونية هما خاصيتان للذرات بحالتها المفردة.

نشاط (6):

هل يوجد ارتباط بين الكهرسلبية وحجم الذرة؟ فسّر ذلك.

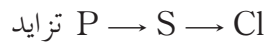
تطبيق:

اكتب التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر الآتية ثم رتبها حسب تزايد الكهرسلبية P¹⁵، S¹⁶، Cl¹⁷.



الحل:

ألاحظ أن جميعها تقع على دور واحد (الثالث).



نشاط (7):

ما الفرق بين الكهرسلبية والألفة الإلكترونية؟

6-3 الخصائص المعدنية واللامعدنية:

لا معادن										معادن										أشباه معادن							
1 IA H Hydrogen 1.008	2 IIA																		18 VIIIA He Helium 4.002602								
3 Li Lithium 6.94	4 Be Beryllium 9.0121831																	5 B Boron 10.81	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.99840323	10 Ne Neon 20.1797				
11 Na Sodium 22.98976928	12 Mg Magnesium 24.305																	13 Al Aluminium 26.9815385	14 Si Silicon 28.085	15 P Phosphorus 30.973761998	16 S Sulfur 32.06	17 Cl Chlorine 35.45	18 Ar Argon 39.948				
19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078	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	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.630	33 As Arsenic 74.921595	34 Se Selenium 78.971	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.798										
37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.90584	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.90637	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium (98)	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.90550	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.8682	48 Cd Cadmium 112.414	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.60	53 I Iodine 126.90447	54 Xe Xenon 131.293										
55 Cs Caesium 132.90545196	56 Ba Barium 137.327	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 192.227	78 Pt Platinum 195.084	79 Au Gold 196.966569	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.38	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98040	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)										
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89 - 103 Actinoids	104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (268)	106 Sg Seaborgium (269)	107 Bh Bohrium (270)	108 Hs Hassium (285)	109 Mt Meitnerium (276)																			

57 La Lanthanum 138.90547	58 Ce Cerium 140.26	59 Pr Praseodymium 140.90766	60 Nd Neodymium 144.242	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.92535	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.93033	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.93422	70 Yb Ytterbium 173.045	71 Lu Lutetium 174.9668
89 Ac Actinium (227)	90 Th Thorium 232.037	91 Pa Protactinium 231.03688	92 U Uranium 238.02891	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (288)	102 No Nobelium (289)	103 Lr Lawrencium (260)

لاحظ موقع كل من المعادن، واللامعادن، وأشباه المعادن في الجدول الدوري، ومن خلال دراستك سابقاً صف الخصائص العامة لكل منها. كيف تتغير الخصائص المعدنية واللامعدنية في الدور الواحد وفي الفصيلة الواحدة؟

المعادن:

1. هي عناصر تمتلئ طبقتها السطحية بأقل من نصف سعتها بالإلكترونات) أقل من 4 إلكترونات (مثل الصوديوم والمغنزيوم والألمنيوم).
2. تميل إلى فقد إلكترونات التكافؤ وتكوين أيونات موجبة.
3. تتميز بكبر نصف قطر الذرة وصغر كل من الألفة الإلكترونية وطاقة تأينها.
4. ناقلة جيدة للكهرباء لسهولة حركة وانتقال الإلكترونات بين الذرات من مكان لآخر داخل المعدن.

اللامعادن:

1. هي عناصر تمتلئ طبقتها السطحية بأكثر من نصف سعتها بالإلكترونات، مثل الفوسفور والأكسجين والكلور.
2. تميل إلى اكتساب إلكترونات التكافؤ وتكوين أيونات سالبة.
3. تتميز بصغر نصف قطر الذرة وكبر كل من الألفة الإلكترونية وطاقة تأينها.
4. غير ناقلة للكهرباء لصغر الحجم الذري وصعوبة فصل إلكترونات التكافؤ.

أشباه المعادن:

1. هي عناصر طبقتها السطحية ممتلئة بحوالي نصف سعتها.
2. لها مظهر المعادن ومُعظم خصائص اللامعادن وخصائصها وسط بين المعادن واللامعادن.
3. تستعمل في موصلات الترانزستور والأجهزة الكهربائية، لأن ناقليةتها الكهربائية أعلى من اللامعادن، وأقل من المعادن.

أستنتج:

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

7-3 قاعدة الثمانية:

أتساءل:

أكتب التوزع الإلكتروني لعنصر الصوديوم، وألاحظ البنية الإلكترونية لأيون الصوديوم. وأحدّد الإلكترونات في الطبقة الخارجية له، ثمّ أستنتج نصّ قاعدة الثمانية.

أتذكر:

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



ألاحظ أنّ التوزع الإلكتروني لأيون Na^+ مشابه للتوزع الإلكتروني للنيون (غاز نبيل).

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

ما فائدة قاعدة الثمانية؟

تكمن فائدة هذه القاعدة في تعيين نوع الأيون الذي يُنتجه العنصر، فالعناصر التي تقع على الجانب الأيمن من الجدول الدوري تكتسب عادة الإلكترونات لتحصل على التوزع الإلكتروني للغاز النبيل، ولهذا السبب تُنتج هذه العناصر أيونات سالبة، إلاّ أنّه بطريقة مُشابهة تُفقد العناصر التي على الجانب الأيسر من الجدول الدوري الإلكترونات لتنتج أيونات موجبة.

ألاحظ:

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

أتساءل:

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

8-3 إلكترونيات التكافؤ:

إلكترونيات التكافؤ: هي الإلكترونات الموجودة في السوية السطحية للعنصر.

– تكافؤ عنصر:

هو عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرة عند تكوين المركبات الكيميائية، وهذه الإلكترونات تشغل في ذراتها المأخوذة في حالتها المستقرة السويات ذات الطاقة العليا.

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

– قيم التكافؤات المألوفة لعناصر الفصائل:

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

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

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

IA							VIIIA
· H							He:
	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	
· 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 التوزيع الإلكتروني للعناصر الافتراضية الآتية: $({}_9Z, {}_6Y, {}_8X)$ ، ثم استنتج عدد إلكترونات التكافؤ في كل منها.

الحل:

لاحظ التوزيع الإلكتروني لهذه العناصر:

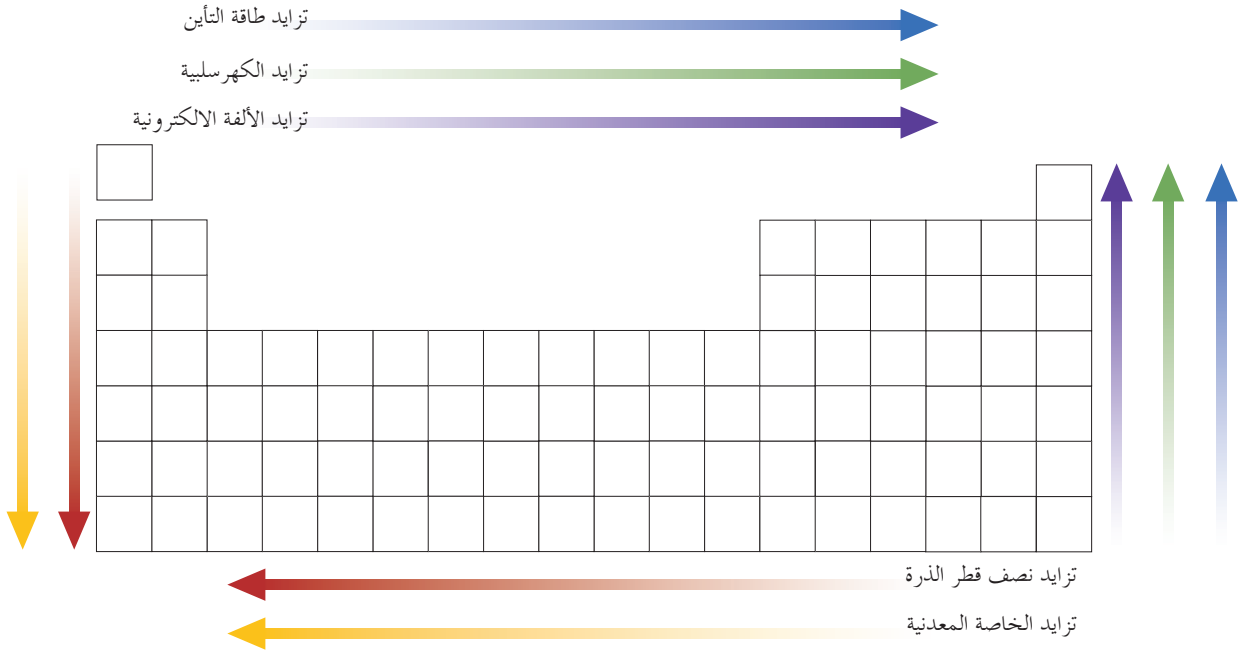
$${}_8X: 1s^2 2s^2 2p^4$$

$${}_6Y: 1s^2 2s^2 2p^2$$

$${}_9Z: 1s^2 2s^2 2p^5$$

نشاط (8):

- اكتب التوزع الإلكتروني لكل من البوتاسيوم والفلور، ثم أجب الأسئلة الآتية:
1. ماذا تحتاج كل ذرة لتحقيق قاعدة الثمانية؟ وما عدد إلكترونات التكافؤ؟
 2. ما موقع كل منهما في الجدول الدوري؟ وما تكافؤه؟
 3. اكتب تمثيل لويس لكل منهما.



- الخاصيات الفيزيائية والخاصيات الكيميائية تتغير دورياً تبعاً لأعدادها الذرية.
- نصف القطر الذري هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين ومترابطتين كيميائياً (وتُقَدَّر عادةً بالبيكومتر pm).
- أنصاف الأقطار الذرية لعناصر الدور الواحد تتناقص بازدياد العدد الذري (من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري) وتزداد بازدياد العدد الذري لعناصر الفصيلة الواحدة (من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري)
- طاقة التأين: هي الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون واحد من ذرة عنصر مُعَيَّن مُعتدلة الشحنة مأخوذة في الحالة الغازية، وتقَدَّر بوحدة $(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$.
- تزداد طاقة التأين لذرات عناصر الدور الواحد بازدياد العدد الذري (من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري)، وتتناقص لذرات الفصيلة الواحدة بازدياد العدد الذري (من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري).
- الألفة الإلكترونية: هي الطاقة الناتجة عندما تكتسب ذرةً غازيةً مُتعادلةً إلكترونًا واحدًا لتشكّل أيوناً غازياً سالباً، وتقَدَّر بوحدة $(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$.
- تزداد الألفة الإلكترونية في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري وتقلّ بازدياد العدد الذري في الفصيلة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل.
- الكهرسلبية: هي قدرة الذرة على جذب الإلكترونات في أيّ مركب كيميائي.
- تزداد كهرسلبية العناصر في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري، وتتناقص في الفصيلة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل.
- تكافؤ عنصر: هو عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرة عند تكوين المركبات الكيميائية. وتشغل المدارات ذات الطاقة العليا عندما تكون ذراتها مُستقرّة.
- زيادة العدد الذري تقل الصفة المعدنية، وتزداد الصفة اللامعدنية في الدور الواحد.
- زيادة العدد الذري تزداد الصفة المعدنية، وتقلّ الصفة اللامعدنية في الفصيلة الواحدة.



أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

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

الفصيلة التي تحتوي على أشباه معادن: a. IA b. IIA c. VA d. VIIIA

ثانياً: أعطِ تفسيراً علمياً لكلّ ممّا يأتي:

- يقبل نصف القطر الذري في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين.
- طاقة التأين للغازات النبيلة عالية.
- العناصر التي يكون لها طاقة تأين صغيرة نشيطةً كيميائياً.
- تزايد طاقة تأين العناصر المتتالية في الجدول الدوري عبر الدور.
- نصف قطر الأيون الموجب أقلّ من نصف قطر ذرّته.
- نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرّته.
- تستعمل أشباه المعادن في موصلات الترانزستور والأجهزة الكهربائية.

ثالثاً: أجب عن الاسئلة الآتية:

- أيّ العناصر الآتية: المغنيزيوم أم الكالسيوم أم البريليوم، نصف قطر أيونه أكبر؟ وأيها نصف قطر أيونه أصغر؟
- ما سبب اختلاف نصف قطر أيون اللامعدن ونصف قطر ذرّته؟
- حدّد أي من العنصرين له أكبر طاقة تأين في كلّ من الأزواج الآتية:

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

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



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- التقييم:

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

أسئلة الوحدة الثانية

أولاً: لديك الجدول الآتي:

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

بالاعتماد على الجدول السابق، اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

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

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

2. العنصر الذي نصف قطره أيونه أصغر من نصف قطره ذرته:

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

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

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

4. العنصر الذي ينتمي إلى العناصر القلوية الترابية:

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

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

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

6. العنصر الذي ينتمي إلى فصيلة الهالوجينات:

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

7. العنصر الأكثر طاقة تأين:

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

8. العنصر ذو نصف القطر الذري الأصغر:

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

9. العنصر الأقل ألفةً إلكترونية:

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

10. العنصر الأكثر كهروسلبية:

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

11. العنصر الذي ذرته أكبر حجماً:

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

12. عنصر التروجين تحوي سويته الطاقة الأساسية الخارجية (السطحية):

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

13. العنصر الذي سويته الطاقة الفرعية $2p$ مُمثّلة بستة إلكترونات:

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

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

Na⁺ .a Li⁺ .b O⁻ .c Be²⁺ .d

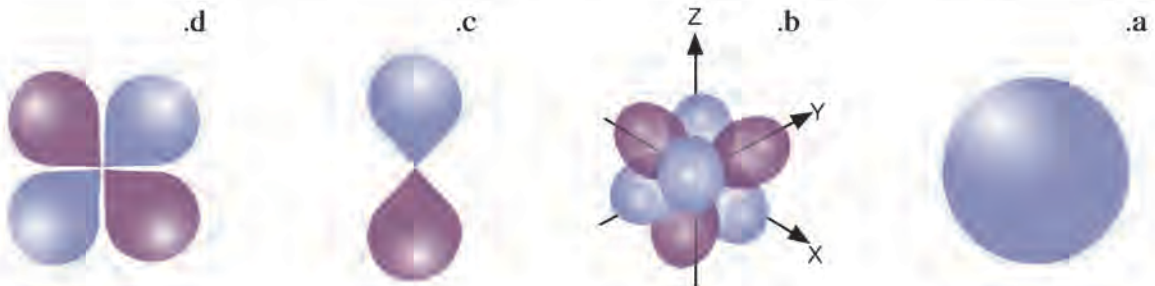
15. التوزع الإلكتروني لذرة عنصر الكربون:

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 الغزباء في ذرة الأكسجين:

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

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



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

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

19. التوزع الإلكتروني $[He]2s^2 2p^3$ لعنصر:

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

ثانياً: أعطِ تفسيراً علمياً لكلّ ممّا يأتي:

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

ثالثاً: أجب عن الأسئلة الآتية:

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

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

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 التوزع الإلكتروني لـ Ca_{20} ، ثمّ حدّد الأعداد الكمومية الأربعة للإلكترون السويّة الطاقة السطحيّة.

رابعاً: المُخطَّط البياني يُمثِّل دورية طاقة التأين الأولى لبعض العناصر بدلالة أعدادها الذريّة.
المطلوب:

1. رتّب عناصر الدور الثاني تصاعدياً حسب طاقة التأين الأولى لكلّ منها.
2. رتّب العناصر الآتية: Ca , S , N , He , Ne حسب طاقة التأين الأولى لكلّ منها.
3. حدّد عناصر الدور الثاني والثالث التي تشدُّ عن الخاصية الدورية لطاقة التأين الأولى. ثمّ حدّد الفصائل التي تنتمي إليها هذه العناصر.
4. حدّد العنصر الذي له أكبر قيمة لطاقة التأين الأولى. ثمّ فسّر سبب ارتفاع هذه القيمة.

