

سلسلة الراقبي

منها يقيم
MENDLEEV

في الكيمياء

جزء الشرح

الصف الثاني الثانوي

الفصل الدراسي الأول

فريق الإعداد

محمد مصطفى كريمة	هشام نصار	تامر البطش
يحيى حسن	طارق جمال داود	محمد محمدي
مهتاب السقا	محمد عبد الصبور	مصطفى علي حمود

الإشراف العام

أشرف شاهين

موقع
فدروز
التعليمي

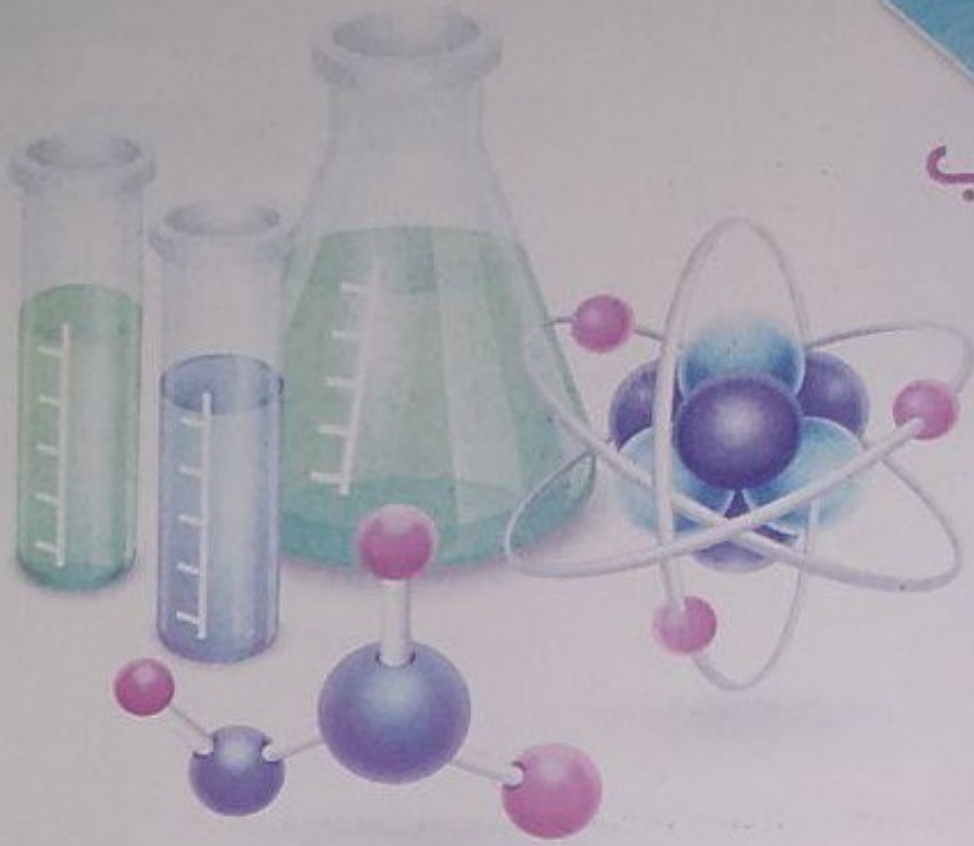
مراجعة

حسن حسين

بنية الذرة

1

الباب



موقع
فيدوز
التعليمي

محتويات الباب

- 1 الدرس • تطور مفهوم بنية الذرة
- 2 الدرس • طيف الانبعاث للذرات
- 3 الدرس • أعداد الكم
- 4 الدرس • قواعد توزيع الإلكترونات

تطور مفهوم بنية الذرة

تعددت إجهادات العلماء على مر العصور للوصول إلى الوصف الحالي للذرة من حيث تكوينها من نواة موجبة الشحنة وبداخلها بروتونات موجبة وليكترونات متعادلة، ويدور حول النواة إلكترونات سالبة الشحنة في مستويات الطاقة، وسوف نتناول في هذا الفصل بعض محاولات العلماء عبر العصور القديمة.



تصور ديموقراطيس (فلاسفة الإغريق)

- تخيل ان أي قطعة مادية يمكن تجزئتها إلى أجزاء ، وتجزئة هذه الأجزاء إلى ما هو أصغر منها حتى نصل إلى أجزاء صغيرة جداً لا يمكن تجزئتها وأطلق عليها اسم الذرة.

معلومات متضمنة

- المادة: هي كل ماله كتلة ويشغل حيز من الفراغ
- وحدة بناء المادة عند فلاسفة الإغريق هي الذرة
- كلمة Atom في اللغة الإغريقية تتكون من مقطعين:
 - a تعني لا
 - tom تعني تنقسم
 (أي لا تقبل الانقسام)

موقع
فدروز
التعليمي

تصور أرسطو

- رفض فكرة الذرة.
- تبني فكرة ان كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتكون من أربعة مكونات هي:
 - (الماء - الهواء - التراب - النار)
- اعتقد بإمكانية تحويل المعادن الرخيصة مثل الحديد والنحاس إلى معادن نفيسة مثل الذهب وذلك بتغيير نسب المكونات الأربعة فيها.
- بسبب تصديق العلماء لفكرة أرسطو أدى ذلك لشل تطور علم الكيمياء لأكثر من ألف عام وذلك بسبب إنشغال علماء الكيمياء بكيفية تحويل المعادن الرخيصة إلى معادن نفيسة وكل المحاولات باءت بالفشل.





اضف لمعلوماتك

يعتبر العالم ابن سينا هو أول من شكك في فكرة أرسطو بتحويل المعادن الرخيصة إلى معادن نفيسة بتغيير نسب مكوناتها الأربعة

تصور بويل

3



- رفض مفهوم أرسطو عن المادة.
- أعطى أول تعريف للعنصر.
- العنصر: مادة نقية بسيطة لا يمكن تحليلها إلى ما هو أبسط منها بالطرق الكيميائية المعروفة.

معلومات متضمنة



- المادة النقية وفقاً لتصور بويل هي مادة تحتوى على نوع واحد من الذرات فمثلاً: (Cl₂) يعتبر عنصراً لأنه يتكون من ذرتين من نفس النوع بينما NaCl لا يعتبر عنصراً لأنه يتكون من عنصرين مختلفين (الطرق الكيميائية المعروفة يقصد بها الضغط والحرارة)

نموذج ذرة دالتون

4



- أجرى العالم جون دالتون العديد من التجارب والأبحاث حتى تمكن من وضع أول نظرية ذرية على أساس نظري وتنص على:
 - (1) المادة تتكون من دقائق صغيرة جداً تسمى الذرات.
 - (2) كل عنصر يتكون من ذرات مصممة متناهية في الصغر وغير قابلة للتجزئة.
 - (3) ذرات العنصر الواحد متشابهة في الكتلة (الوزن).
- مثال: يتكون O₂ من ذرتين كل منهما تتشابه في الكتلة.
- (4) تختلف كتل الذرات من عنصر لآخر.
- مثال: كتلة ذرة Na تختلف عن كتلة ذرة Ca
- (5) تتكون المركبات من اتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة.



نموذج ذرة دالتون



ملحوظة هامة

- (١) إتفق دالتون مع فلاسفة الإغريق فى ان المادة تتكون من ذرات .
 (٢) إتفق دالتون مع فلاسفة الإغريق فى ان الذرة غير قابلة للتجزئة .
 (٣) وحدة بناء المادة عند فلاسفة الإغريق وجون دالتون هى الذرة .
 (٤) وحدة بناء المادة عند أرسطو هى الماء والهواء والتراب والنار .
 (٥) وحدة بناء المادة عند بويل هى العنصر .
 (٦) جون دالتون هو صاحب أول نظرية ذرية (على أساس نظرى) .
 (٧) أخطأ جون دالتون عندما وصف الذرة على أنها مصمتة ، لأنها كما سندرس فيما بعد ان الذرة معظمها فراغ .

- ◀ الذرة المجوفة (فارغة): هى ذرة فارغة تماماً من الداخل .
 ◀ الذرة المصمتة (غير فارغة): هى ذرة ممتلئة من الداخل .

موقع
فدروز
التعليمي

لاحظ الفرق بين كل من:

- (أ) المادة: قد تكون عبارة عن عنصر أو مركب أو مخلوط .
 (ب) العنصر: مادة نقية تحتوى على نوع واحد من الذرات .
 (ج) المركب: ناتج اتحاد كيميائي بين عنصرين مختلفين أو أكثر .
 (د) المخلوط: خلط (مزج) عنصرين أو أكثر مع بعضهما أو خلط مركبين أو أكثر مع بعضهما دون حدوث تفاعل كيميائي بين مكونات المخلوط (مثل الرمل والسكر) .

1

تدريب

1 أيا من الأشكال التالية يمثل عنصراً؟



(a)



(b)



(c)



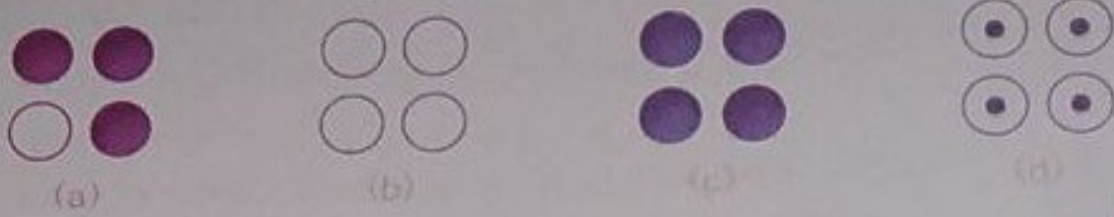
(d)

الإجابة

(d) لان طبقا لمفهوم بويل فإن العنصر مادة نقية أى ان جميع ذراته من نفس النوع .



2 أيا من الأشكال التالية تعبر عن مفهوم الذرة طبقاً لنموذج دالتون؟



الإجابة

لأنه طبقاً لنموذج دالتون كل عنصر يتكون من ذرات مصمتة ومتناهية في الصغر.

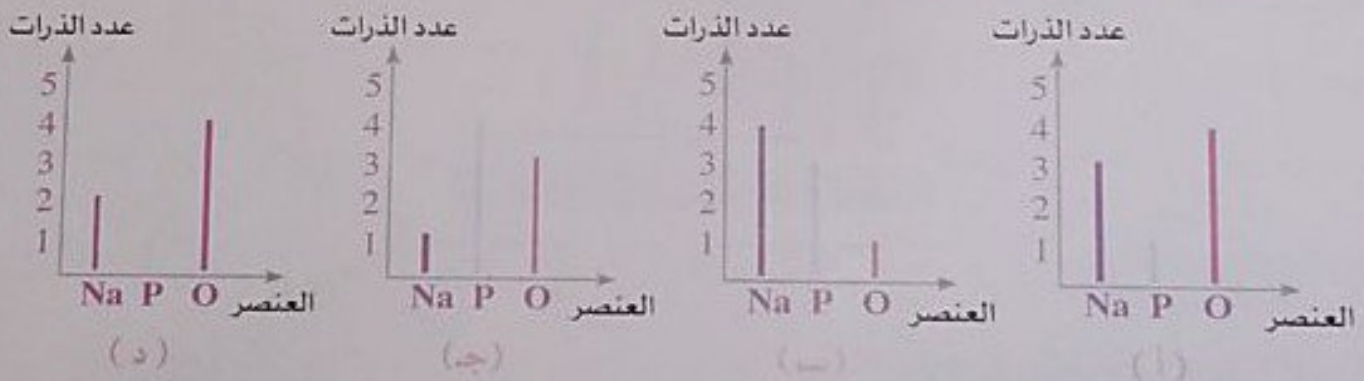
3 حدد أيا من الأشكال التالية يمثل عنصر، مركب، مخلوط.....



الإجابة

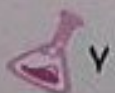
الشكل (a) يمثل عنصر لأنه عبارة عن مادة نقية، الشكل (b) يعبر عن مخلوط لأن المخلوط عبارة عن مزيج من مواد مختلفة دون حدوث اتحاد كيميائي، الشكل (c) يمثل مركب لأنه ناتج من اتحاد ذرات مختلفة (تلامس الكرات يعبر عن الترابط أو الاتحاد).

4 فوسفات الصوديوم يتكون من ذرات Na ، P ، O وصيغتها Na_3PO_4 أيا مما يأتي يتفق مع نظرية دالتون من حيث تكوين المركبات.....



الإجابة

الشكل (a) لأن طبقاً لدالتون تتكون المركبات من اتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة ونسبة $\text{Na} : \text{P} : \text{O}$ هي $3 : 1 : 4$ على الترتيب.





٥ نموذج ذرة طومسون

- جميع الغازات في الظروف العادية (من الضغط ودرجة الحرارة) عازلة للتوصيل للتيار الكهربى.
- أجرى العالم طومسون العديد من تجارب التفريغ الكهربى خلال الغازات ومن خلال هذه التجارب استطاع اكتشاف أشعة المهبط (أشعة الكاثود).

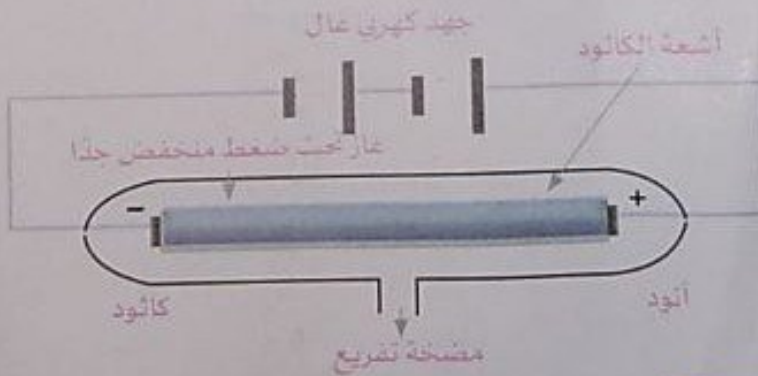
موقع
فدروز
التعليمى

التفريغ الكهربى للغازات

يقصد به انتقال الكهرباء خلال الغازات المخلخلة.

اكتشاف أشعة المهبط

- لكي يصبح الغاز موصلًا للتيار الكهربى، لابد من التالى:
 - (١) يتم تفريغ جزء من الغاز لخارج أنبوبة التفريغ حتى يصبح ضغط الغاز منخفض جدًا.
 - (٢) زيادة فرق الجهد بين قطبي أنبوبة التفريغ إلى حوالى ١٠٠٠٠ فولت.
 - (٣) يصبح الغاز موصلًا للتيار الكهربى حيث ينطلق سيل من الأشعة الغير منظورة من المهبط (الكاثود / القطب السالب) إلى المصعد (الأنود / القطب الموجب) وتحدث هذه الأشعة وميضاً عند اصطدامها بجدار أنبوبة التفريغ، وسميت هذه الأشعة بأشعة المهبط (أشعة الكاثود)



خصائص أشعة المهبط

- ١ تتكون من دقائق مادية صغيرة سالبة الشحنة تعرف بالإلكترونات.
- أشعة المهبط سالبة الشحنة والدليل على ذلك انها تتحرك من المهبط (القطب السالب) إلى المصعد (القطب الموجب).



٢ لها تأثير حراري.

أشعة المهبط تعمل على ارتفاع درجة حرارة الأنود الذي تصطدم به لأنها تعمل على تحويل الطاقة الحركية إلى طاقة حرارية.

٣ تسير في خطوط مستقيمة (مثل الضوء).

٤ تتأثر بكل من المجال الكهربائي والمجال المغناطيسي.

أشعة المهبط عبارة عن دقائق سالبة الشحنة وتتأثر بالمجال المغناطيسي لأن أي جسم متحرك مشحون يتولد حوله مجال مغناطيسي أو عند تعرضها لمجال كهربائي فإنها تنحرف نحو القطب الموجب.



تأثر أشعة المهبط بالمجال الكهربائي

تأثر أشعة المهبط بالمجال المغناطيسي

٥ لا تختلف في سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز المستخدم مما يثبت أنها تدخل في تركيب جميع المواد.



نموذج ذرة طومسون

- الذرة عبارة عن كرة مصمتة متجانسة من الشحنات الكهربائية الموجبة مغمور بداخلها عدد من الإلكترونات السالبة، تكفي لجعل الذرة متعادلة كهربائياً.

شكل توضيحي لذرة طومسون

ملحوظة هامة

- (١) أتفق طومسون مع ديموقراطيس ودالتون على أن المادة تتكون من ذرات.
- (٢) أتفق طومسون مع دالتون على أن الذرة مصمتة.
- (٣) أشعة المهبط اكتشفها العالم طومسون، وسميت فيما بعد بالإلكترونات.
- (٤) مصدر الإلكترونات داخل أنبوبة التفريغ هي الذرات المكونة للغاز أو المادة المعدنية للكاثود.

١. أشعة المهبط تدخل في تركيب جميع المواد؟

٢. لأنها لا تختلف في سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز المستخدم.

٣. أشعة المهبط لا تختلف باختلاف نوع الغاز أو نوع مادة المهبط؟

٤. لأن أشعة المهبط عبارة عن سيل من الإلكترونات السالبة التي تدخل في تركيب جميع المواد. حيث لا تختلف في سلوكها أو طبيعتها.

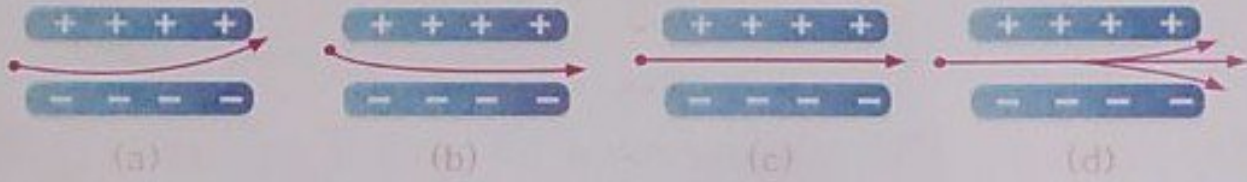
٥. انجذاب أشعة المهبط نحو صفيحة مشحونة بشحنة موجبة؟

٦. لأن أشعة المهبط تحمل شحنة سالبة.

٢

تدريب

1. أي من الأشكال التالية يعبر عن مسار أشعة المهبط؟



الإجابة

(a) لأن أشعة المهبط سالبة الشحنة وبالتالي عن مرورها في مجال كهربائي سوف تنحرف تجاه القطب المخالف لها في الشحنة وهو القطب الموجب فقط.

2. أي من الأشكال التالية يعبر عن نموذج ذرة طومسون؟



الإجابة

(ب) لأن ذرة طومسون عبارة عن كرة من الشحنات الموجبة مغمورة بداخلها عدد من الشحنات السالبة تكفي لجعلها متعادلة كهربياً (أي أن عدد الشحنات الموجبة يجب أن يتساوى مع عدد الشحنات السالبة).



٦ نموذج ذرة رذرفورد

- أجرى العالمان جيجر وماريسدن تجربة رذرفورد الشهيرة بناءً على توجيهاته.

تجربة رذرفورد

الأدوات المستخدمة:

- ١ صندوق من الرصاص بداخله مصدر مشع لجسيمات ألفا الموجبة (α).
- ٢ لوح معدني مبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين (ZnS).
- ٣ صفيحة رقيقة جداً من الذهب (Au).

الخطوات:

- ١ سمح لجسيمات ألفا الموجبة أن تصدم باللوح المعدني المبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين.
- ٢ تم تحديد موضع وعدد جسيمات ألفا بدلالة الومضات التي ظهرت على اللوح.
- ٣ وضع شريحة رقيقة جداً من الذهب، بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح المعدني.

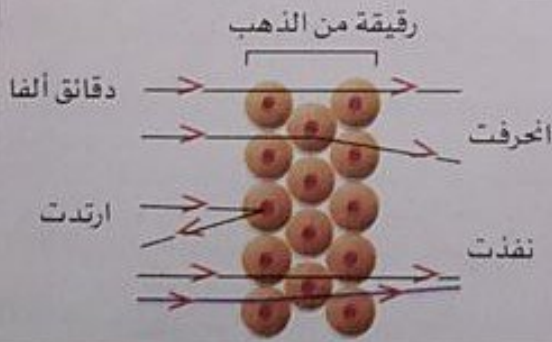
ملحوظة هامة

◀ الرصاص والأسمنت: من أمثلة المواد التي لها القدرة على امتصاص الإشعاع

حيث لا تستطيع جسيمات ألفا أن تنفذ من خلالها.

◀ كبريتيد الخارصين (الزنك) والمواد الفسفورية: إذا اصطدمت بها جسيمات ألفا فإنها تحدث

وميضاً يدل على مكان الإصطدام.



المشاهدة والتفسير والاستنتاج:

المشاهدة	التفسير	الاستنتاج
(١) ظهور معظم الومضات في نفس المكان الأول التي ظهرت فيه قبل وضع صفيحة من الذهب.	نفاذ معظم جسيمات ألفا خلال صفيحة الذهب دون ان يحدث لها انحراف.	الذرة معظمها فراغ وليست مصفنة كما صورها طومسون ودالتون.
(٢) ظهور ومضات قليلة جدا على الجانب الآخر من اللوح المعدني.	نسبة ضئيلة جداً من جسيمات ألفا ترتد إلى الخلف في عكس اتجاه مسارها.	يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيز صغير جداً، وتتركز فيه معظم كتلة الذرة، أطلق عليه نواة الذرة.
(٣) ظهور بعض الومضات على جانبي الموضع التي ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب.	انحراف نسبة ضئيلة من جسيمات ألفا عن مسارها.	شحنة نواة الذرة مشابهة لشحنة جسيمات ألفا ولذلك تتنافر معها عند اقترابها منها.

ملحوظة هامة

- استخدم رذرفورد جسيمات ألفا لأنها ثقيلة مما يجعلها بطيئة فيسهل رصدها كما أنها موجبة الشحنة.
- استخدم رذرفورد عنصر الذهب لأنه لين وبالتالي يسهل تشكيله بسهولة (يقبل التورق) كما أنه عنصر خامل وشحنة نواته كبيرة نسبياً.
- كلما زادت الشحنة الموجبة (عدد البروتونات) داخل الذرة كلما كان انحراف جسيمات ألفا بدرجة أكبر.

- تتحرف أشعة ألفا عكس اتجاه انحراف أشعة المهبط عند تعرضها لمجال كهربائي ؟
- لان أشعة ألفا موجبة فتتحرف نحو القطب السالب بينما أشعة المهبط سالبة فتتحرف نحو القطب الموجب.
- استخدم رذرفورد أشعة ألفا ولم يستخدم أشعة أكس ؟
- لان أشعة أكس غير مشحونة بأي شحنة كهربائية (متعادلة) وبالتالي لن تتأثر بالمجال الكهربائي.
- تستخدم مادة كبريتيد الخارصين في الكشف عن جسيمات ألفا الغير مرئية ؟
- لان جسيمات ألفا تحدث وميضاً عند اصطدامها بكبريتيد الخارصين.



- ١١ نفاذ معظم جسيمات ألفا عند سقوطها على شريحة من الذهب ؟
- ١٢ لأن الذرة معظمها فراغ وليست مصمتة كما صورها طومسون ودالتون.
- ١٣ ترتد نسبة ضئيلة جداً من جسيمات ألفا إلى الخلف عند سقوطها على شريحة من الذهب ؟
- ١٤ لأنها تصطدم بجزء كثافته كبيرة وحجمه صغير جداً بالنسبة للذرة وتتركز فيه معظم كتلة الذرة وهو نواة الذرة.

فروض نموذج ذرة رذرفورد

- في ضوء نتائج التجربة السابقة وغيرها ، وضع رذرفورد أول نموذج لتكوين الذرة على أساس تجريبي :

١ النواة:

- متناهية في الصغر ومعقدة التركيب وتشبه في تركيبها المجموعة الشمسية ، حيث تتكون من نواة (تمثل الشمس) تدور حولها الإلكترونات (تمثل الكواكب).

٢ النواة:

- توجد في مركز الذرة.
- تشغل حيز صغير جداً من الذرة وبالرغم من ذلك تتركز فيها معظم كتلة الذرة.
- شحنتها موجبة.
- توجد مسافات شاسعة بين النواة والمدارات الإلكترونية (أي أن الذرة ليست مصمتة).

٣ الإلكترونات:

- كتلتها ضئيلة جداً إذا ما قورنت بكتلة النواة ولذلك يمكن إهمال كتلتها.
 - شحنتها سالبة.
 - عدد الإلكترونات السالبة حول النواة = عدد البروتونات الموجبة داخل النواة.
- (لذلك الذرة متعادلة كهربياً).
- تدور الإلكترونات حول النواة بسرعة كبيرة وفي مدارات خاصة ، وأثناء دوران الإلكترون حول النواة يقع تحت تأثير قوتين متساويتين في المقدار ومتضادتين في الاتجاه هما:
(أ) قوة الطرد المركزي وتنشأ عن سرعة دوران الإلكترون حول النواة واتجاهها للخارج.
(ب) قوة الجذب المركزي وتنشأ عن جذب النواة للإلكترون واتجاهها للداخل.
- (ولذلك لا يسقط الإلكترون في النواة وبالتالي لا يتلاشى النظام الذري).

قصور نموذج ذرة رذرفورد

- فشلت نظرية رذرفورد للتركيب الذري لأنها لم توضح النظام الذري الذي تدور فيه الإلكترونات حول النواة.

تدريب 3

1 أيا من الأشكال التالية يعبر عن ذرة رذرفورد؟



الإجابة

(c) لأن نموذج رذرفورد ينص على أن يوجد في مركز الذرة نواة موجبة الشحنة ويدور حولها الإلكترون والذرة معظمها فراغ.

2 أيا مما يأتي لا ينحرف عند مروره في مجال كهربي؟

- (أ) الإلكترون (ب) أشعة المهبط (ج) الذرة (د) جسيمات ألفا

الإجابة

(ج) لأن الذرة متعادلة كهربياً والجسيمات المتعادلة لا تنحرف عند مرورها في المجال الكهربي والذي يعتمد على اختلاف الشحنات.

3 تتميز أشعة المهبط وجسيمات ألفا ب.....

- (أ) شحنتهما سالبة (ب) شحنتهما موجبة
(ج) كتلتها متساوية (د) تأثيرهما بالمجال الكهربي

الإجابة

(د) لأن كلاهما جسيمات مشحونة.

4 أي مما يأتي يتشابه في الشحنة الكهربية؟

- (أ) جسيمات ألفا وأشعة المهبط (ب) جسيمات ألفا والإلكترون
(ج) جسيمات ألفا والنواة (د) أشعة المهبط والنواة

الإجابة

(ج) لأن كلاهما موجب الشحنة.

موقع
فيديو
التعليمي

الدرس 1

تطور مفهوم بنية الذرة



5 عند سقوط أشعة ألفا على صفيحة من الفضة ^{47}Ag كانت زاوية الانحراف 120° وعند سقوطها على صفيحة من الذهب ^{79}Au تتوقع

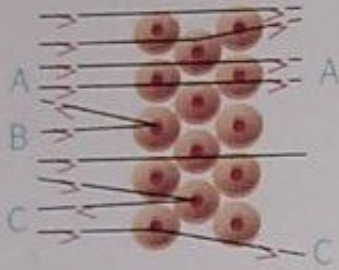
- (أ) تزداد زاوية الانحراف
(ب) تقل زاوية الانحراف
(ج) لن يتغير مقدار الانحراف
(د) تنفذ جميع الأشعة

الإجابة

(أ) تزداد زاوية الانحراف لأن عدد البروتونات الموجبة الموجودة في نواة ذرة الذهب أكبر من تلك الموجودة في نواة ذرة الفضة وبالتالي تكون زاوية انحراف جسيمات ألفا عند سقوطها على شريحة الذهب أكبر من زاوية الانحراف مع شريحة الفضة.

6 في الشكل المقابل:

أولاً: أياً من الأشعة يثبت ان الذرة ليست مصمتة؟



- (أ) A
(ب) B
(ج) C
(د) B, C

الإجابة

(أ) لأن معظم جسيمات ألفا نفذت من الشريحة على نفس الاستقامة وهذا يدل على أن الذرة ليست مصمتة ولكن معظمها فراغ.

ثانياً: أياً من الأشعة يثبت ان الذرة موجبة الشحنة؟

- (أ) A
(ب) B
(ج) C
(د) B, C

الإجابة

(ج) لأنه من المتفق عليه علمياً أن جسيمات ألفا موجبة الشحنة وعند اقترابها من النواة لوحظ انحرافها بعيداً عن النواة مما يدل على حدوث تنافر وان النواة لها نفس الشحنة.

ثالثاً: أياً من الأشعة يثبت وجود نواة مركزية ذات حجم صغير وكثافة كبيرة؟

- (أ) A
(ب) B
(ج) C
(د) B, C

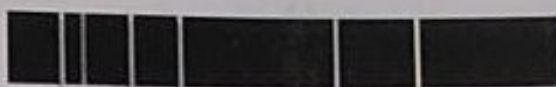
الإجابة

(ب) لأن ارتداد جزء ضئيل جداً من جسيمات ألفا يدل على أنه يوجد جزء يشغل حيز صغير جداً داخل الذرة ولكن كثافته عالية.

طيف الانبعاث للذرات

عند تسخين ذرات أي عنصر نقي سواء كان في الحالة الغازية أو الحالة البخارية لدرجات حرارة مرتفعة أو تعريضها لضغط منخفض في أنبوبة التفريغ الكهربائي فإنه ينبعث منها إشعاع (ضوء) يطلق عليه طيف الانبعاث (الطيف الخطي).

عند فحص طيف الانبعاث الناتج بواسطة المطياف (المشهور) وجد أنه يتكون من عدد صغير محدود من خطوط ملونة، تفصل بينها مسافات معتمة ولذلك يعرف طيف الانبعاث بالطيف الخطي.



شكل يوضح الطيف الخطي لأحد العناصر

تعريف طيف الانبعاث (الطيف الخطي)

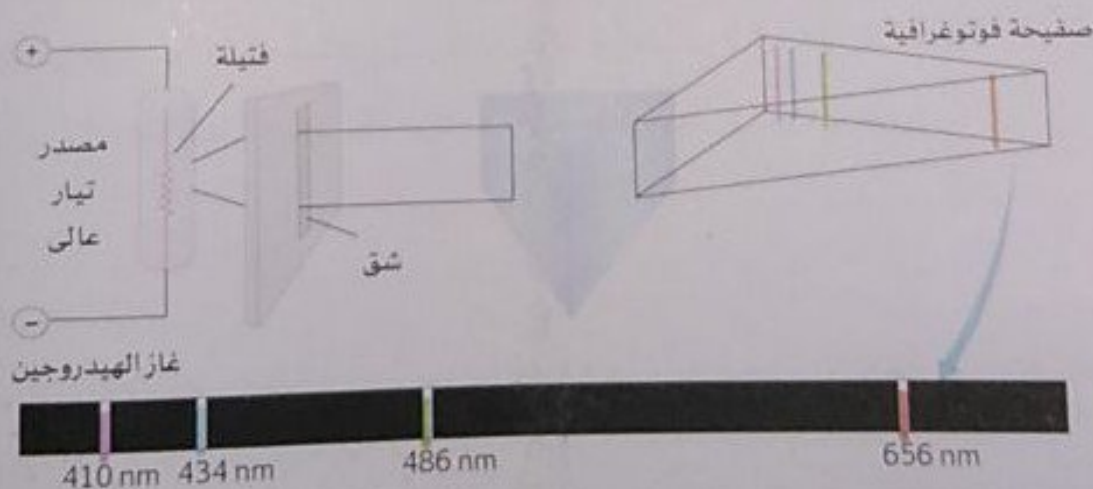
هو طيف ذري مكون من عدد صغير محدود من خطوط ملونة تفصل بينها مسافات معتمة بحيث يكون لها طول موجي وتردد مميز.

تعريف المطياف (الاسبيكتروسكوب)

هو جهاز يستخدم لتحليل الضوء إلى مكوناته وأول من اخترعه هونيوتن واستخدمه في تحليل الضوء المرئي.

دراسة الطيف الخطي لذرة الهيدروجين

عند دراسة بور للطيف الخطي لذرة الهيدروجين وفحصه للطيف بواسطة المطياف وجد أنه يتكون من أربعة خطوط ملونة (أحمر - أخضر - أزرق - بنفسجي) تفصل بينها مسافات معتمة كما يتضح من الشكل المقابل:



ملحوظة هامة

(١) الطيف الخطي لأي عنصر هو خاصية أساسية ومميزة له فلا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطي (يعتبر كبصمة الأصبع بالنسبة للإنسان).

(٢) بدراسة الطيف الخطي لضوء الشمس وجد انها تتكون من عنصرى الهيدروجين (H_2) والهيليوم (He).

(٣) في الطيف الخطي تكون المسافة بين المناطق الملونة غير متساوية.

عال الطيف الخطي لأي عنصر هو خاصية أساسية ومميزة له ؟

جان لان كل عنصر له طيف خطي مميز يتكون من خطوط وكل خط ذو تردد وطول موجي معين ، فهو كبصمة الأصبع صفة مميزة لكل إنسان فلا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطي .

عال يسمى طيف الانبعاث الذري بالطيف الخطي ؟

جان لانه عبارة عن عدد صغير محدود من خطوط ملونة تفصل بينها مسافات معتمة .

عال يمكن التمييز بين العناصر المختلفة عن طريق دراسة طيفها الخطي ؟

جان لان الطيف الخطي للعنصر صفة أساسية ومميزة له ، فلا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطي .

عال يتكون طيف ذرة الهيدروجين من أكثر من مجموعة خطوط طيفية ؟

جان وذلك بسبب تعدد مستويات الطاقة التي ينتقل الإلكترون المثار منها إلى المستوى الأصلي .

عال يتكون الطيف الخطي للعنصر الواحد من أكثر من خط ملون ؟

جان لان الخطوط الطيفية للعنصر الواحد تنتج من انتقال الإلكترونات بين مستويات طاقة متقاربة (المستويات فرعية) .



معلومات قد تهتمك

(١) إذا اكتسب الإلكترون طاقة عندها يزداد دورانه حول النواة وتزداد معها القوة الطاردة المركزية ، بحيث تكون أقوى من قوى الجذب وبالحد الذي يسمح للإلكترون للإنتقال لمستوى طاقة أعلى وليس الهروب من الذرة .

(٢) إذا اكتسب الإلكترون طاقة بحيث تتغلب على القوة الطاردة المركزية وعلى قوة جذب النواة ، عندها يخرج الإلكترون خارج مجال جذب النواة ويخرج من الذرة وتتحول الذرة لأيون موجب .



٧ نموذج ذرة بور

• تعتبر دراسة الطيف الخطي وتفسيره هي المفتاح الذي حل لغز التركيب الذري وهو ما قام به العالم الدنماركي نيلزبور وأستحق عليه جائزة نوبل في الفيزياء عام ١٩٢٢.

فروض نموذج ذرة بور

• أخذ بور من رذرفورد بعض الفروض تتمثل من (١ : ٣):

- (١) يوجد في مركز الذرة نواة موجبة الشحنة.
- (٢) عدد الإلكترونات السالبة التي تدور حول النواة تساوي عدد الشحنات الموجبة داخل النواة ، ولذلك الذرة متعادلة كهربياً.
- (٣) أثناء دوران الإلكترون حول النواة تنشأ قوة طاردة مركزية تعادل قوة جذب النواة للإلكترون (ولكن تختلف معها في الاتجاه) ولذلك لا يسقط الإلكترون داخل النواة.
- (٤) يتحرك الإلكترون حول النواة بحركة سريعة في أقل مستويات الطاقة المتاحة له دون أن يفقد أو يكتسب أي قدر من الطاقة ، وتوصف الذرة في هذه الحالة بأنها ذرة مستقرة.
- (٥) تدور الإلكترونات حول النواة في مدارات ثابتة ومحددة تعرف بمستويات الطاقة.
- (٦) تعتبر الفراغات بين مستويات الطاقة مناطق محرمة تماماً لدوران الإلكترونات فيها ، حيث ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر عن طريق القفزة الكاملة.
- (٧) للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى طاقته عن النواة حيث تزداد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره (طاقة الإلكترون = طاقة المستوى الذي يدور فيه).
- (٨) يعبر عن طاقة كل مستوى بعهد صحيح يعرف بعهد الكم الرئيسي (n) حيث تتوقف طاقة المستوى على مدى قربه أو بعده عن النواة (حيث كلما ابتعدنا عن النواة تزداد طاقة المستوى).
- (٩) إذا اكتسب الإلكترون قدراً معيناً من الطاقة يعرف بالكم أو الكوانتم عن طريق التسخين أو التفريغ الكهربائي فإنه ينتقل بشكل مؤقت إلى مستوى طاقة أعلى ، بشرط أن تكون الطاقة المكتسبة تساوي الفرق بين طاقتي المستويين وتوصف الذرة في هذه الحالة بأنها ذرة مثارة.
- (١٠) الإلكترون وهو في مستوى الإثارة يكون غير مستقر ولذلك سرعان ما يعود إلى مستواه الأصلي فاقداً نفس الكم من الطاقة الذي اكتسبه أثناء إثارته ، على هيئة إشعاع من الضوء له طول موجي وتردد معين مما ينتج طيف خطي مميز (بالإضافة إلى خطوط أخرى غير مرئية).
- (١١) هناك الكثير من الذرات تمتص كمات مختلفة من الطاقة ، وفي نفس الوقت الذي تشع فيه الكثير من الذرات المثارة كمات أخرى من الطاقة ، ونتيجة لذلك تنتج خطوط طيف تدل على مستويات الطاقة التي تنتقل الإلكترونات من خلالها.





يتكون الطيف الخطي المرئي لذرة الهيدروجين من أربعة خطوط ملونة:

الخط الطيفي	الأحمر	الأخضر	الأزرق	البنفسجي
الطول الموجي	656 nm	486 nm	434 nm	410 nm
المستويين المنتقل بينهما	من المستوى الثالث إلى المستوى الثاني	من المستوى الرابع إلى المستوى الثاني	من المستوى الخامس إلى المستوى الثاني	من المستوى السادس إلى المستوى الثاني

التردد يتناسب طردياً مع الطاقة وعكسياً مع الطول الموجي، فمثلاً:

(أ) الضوء الأحمر له أعلى طول موجي وأقل تردد.

(ب) الضوء البنفسجي له أقل طول موجي وأعلى تردد.



خذ بالك

تعريفات

- **الذرة المستقرة:** هي ذرة يدور فيها الإلكترون في أقل مستويات الطاقة المتاحة دون فقد أو اكتساب أي قدر من الطاقة.
- **الذرة المثارة:** هي ذرة اكتسب فيها الإلكترون كما من الطاقة فانتقل من مستواه الأرضي (المستقر) إلى مستوى أعلى.
- **الكم (الكوانتم):** هو مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر.

ملحوظة هامة

- (١) الطيف الذري هو المفتاح الذي حل لغز التركيب الذري.
- (٢) لا ينتقل الإلكترون من مستواه إلا إذا اكتسب طاقة مساوية للفرق في الطاقة بين مستواه الأصلي والمستوى الذي سينتقل إليه.
- (٣) لا يمكن للإلكترون أن يستقر في أي مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة إلى أماكن مستويات الطاقة.
- (٤) الفرق في الطاقة بين مستويات الطاقة ليس متساوياً، فهو يقل كلما بعدنا عن النواة ولذلك يكون الكم من الطاقة اللازم لنقل الإلكترون بين المستويات المختلفة ليس متساوياً.
- (٥) يقل كم الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى الذي يليه مباشرة، كلما ابتعدنا عن النواة وذلك لأن الفرق في الطاقة بين كل مستوى طاقة والذي يليه يقل بالابتعاد عن النواة.

- (٦) الفرق في الطاقة بين مستويات الطاقة غير منتظم.
- (٧) عند عودة الإلكترون بين مستويين متقاربين في الطاقة ينطلق ضوء منبعث طوله الموجي طويل.
- (٨) عند عودة الإلكترون بين مستويين متباعدين في الطاقة ينطلق ضوء منبعث طوله الموجي قصير.
- (٩) لا يتحرك الإلكترون من مكانه ولا يخرج من مستواه إلا إذا اكتسب الفرق في الطاقة بين المستويين بالكامل.
- (١٠) الكم لا يتضاعف ولا يتجزأ فمثلاً لا يوجد $\frac{1}{2}$ كم أو 2 كم.

مميزات نموذج ذرة بور

- (١) فسر الطيف الخطي لذرة الهيدروجين تفسيراً صحيحاً (لأنها تمثل أبسط نظام ذري).
- (٢) أدخل فكرة الكم في تحديد طاقة الإلكترون في مستويات الطاقة المختلفة (لكي ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر لابد من اكتساب كم من الطاقة).

قصور نموذج ذرة بور

- (١) لم يستطع تفسير الطيف الخطي لأي ذرة أخرى غير ذرة الهيدروجين والتي تمثل أبسط نظام إلكتروني حيث تحتوي على إلكترون واحد.
- (٢) اعتبر أن الإلكترون جسيم مادي سالب الشحنة ولم يأخذ في الاعتبار أن له خواص موجيه.
- (٣) افترض إمكانية تحديد موقع وسرعة الإلكترون معاً بدقة، وفي الواقع هذا يستحيل عملياً.
- (٤) اعتبر أن الإلكترون يتحرك في مسار دائري مستوى (أي أن ذرة الهيدروجين مسطحة)، وقد ثبت بعد ذلك أن الذرة لها اتجاهات فراغية ثلاثية (أي أن الذرة مجسمة).

تدريب 1

- 1 عند تسخين الغازات أو أبخرة المواد تحت ضغط منخفض إلى درجات حرارة عالية فإنها.....
- (أ) تمتص ضوءاً (ب) تشع ضوءاً (ج) تطلق أشعة جاما (د) تطلق أشعة ألفا

الإجابة

- (ب) بسبب ظاهرة طيف الانبعاث حيث يمتص إلكترون التكافؤ كمّاً من الطاقة وينتقل إلى مستوى طاقة أعلى وتصبح الذرة مثارة ثم سرعان ما يفقد الإلكترون نفس الكم من الطاقة في صورة طيف (ضوء) ويعود إلى مستواه الأصلي.



2 عند تسخين الغازات أو أبخرة المواد لدرجة حرارة مرتفعة أو تعريضها لضغط منخفض فكل مما يأتي صحيح عدا أنها

- (أ) تنصهر (ب) تشع ضوء (ج) تطلق طيف انبعاث (د) تطلق طيف خطي

الإجابة

(أ) لأن الغازات لا تنصهر

ملحوظة: عند امتصاص المادة الصلبة للحرارة يحدث لها انصهار، السوائل يحدث لها تبخر أما الغازات فإنها تستغل الطاقة الممتصة في الاثارة (الطيف) أو التأين.

3 أيًا مما يأتي ليس من خواص الطيف الخطي؟

- (أ) ينتج من إثارة الذرات (ب) لا يوجد عنصران لهما نفس الخطوط الملونة (ج) يتكون من خطوط ملونة متلاصقة (د) ينتج عند عودة الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى أقل

الإجابة

(ج) لأن الطيف الخطي يتكون من خطوط ملونة متباعدة وليست متلاصقة وتفصل بينها مسافات معتمدة.

4 عندما ينتقل الإلكترون من المستوى (K) إلى المستوى (M) فإنه يكتسب من الطاقة؟

- (أ) $\frac{1}{2}$ كم (ب) 1 كم (ج) 2 كم (د) 3 كم

الإجابة

(ب) لأن الكم لا يتضاعف ولا يتجزأ، ولكي ينتقل الإلكترون من المستوى الأول للثاني يحتاج لكم من الطاقة ولكي ينتقل من المستوى الأول للسابع يحتاج لكم من الطاقة (لاحظ لم نقول يحتاج لسبعة كوانتم من الطاقة) ولكن كم الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من المستوى الأول للثاني أقل بكثير من الكم اللازم لنقله من الأول للسابع وذلك لأن الفرق في الطاقة بين المستويات غير متساوي.

5 كم الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من المستوى (K) إلى المستوى (L) كم الطاقة اللازم

لنقل الإلكترون من المستوى (L) إلى المستوى (M).

- (أ) أكبر من (ب) أقل من (ج) يساوي (د) نصف

الإجابة

(1) لأن الفرق في الطاقة بين المستويات المتتالية يقل كلما ابتعدنا عن النواة.

- 6 إذا امتص الإلكترون كمّاً من الطاقة فإنه ينتقل إلى
- (أ) جميع مستويات الطاقة الأعلى
(ب) مستوى طاقة أعلى يتناسب مع كمية الطاقة الممتصة
(ج) جميع مستويات الطاقة الأقل
(د) مستوى طاقة أقل يتناسب مع كمية الطاقة الممتصة

الإجابة

(ب) لأن امتصاص الطاقة ينقل الإلكترون من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى بينما فقد كم من الطاقة ينقل الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل.

- 7 كمية الطاقة التي يشعها أو يمتصها الإلكترون عند انتقاله من مستوى طاقة لآخر تساوي
- (أ) طاقة الذرة
(ب) الفرق بين طاقة المستويين اللذان انتقل بينهما الإلكترون
(ج) طاقة المستوى المنتقل إليه الإلكترون
(د) طاقة المستوى المنتقل منه الإلكترون

الإجابة

(ب) لأن الكم هو مقدار الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر ويساوي الفرق في الطاقة بين المستويين الذي ينتقل بينهما الإلكترون.

- 8 إذا اكتسب الإلكترون نصف كمّاً من الطاقة فإنه
- (أ) ينتقل من مستوى أعلى إلى مستوى أقل
(ب) ينتقل من مستوى أقل إلى مستوى أعلى
(ج) يظل في مستواه
(د) تصبح الذرة مثارة

الإجابة

(ج) لأن هذه الطاقة لا تكفي لنقل الإلكترون إلى مستوى طاقة آخر لأنها لا تساوي الفرق في الطاقة بين المستويين وبالتالي يظل الإلكترون في مكانه.

- 9 ينشأ الطيف الخطي المرئي للهيدروجين عند عودة الإلكترونات المثارة إلى المستوى
- (أ) K (ب) L (ج) M (د) N

الإجابة

(ب) لأن عند دراسة الطيف الخطي للهيدروجين وجد أن جميع الخطوط الملونه تقابل عودة الإلكترون من المستوى السادس، الخامس، الرابع أو الثالث إلى مستوى الطاقة الثاني بينما الإشعاع الناتج من عودة الإلكترون من $K \rightarrow L$ يقع ضمن منطقة الأشعة الغير مرئية.



10 عند مقارنة موضع الإلكترون في حالة المستقرة بموضعه في حالته المثارة فإنه يكون

- (أ) أقرب للنواة
(ب) أبعد عن النواة
(ج) على نفس البعد
(د) لا توجد علاقة

الإجابة

(أ) لأن الإلكترون المثار ينتقل لمستوى أعلى أي يبتعد عن النواة.

11 الإلكترون المثار يكون

- (أ) أقرب إلى النواة من الإلكترون المستقر
(ب) يوجد بين مستويات الطاقة
(ج) أكثر استقراراً من وضعه الأصلي
(د) أبعد عن النواة من الإلكترون المستقر

الإجابة

(د) لأنه طبقاً لنموذج بور فإن الذرة تكون مستقرة عندما يدور الإلكترون في أقل مستويات الطاقة المتاحة له وعندما يكتسب الإلكترون طاقة فإنه ينتقل إلى مستوى طاقة أعلى فيصبح إلكترون مثار.

12 أي الإنتقالات الإلكترونية التالية في ذرة الهيدروجين تعطى خط طيفي ملون له أقل طول موجي؟

- (أ) من المستوى الثالث إلى المستوى الثاني
(ب) من المستوى الرابع إلى المستوى الثاني
(ج) من المستوى الخامس إلى المستوى الثاني
(د) من المستوى السادس إلى المستوى الثاني

الإجابة

(د) لأن الطول الموجي يتناسب عكسي مع الطاقة والإنتقال من المستوى السادس للثاني يعطي طيف له أعلى طاقة (لأن الفرق في الطاقة بين المستويين كبير) وبالتالي يكون له أقل طول موجي.

13 أي الإنتقالات الآتية للإلكترون تطلق أكبر قدر من الطاقة؟

- (أ) من المستوى K إلى المستوى N
(ب) من المستوى M إلى المستوى N
(ج) من المستوى P إلى المستوى K
(د) من المستوى Q إلى المستوى O

الإجابة

(ج) لأن انطلاق الطاقة يكون عند عودة الإلكترون من مستوى أعلى لمستوى أقل بينما امتصاص الطاقة تكون عند الإنتقال من مستوى أقل لمستوى أعلى وأكبر طاقة منطلقة تكون بين مستويين بينهما أكبر فرق في الطاقة.

موقع
فدروز
التعليمي

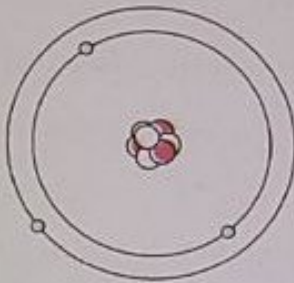
14 عندما ينتقل الإلكترون من المستوى $N \rightarrow M$ فإنه يكتسب طاقة

- (أ) أكبر من فرق الطاقة بين L, M (ب) أصغر من فرق الطاقة بين P, Q
 (ج) مساوية لفرق الطاقة بين N, O (د) أكبر من فرق الطاقة بين O, P

الإجابة

(د) لأن الفرق في الطاقة يقل كلما ابتعدنا عن النواة وبالتالي يكون الفرق في الطاقة بين المستوي M و N أكبر من فرق الطاقة بين P و O .

15 أياً من الأشكال التالية يوضح نموذج ذرة بور، مع ذكر القصور الظاهر من الشكل حسب نظريته؟



(أ)



(ب)

موقع
فدروز
التعليمي

الإجابة

(ب) الشكل (ب) يوضح نموذج ذرة بور، حيث أنه افترض أن الذرة مسطحة بسبب دوران الإلكترون في مسار دائري مستوي.

النظرية الذرية الحديثة

قامت النظرية الذرية الحديثة على تعديلات أساسية على أوجه القصور في نموذج ذرة بور.

١ الطبيعة المزدوجة للإلكترون (دي براولي):

• افترض بور أن الإلكترون مجرد جسيم مادي صغير سالب الشحنة، إلا أن التجارب التي قام بها العالم دي براولي أثبتت أن للإلكترون طبيعة مزدوجة.

◀ الطبيعة المزدوجة للإلكترون: الإلكترون جسيم مادي له خواص موجية.



٢ مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج:

- افترض بور إمكانية تحديد موقع وسرعة الإلكترون معاً بدقة ، إلا أن العالم هايزنبرج باستخدام قوانين ميكانيكا الكم توصل إلى استحالة حدوث ذلك عملياً ، وبالتالي فإن التحدث بلغة الاحتمالات هو الأقرب إلى الصواب وهو ما أطلق عليه مبدأ عدم التأكد.

تعريف مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج

- يستحيل عملياً تحديد موقع وسرعة الإلكترون معاً بدقة وإن هذا يخضع لقوانين الاحتمالات.

٣ المعادلة الموجية لشرودنجر:

- تمكن العالم النمساوي شرودنجر بناءً على أفكار كل من بلانك وأينشتين ودي براولي وهايزنبرج من:
 - (أ) تأسيس النظرية الميكانيكية الموجية للذرة.
 - (ب) وضع المعادلة الموجية التي تطبق على حركة الإلكترون في الذرة.
- عن طريق حل المعادلة الموجية رياضياً أمكن:
 - (١) تحديد مستويات الطاقة المسموح بها للإلكترونات. (٢) إيجاد أعداد الكم الأربعة.
 - (٣) تحديد المنطقة حول النواة التي يزداد فيها احتمال تواجد الإلكترونات في كل مستوى طاقة.

◀ قد غيرت المعادلة الموجية مفهومنا لحركة الإلكترون حول النواة فبعد أن كنا نعرف أن الإلكترون يدور في مدارات ثابتة ومحددة حول النواة وإن الفراغات بين هذه المدارات مناطق محرمة تماماً على الإلكترونات ، تم استخدام مفاهيم جديدة لوصف مكان الإلكترون مثل السحابة الإلكترونية والأوربييتال.



إنتبه

تعريفات

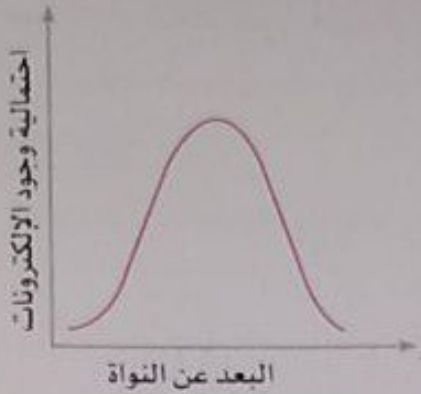
- **السحابة الإلكترونية:** هي مناطق الفراغ المحيطة بالنواة والتي يحتمل تواجد الإلكترون فيها في جميع الأبعاد والاتجاهات.
- **الأوربييتال:** هي مناطق داخل السحابة الإلكترونية ويزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها.

◀ المدار في مفهوم بور:

- هو مسار دائري وهمي محدد وثابت تدور فيه الإلكترونات حول النواة ، والمناطق بين المدارات محرمة تماماً على دوران الإلكترون.

الأوربيتال في مفهوم المعادلة الموجية:

• هي مناطق الفراغ حول النواة يزيد فيها احتمالية تواجد الإلكترون في جميع الأبعاد والاتجاهات.



الأوربيتال بمفهوم النظرية الموجية

◀ سميت السحابة الإلكترونية بهذا الإسم بسبب حركة الإلكترون في الفراغ المحيط بالنواة بجميع الإتجاهات والأبعاد.



٢ تدريب

1 من تعديلات شرودنجر على نموذج بور.....

- (أ) تدور الإلكترونات في مستويات الطاقة فقط
- (ب) المناطق بين المستويات محرمة لدوران الإلكترون
- (ج) تدور الإلكترونات قريباً وبعداً عن النواة
- (د) عدد البروتونات الموجبة = عدد الإلكترونات السالبة

الإجابة

(ج) لان العالم بور افترض ان الإلكترون يدور في مسار دائري والمسافات بين المستويات مناطق محرمة على الإلكترون ولكن العالم شرودنجر استطاع استبدال مفهوم المدار بالسحابة الإلكترونية وهي عبارة عن حيز من الفراغ حول النواة تدور فيه الإلكترونات قريباً وبعداً عن النواة وليس مجرد خط ثابت يلتزم به الإلكترون عند الدوران.

موقع
فدروز
التعليمي



2 « للإلكترون طبيعة مزدوجة » كل مما ياتي صحيح بالنسبة لهذا الفرض ما عدا

(أ) يمكن لشعاع من الإلكترونات أن ينعكس وينكسر

(ب) يعد من أهم مميزات نموذج بور الذري

(ج) يعد من أسس النظرية الذرية الحديثة

(د) للإلكترون كمية تحرك وكتلة وسرعة

الإجابة

(ب) لأن بور افترض ان الإلكترون مجرد جسيم مادي سالب الشحنة وأهمل طبيعته الموجية.

3 عالج هايزنبرج قصوراً عند بور هو

(أ) يستحيل عملياً تحديد موقع وسرعة الإلكترون معاً بدقة

(ب) للإلكترون طبيعة مزدوجة

(ج) يمكن تحديد موقع وسرعة الإلكترون معاً بدقة

(د) ذرة الهيدروجين مسطحة

الإجابة

(ج) لأن العالم هايزنبرج وضع مبدأ عدم التأكد والذي ينص على انه يستحيل عملياً تحديد

موقع وسرعة الإلكترون معاً وبدقة في نفس الوقت حيث التحدث بلغة الاحتمالات هو

الأقرب للصواب.

موقع فيروز التعليمي

معنا التعليم أصبح متعة

أعداد الكم

• أعطى الحل الرياضى للمعادلة الموجية لشروندجر أربعة أعداد سميت بأعداد الكم.

◀ يلزم لتحديد طاقة الإلكترون في الذرة عديدة الإلكترونات، معرفة أعداد الكم الأربعة التي تصفه وهي

١ عدد الكم الرئيسي (n)

• اكتشفه العالم بور واستخدمه في تفسير طيف ذرة الهيدروجين.

• هو عدد يصف بعد الإلكترون عن النواة.

◀ أهميته:

تحديد رتبة مستويات الطاقة الرئيسية

"عددها سبعة في أنقل الذرات المعروفة وهي في الحالة المستقرة ($n = 1 \rightarrow 7$)"

رمز المستوى	K	L	M	N	O	P	Q
رتبة المستوى	1	2	3	4	5	6	7

تحديد عدد الإلكترونات التي يتشبع بها كل مستوى طاقة رئيسى من خلال العلاقة ($2n^2$).

"حيث (n) تعبر عن رقم (رتبة) مستوى الطاقة الرئيسي"

رمز المستوى	رتبة المستوى (n)	عدد الإلكترونات التي يتشبع بها كل مستوى
K	1	$2 \times 1^2 = 2 e^-$
L	2	$2 \times 2^2 = 8 e^-$
M	3	$2 \times 3^2 = 18 e^-$
N	4	$2 \times 4^2 = 32 e^-$

موقع
فدروز
التعليمي

ملحوظة هامة

- (١) لا تنطبق العلاقة $(2n^2)$ على مستويات الطاقة الأعلى من المستوى الرابع والسبب في ذلك ان الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد الإلكترونات في أي مستوى عن ٣٢ إلكترون.
- (٢) عدد الكم الرئيسي دائماً يكون عدداً صحيحاً (1, 2, 3, ...) ولا يأخذ قيمة الصفر أو الكسر أو قيمة سالبة والسبب في ذلك انه يعبر عن رتبة المستوى.
- (٣) تزداد طاقة الإلكترون بزيادة عدد الكم الرئيسي (n) .

موقع
فدروز
التعليمي

٢ عدد الكم الثانوي (l)

- اكتشفه العالم سمرفيلد عندما استخدم مطياف ذوقوة تحليلية أعلى من مطياف بور، حيث وجد ان كل خط طيف رئيسي يتكون من عدة خطوط طيفية رفيعة ملونة تساوي رقمه وتمثل انتقال الإلكترونات بين مستويات متقاربة في الطاقة (المستويات الفرعية).
- يوجد بكل مستوى طاقة رئيسي عدد من المستويات الفرعية تساوي رقمه.
- تسمى المستويات الحقيقية للطاقة في الذرة بالمستويات الفرعية (تحت مستويات الطاقة).

أهميته:

- يستخدم في تحديد مستويات الطاقة الفرعية الموجودة في كل مستوى طاقة رئيسي.
- يصف أشكال السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية.

" يمثل عدد الكم الثانوي بقيم عددية صحيحة تتراوح ما بين $[0 : (n - 1)]$ "

رمز المستوى الفرعي	قيمة عدد الكم الثانوي له (l) $[0 : (n - 1)]$
s	0
p	1
d	2
f	3

ملحوظة هامة

(١) تختلف مستويات الطاقة الفرعية لنفس مستوى الطاقة الرئيسي عن بعضها اختلافاً

بسيطاً في الطاقة ويمكن ترتيبها من حيث الطاقة كالتالي: $s < p < d < f$.

• حيث المستوى الفرعي (s) هو الأقل في الطاقة.

• حيث المستوى الفرعي (f) هو الأعلى في الطاقة.

(٢) تختلف طاقة المستوى الفرعي باختلاف مستوى الطاقة الرئيسي المتواجد فيه فمثلاً:

• طاقة المستوى الفرعي (s) في المستوى الرئيسي الثاني أعلى من طاقة المستوى الفرعي

(s) في المستوى الرئيسي الأول.

الجدول التالي يوضح العلاقة بين مستوى الطاقة الرئيسي وعدد الكم الرئيسي (n) وقيم عدد الكم الثانوي (l):

مستوى الطاقة الرئيسي	عدد الكم الرئيسي	مستويات الطاقة الفرعية	قيم عدد الكم الثانوي (l)
k	1	1s	0
L	2	2s	0
		2p	1
M	3	3s	0
		3p	1
		3d	2
N	4	4s	0
		4p	1
		4d	2
		4f	3

3 عدد الكم المغناطيسي (m_l)

أهميته:

- (1) يحدد عدد الأوربيتالات في كل مستوى فرعي من خلال العلاقة $(2l+1)$.
- (2) يحدد الاتجاهات الفراغية للأوربيتالات.
- (3) يصف شكل ورقم الأوربيتال الذي يوجد به الإلكترون.

ملحوظة هامة:



- (1) عدد الأوربيتالات في كل مستوى فرعي دائماً يكون عدد فردي.
- (2) عدد الأوربيتالات في كل مستوى طاقة رئيسي يساوي مربع رقمه (n^2) .
- (3) يمثل عدد الكم المغناطيسي بقيمة صحيحة تتراوح ما بين $(-l, \dots, 0, \dots, +l)$.
- (4) أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد متشابهة في الشكل والطاقة والحجم ومختلفة في الاتجاه الفراغي.

معلومات متضمنة

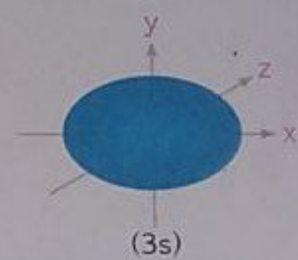
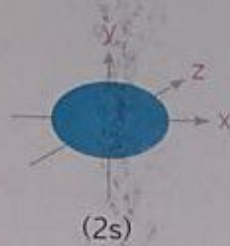
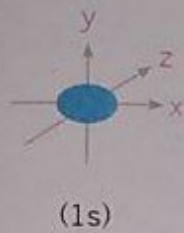
- الأوربيتال الواحد يمتلئ بـ 2 إلكترون ، ولذلك المستوى الفرعي s يتشبع بـ 2 إلكترون (لأنه يتكون من أوربيتال واحد) ، والمستوى الفرعي p يتشبع بـ 6 إلكترون (لأنه يتكون من ثلاثة أوربيتالات) ، والمستوى الفرعي d يتشبع بـ 10 إلكترون (لأنه يتكون من خمسة أوربيتالات) ، والمستوى الفرعي f يتشبع بـ 14 إلكترون (لأنه يتكون من سبعة أوربيتالات) .

المستوى الفرعي	عدد الأوربيتالات	عدد الإلكترونات
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

الشكل الفراغي للأوربيتالات

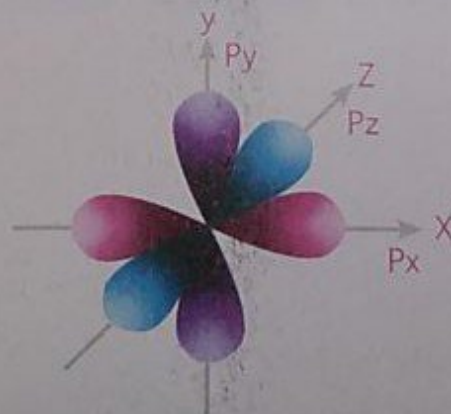
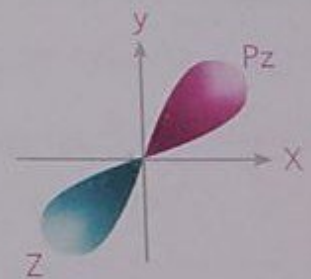
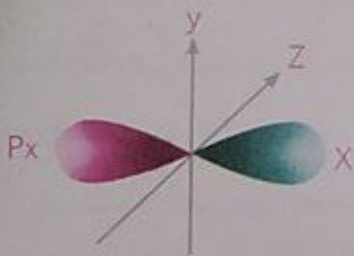
١ المستوى الفرعي (s):

- يتكون من أوربيتال واحد وشكله كروي مثنائل حول النواة.
- أوربيتالات المستويات الفرعية (s) كلها كروية وتزداد أحجامها بزيادة عدد الكم الرئيسي.
- فمثلاً أوربيتال المستوى الفرعي (s) الموجود في مستوى الطاقة الثاني أكبر حجماً من أوربيتال المستوى الفرعي (s) الموجود في مستوى الطاقة الأول.



٢ المستوى الفرعي (p):

- يتكون من ثلاثة أوربيتالات متعامدة حيث تتخذ محاورها الاتجاهات الفراغية الثلاثة x, y, z .
- ولذلك يرمز لها بالرموز P_y, P_z, P_x .
- الأوربيتال الواحد عبارة عن كمثرتين متقابلتين عند الرأس في نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية.





الدرس 3 أعداد الكم

٣ المستوى الفرعي (d):

• يتكون من خمسة أوربيبتالات ، الشكل الفراغي لها معقد .

٤ المستوى الفرعي (F):

• يتكون من سبعة أوربيبتالات ، الشكل الفراغي لها كعنقود العنب وشكلها معقد .

الجدول التالي يوضح العلاقة بين عدد الكم الرئيسي (n) وعدد الكم الثانوي (l) وعدد الكم المغناطيسي (m_l):

مستوى الطاقة الرئيسي	عدد الكم الرئيسي (n)	مستويات الفرعية	عدد الكم الثانوي (l)	عدد الكم المغناطيسي (m_l) (-l, ..., 0, ..., +l)
K	1	1s	0	0
		2s	0	0
L	2	2p	1	-1, 0, 1
		3s	0	0
		3p	1	-1, 0, 1
M	3	3d	2	-2, -1, 0, 1, 2
		4s	0	0
		4p	1	-1, 0, 1
		4d	2	-2, -1, 0, 1, 2
N	4	4f	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3

٤ عدد الكم المغزلي (m_s)

للإلكترون حركتان

مغزلية حول محوره

مثل

(دوران الأرض حول محورها)

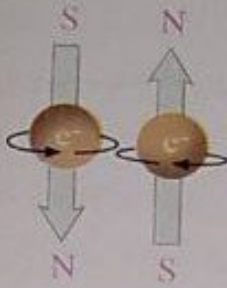
" ينشأ عنها المجال المغناطيسي للذرة "

دورانية حول النواة

مثل

(دوران الأرض حول الشمس)

" تسبب استقرار الذرة "



عدد الكم المغزلي:

هو عدد يحدد نوعية حركة الإلكترون المغزلية حول محوره في الأوربيتال ، فقد تكون .

(أ) مع اتجاه حركة عقارب الساعة (\uparrow) وتكون قيمة (m_l) له تساوى $(+\frac{1}{2})$.

الحركة المغزلية للإلكترون الأوربيتال الواحد (ب) عكس اتجاه حركة عقارب الساعة (\downarrow) وتكون قيمة (m_l) له تساوى $(-\frac{1}{2})$.

احتمالات تواجد الأوربيتال:

- ١ أوربيتال فارغ : هو أوربيتال لا يحتوى على أى إلكترون .
- ٢ أوربيتال نصف ممتلئ \uparrow : هو أوربيتال يحتوى على إلكترون واحد .
- ٣ أوربيتال تام الأمتلاء $\uparrow\downarrow$: هو أوربيتال يحتوى على إلكترونين .

ملحوظة هامة

- (١) ينشأ عن دوران الإلكترون حول محوره مجال مغناطيسى ولذلك يعمل الإلكترون كمغناطيس صغير .
- (٢) لا يتسع أى أوربيتال لأكثر من إلكترونين وبالرغم من ان إلكترونى الأوربيتال الواحد يحملان نفس الشحنة إلا أنهما لا يتنافران !! والسبب فى ذلك ان نتيجة دوران الإلكترون حول محوره فى اتجاه معين ينشأ له مجال مغناطيسى يعاكس المجال المغناطيسى الناشئ عن دوران الإلكترون الأخر حول محوره فيلاشي كل منهما الأخر، ويقال أنهما فى حالة ازدواج ($\uparrow\downarrow$) .

العلاقة بين مستوى الطاقة الرئيسى والمستويات الفرعية والأوربيتالات

كل مستوى طاقة رئيسى يوجد به عدد من المستويات الفرعية تساوى رقمه ، فمثلاً :

- المستوى الأول يتكون من مستوى فرعى واحد .
- المستوى الثانى يتكون من مستويين فرعيين .
- المستوى الثالث يتكون من ثلاثة مستويات فرعية .
- المستوى الرابع يتكون من أربعة مستويات فرعية .

موقع
فدروز
التعليمي



الدرس 3 أعداد الكم

٢ عدد الأوربيتالات في كل مستوى طاقة رئيسي يساوي مربع رقمه (n^2)، فمثلاً:

- المستوى الأول يتكون من أوربيتال واحد.
- المستوى الثاني يتكون من أربعة أوربيتالات.
- المستوى الثالث يتكون من تسعة أوربيتالات.
- المستوى الرابع يتكون من ستة عشر أوربيتال.

٣ عدد الإلكترونات التي يتشعب بها كل مستوى طاقة رئيسي تساوي ضعف مربع رقمه ($2n^2$)، فمثلاً:

- المستوى الأول يتشعب بـ 2 إلكترون.
- المستوى الثاني يتشعب بـ 8 إلكترون.
- المستوى الثالث يتشعب بـ 18 إلكترون.
- المستوى الرابع يتشعب بـ 32 إلكترون.

موقع
فدروز
التعليمي

٤ عدد الأوربيتالات في كل مستوى طاقة فرعي يساوي ($2\ell+1$):

مستوى الطاقة الرئيسي	عدد الكم الرئيسي	مستويات الطاقة الفرعية	عدد الكم الثانوي	عدد الأوربيتالات بكل مستوى فرعي	عدد إلكترونات تشعب كل مستوى فرعي	عدد إلكترونات تشعب كل مستوى طاقة رئيسي
K	1	1s	0	1	2	2
L	2	2s	0	1	2	8
		2p	1	3	6	
M	3	3s	0	1	2	18
		3p	1	3	6	
		3d	2	5	10	
N	4	4s	0	1	2	32
		4p	1	3	6	
		4d	2	5	10	
		4f	3	7	14	

موقع
فيدوز
التعليمي

تدريب حسابي 1

1 من القيم المحتملة لعدد الكم الرئيسي (n)

- (أ) -2 (ب) 3 (ج) $\frac{1}{2}$ (د) 0

الإجابة

(ب) لأنه يأخذ قيم صحيحة موجبة ولا يأخذ قيمة الصفر.

2 أوريبتالات المستوى الفرعي $2p$ تتفق فيما يلي ما عدا

- (أ) الشكل (ب) الطاقة (ج) الاتجاه (د) الحجم

الإجابة

(ج) لأن المستوى الفرعي p يتكون من ثلاثة أوريبتالات متشابهة في الشكل والطاقة والحجم ولكن تختلف في الاتجاهات الفراغية حيث ينتشر كل أوريبتال في بعد فراغي مختلف عن الأوريبتالين الآخرين (p_x, p_y, p_z) .

3 مستويات الطاقة الفرعية في كل مستوى طاقة رئيسي

- (أ) متساوية في الطاقة (ب) متشابهة في الشكل
(ج) متقاربة في الطاقة (د) تقشع بنفس عدد الإلكترونات

الإجابة

(ج) لأنها توجد في نفس مستوى الطاقة الرئيسي لذلك فهي متقاربة في الطاقة.

4 تتفق المستويات الفرعية $1s, 2s, 3s$ في

- (أ) الطاقة (ب) الشكل (ج) قيمة l (د) ب و ج معاً

الإجابة

(د) لأن المستوى الفرعي (s) عبارة عن أوريبتال واحد فقط له شكل كروي متماثل وقيمة عدد الكم الثانوي لأي مستوى (s) هي صفر بينما تختلف الطاقة نتيجة تواجدهم في مستويات رئيسية مختلفة.



الدرس 3 أعداد الكم

- 5 وجه الاختلاف بين الأوربيتاليين $2p_x$, $2p_y$ يكون في
- (أ) الطاقة (ب) الحجم (ج) الاتجاه الفراغي (د) السعة الإلكترونية

الإجابة

(ج) لأن المستوي الفرعي ($2p$) يتكون من ثلاثة أوربيتالات متشابهة في الحجم والطاقة والسعة الإلكترونية ولكن تختلف في الاتجاهات الفراغية حيث ينتشر كل أوربيتال في بعد فراغي مختلف عن الأوربيتاليين الآخرين (p_x , p_y , p_z).

- 6 المستويان الفرعيان $3s$, $3p$ يكونان

- (أ) متساويان في الطاقة ومتشابهان في الشكل (ب) متساويان في الطاقة ومختلفان في الشكل
(ج) متقاربان في الطاقة ومتشابهان في الشكل (د) متقاربان في الطاقة ومختلفان في الشكل

الإجابة

(د) متقاربان في الطاقة لأن المستويات الفرعية التي توجد في نفس المستوي الرئيسي متقاربة في الطاقة ومختلفة في الشكل لأن أوربيتالات (s) لها شكل كروي متماثل والذي يختلف عن شكل أوربيتالات (p) الكمثرية.

- 7 الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة K

- (أ) تتفق في عدد الكم (n) فقط (ب) تتفق في عدد الكم (l) فقط
(ج) تتفق في عدد الكم (m_l) فقط (د) تختلف في عدد الكم (m_s)

الإجابة

(د) لأنها تتفق في عدد الكم الرئيسي والثانوي والمغناطيسي وتختلف في المغزلي.

- 8 يمكن حساب عدد الإلكترونات التي يتشبع بها كل مستوى طاقة فرعي من خلال العلاقة

- (أ) $2l + 1$ (ب) $2(2l + 1)$ (ج) n^2 (د) $2n^2$

الإجابة

(ب) لأن عدد الإلكترونات في أي مستوى فرعي يساوي ضعف عدد الأوربيتالات لأن كل أوربيتال يتسع لإلكترونين فقط وعدد الأوربيتالات في المستوى الفرعي يتحدد من العلاقة $(2l + 1)$ وبالتالي فإن ضعفها هو عدد الإلكترونات.

قواعد توزيع الإلكترونات

١ مبدأ الاستبعاد لباولي :

• لا يتفق إلكترونان في ذرة واحدة في نفس أعداد الكم الأربعة.

◀ الجدول التالي يوضح اتفاق إلكترونين المستوي الفرعي 3s في قيم أعداد الكم (n, ℓ, m_ℓ, m_s) واختلافهما في قيمتي عدد الكم المغزلي (m_s).

أعداد الكم الأربعة	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول	3	0	0	$+\frac{1}{2}$
الإلكترون الثاني	3	0	0	$-\frac{1}{2}$

١ تدريب

• أكتب أعداد الكم الأربعة المحتملة للإلكترون الثالث في المستوى الفرعي 4d.

$$n=4 \quad \ell=2 \quad m_\ell=0 \quad m_s=+\frac{1}{2}$$

-2	-1	0	1	2
↑	↑	↑		

• ما أوجه التشابه في أعداد الكم بين الإلكترون الخامس في المستوى ($2p$) والإلكترون الثاني في المستوى ($2s$)؟

- الإلكترون الثاني في ($2s$)

0
↑↓

$$n=2 \quad \ell=0 \quad m_\ell=0 \quad m_s=-\frac{1}{2}$$

- الإلكترون الخامس في ($2p$)

-1	0	+1
↑↓	↑↓	↑

$$n=2 \quad \ell=1 \quad m_\ell=0 \quad m_s=-\frac{1}{2}$$

∴ أوجه التشابه في عدد الكم الرئيسي (n) وعدد الكم المغناطيسي (m_ℓ) وعدد الكم المغزلي (m_s).

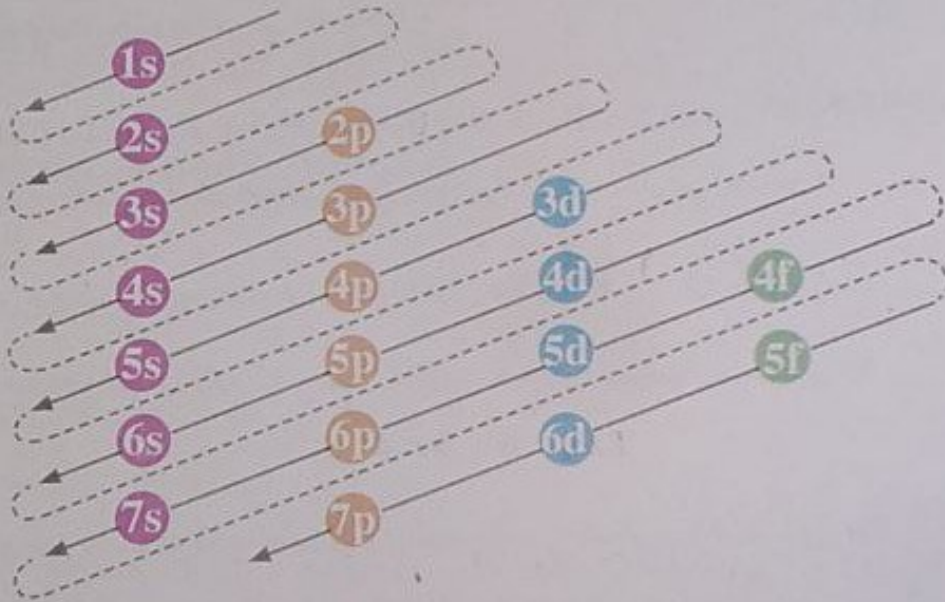


مفهومه

• لا بد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى

◀ تختلف المستويات الفرعية عن بعضها اختلافاً طفيفاً في الطاقة، ويتم ترتيبها تصاعدياً حسب الطاقة كالتالي:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$$



ملحوظة هامة

- (١) المستوى الفرعي (s) يتكون من أوريبتال واحد ولذلك يمتلئ بـ 2 إلكترون.
- (٢) المستوى الفرعي (p) يتكون من ثلاثة أوريبتالات ولذلك يمتلئ بـ 6 إلكترون.
- (٣) المستوى الفرعي (d) يتكون من خمسة أوريبتالات ولذلك يمتلئ بـ 10 إلكترون.
- (٤) المستوى الفرعي (f) يتكون من سبعة أوريبتالات ولذلك يمتلئ بـ 14 إلكترون.



فكرة ترتيب المستويات الفرعية من حيث الطاقة

١ المستوى الفرعي الذي يكون له مجموع قيم عدد الكم الرئيسي والثانوي $(n + \ell)$ له أقل يملأ بالإلكترونات أولاً.

مثال: أي من المستويين الفرعيين $4s$ أم $3d$ يملأ أولاً؟

• قيمة مجموع عددي الكم الرئيسي والثانوي $(n + \ell)$ بالنسبة للمستوى $4s$

$$4s = 4 + 0 = 4$$

• قيمة مجموع عددي الكم الرئيسي والثانوي $(n + \ell)$ بالنسبة للمستوى $3d$

$$3d = 3 + 2 = 5$$

ولذلك فإن المستوى الفرعي $4s$ يملأ أولاً.

٢ إذا تساوى المستويين الفرعيين في مجموع قيمة عدد الكم الرئيسي والثانوي $(n + \ell)$ فإن المستوى الذي له أصغر قيمة عدد كم رئيسي (n) يملأ أولاً (لأنه الأقل في الطاقة):

مثال: أي من المستويين الفرعيين $4s$ أم $3p$ يملأ أولاً؟

• قيمة مجموع عددي الكم الرئيسي والثانوي $(n + \ell)$ بالنسبة للمستوى $4s$

$$4s = 4 + 0 = 4$$

• قيمة مجموع عددي الكم الرئيسي والثانوي $(n + \ell)$ بالنسبة للمستوى $3p$

$$3p = 3 + 1 = 4$$

ولذلك فإن المستوى الفرعي $3p$ يملأ أولاً، لأن عدد الكم الرئيسي (n) له هو الأقل.



معلومات متضمنة

• بالنسبة للرقم الذي يسبق المستوى الفرعي يكون كالتالي:

(١) أول ظهور للمستوى الفرعي s يأخذ رقم (1).

(٢) أول ظهور للمستوى الفرعي p يأخذ رقم (2).

(٣) أول ظهور للمستوى الفرعي d يأخذ رقم (3).

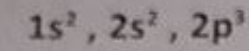
(٤) أول ظهور للمستوى الفرعي f يأخذ رقم (4).

موقع
فدروز
التعليمي

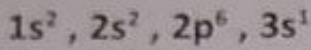
٢

تدريب

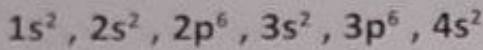
• وضح التركيب الإلكتروني للعناصر التالية وفقاً لمبدأ البناء التصاعدي.



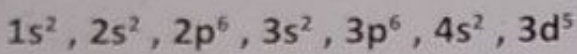
١ النيتروجين (${}^7\text{N}$):



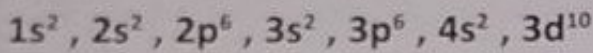
٢ الصوديوم (${}_{11}\text{Na}$):



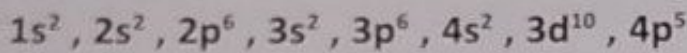
٣ الكالسيوم (${}_{20}\text{Ca}$):



٤ المنجنيز (${}_{25}\text{Mn}$):



٥ الخارصين (${}_{30}\text{Zn}$):

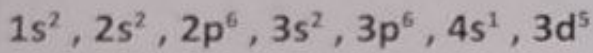


٦ البروم (${}_{35}\text{Br}$):

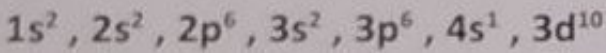


معلومات متضمنة

• يشذ التركيب الإلكتروني لكل من :



(أ) الكروم (${}_{24}\text{Cr}$):



(ب) النحاس (${}_{29}\text{Cu}$):

◀ والسبب في ذلك ان الذرة تكون أقل طاقة وأكثر ثباتاً واستقراراً ، إذا كان المستوى الفرعي ($3d$) نصف ممتلئ أو تام الأمتلاء .

◀ كيفية كتابة التركيب الإلكتروني للأيون :

(أ) في حالة الأيون الموجب يتم فقد عدد من الإلكترونات من المستوى الفرعي الأخير بالمستوى الرئيسي الأخير .

(ب) في حالة الأيون السالب يضاف عدد من الإلكترونات إلى إلكترونات العنصر .

◀ تظل قيمة العدد الذري ثابتة إنما يتغير عدد الإلكترونات .

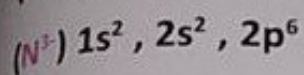
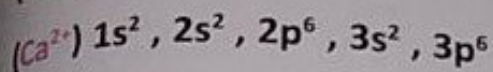
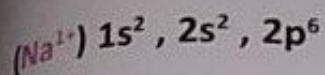


خذ بالك

٣

تدريب

• إذا علمت أن العدد الذري لكل من ${}_{11}\text{Na}$ ، ${}_{20}\text{Ca}$ ، ${}_{7}\text{N}$ - أكتب التركيب الإلكتروني لأيونات التالية Na^{1+} ، Ca^{2+} ، N^{3-}



٣ قاعدة هوند

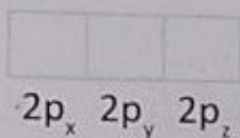
مفهومه

• لا يحدث ازدواج بين إلكترونين في مستوى فرعي معين إلا بعد أن تشغل أوربيبتالاته فرادى أولاً.

طريقة ملء أوربيبتالات مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات وفقاً لقاعدة هوند

١ المستوى الفرعي الواحد يتكون من أوربيبتالات متساوية في الطاقة:

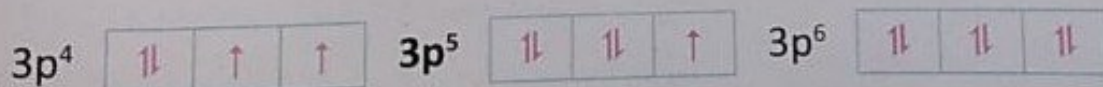
مثال: المستوى الفرعي (2p) يتكون من ثلاثة أوربيبتالات هي $(2p_x, 2p_y, 2p_z)$ وهذه الأوربيبتالات متساوية في الطاقة.



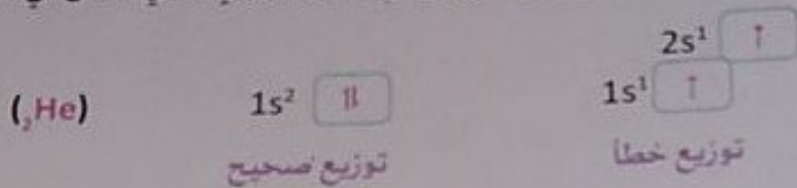
٢ يتم توزيع الإلكترونات في أوربيبتالات المستوى الفرعي الواحد فرادى أولاً ، بحيث يكون اتجاه حركة الإلكترونات في نفس الاتجاه:



٣ لا يحدث ازدواج في أوربيبتالات المستوى الفرعي الواحد إلا بعد أن تشغل جميع أوربيبتالاته فرادى أولاً ، بحيث كل إلكترونين مزدوجين حركتهما المغزلية تكون متعاكسة (↑↓):



٤ من الأفضل للإلكترون من حيث الطاقة أن يزدوج مع إلكترون آخر في أوريبتال واحد في نفس المستوى الفرعي بدلاً من أن ينتقل إلى أوريبتال فارغ في المستوى الفرعي التالي الأعلى في الطاقة:



٥ تفضل الإلكترونات أن تشغل أوريبتالات فرادي أولاً قبل أن تزدوج

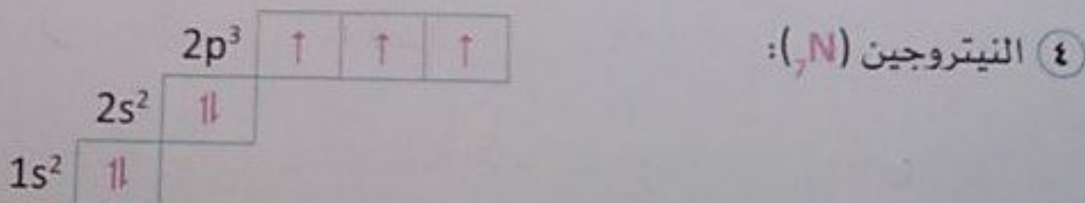
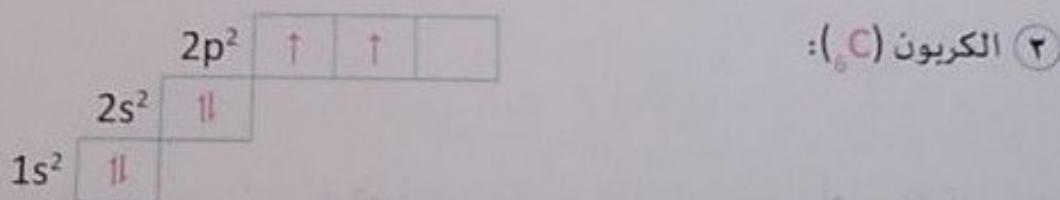
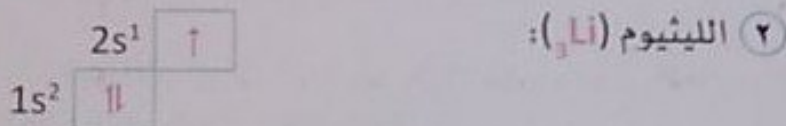
٦ لأن ذلك أفضل من حيث الطاقة حيث أن ازدواج إلكترونين في أوريبتال واحد بالرغم من عزلهما المتعاكس ينشأ عنه قوى تنافر تعمل على عدم استقرار الذرة.

٧ يفضل الإلكترون أن يزدوج مع إلكترون آخر في أوريبتال واحد في نفس المستوى الفرعي عن الانتقال إلى أوريبتال مستقل في مستوى فرعي أعلى

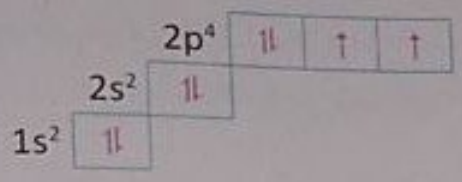
٨ لأن الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التنافس بين الإلكترونين المزدوجين أقل من الطاقة اللازمة للانتقال إلى مستوى فرعي أعلى في الطاقة.

٤ تدريب

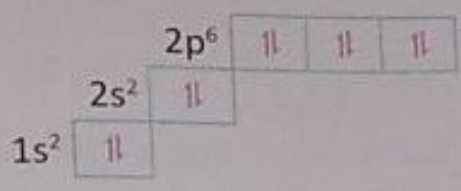
• أكتب التركيب الإلكتروني للعناصر التالية وفقاً لقاعدة هوند.



موقع
فديو
التعليمي



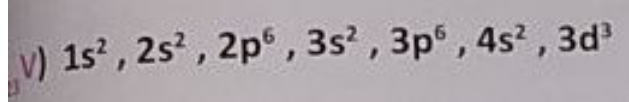
٥ الأكسجين (${}_{8}\text{O}$):



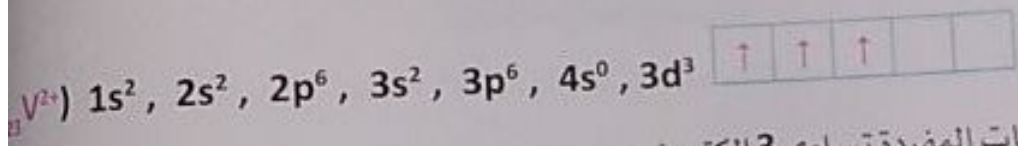
٦ النيون (${}_{10}\text{Ne}$):

٥ تدريب

1 ما عدد الإلكترونات المفردة الموجودة في أيون الفانديوم (${}_{23}\text{V}^{2+}$)؟
 • التركيب الإلكتروني لذرة الفانديوم وهي في حالتها المستقرة:

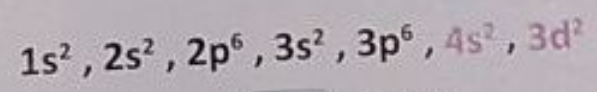


• التركيب الإلكتروني لأيون الفانديوم:



∴ عدد الإلكترونات المفردة تساوي 3 إلكترون.

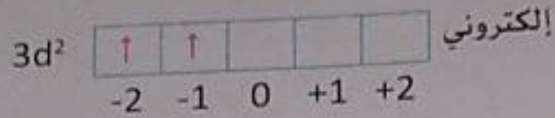
2 توقع أعداد الكم المحتملة للإلكترونات التكافؤ لعنصر التيتانيوم (${}_{22}\text{Ti}$).
 • التركيب الإلكتروني لعنصر التيتانيوم:



	الإلكترون الأول	الإلكترون الثاني
n	4	4
l	0	0
m_l	0	0
m_s	$+\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$

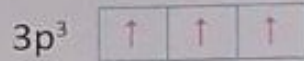
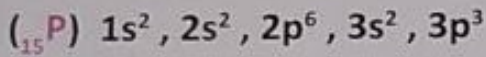


الدرس 4 قواعد توزيع الإلكترونات

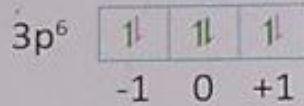
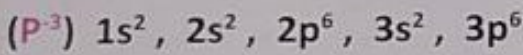


	الإلكترون الأول	الإلكترون الثاني
n	3	3
ℓ	2	2
m_ℓ	-2	-1
m_s	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$

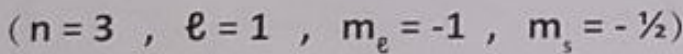
3 تكتسب ذرة الفوسفور 3 إلكترونات من ذرات الصوديوم لتكوين Na_3P ، أكتب أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأول والثالث من هذه الإلكترونات المكتسبة علماً بأن (^{15}P).



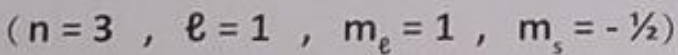
موقع
فدروز
التعليمي



◀ أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأول المكتسب.



◀ أعداد الكم الأربعة للإلكترون الثالث المكتسب.



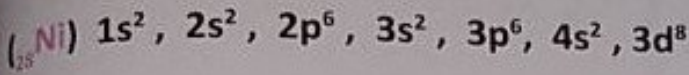
4 أكتب التوزيع الإلكتروني لأيون النيكل ($^{28}Ni^{+2}$)، ثم أجب عما يأتي:

(أ) كم عدد الأوربيبتالات المشغولة بالإلكترونات؟

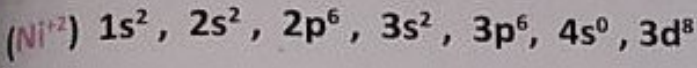
(ب) كم عدد الأوربيبتالات الممتلئة بالإلكترونات؟

(ج) كم عدد الأوربيبتالات التي تحتوى على إلكترونات مفردة؟

◀ التركيب الإلكتروني لذرة النيكل وهي في حالتها المستقرة.



◀ التركيب الإلكتروني لأيون النيكل II.



(ج) 2

(ب) 12

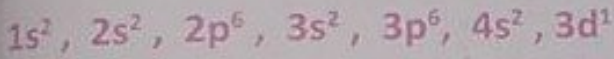
(أ) 14

5 ما العدد الذري لعنصر آخر إلكترون فيه له أعداد الكم التالية؟

$$(n = 3, \ell = 2, m_\ell = -2, m_s = +\frac{1}{2})$$

3d ¹	↑				
	-2	-1	0	+1	+2

∴ التوزيع الإلكتروني لهذا العنصر يكون كالتالي.



∴ العدد الذري لهذا العنصر = 21 إلكترون.

موقع فيروز التعليمي



<https://fb.com/studyvideoo>



<http://t.me/studyvideoo>



<https://bit.ly/2RyAjLk>



<http://t.me/secoondary3>



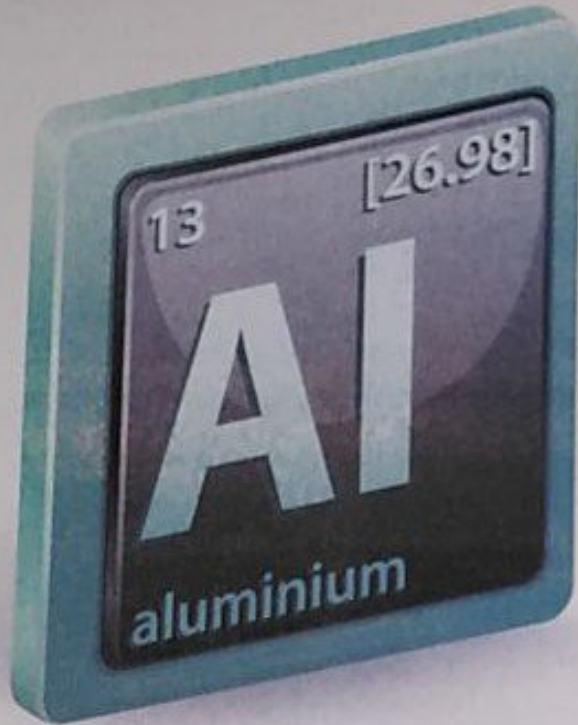
<https://www.studyvideoo.com>

تابعونا على مواقع التواصل الاجتماعي
باسم "موقع فيروز التعليمي"

الجدول الدوري وتصنيف العناصر



الباب



موقع
فدروز
التعليمي

محتويات الباب

- 1 الدرس • الجدول الدوري الحديث
- 2 الدرس • تدرج الخواص في الجدول الدوري
- 3 الدرس • تابع تدرج الخواص في الجدول الدوري
- 4 الدرس • أعم داد التأكد سد

الجدول الدوري الحديث

تعريف الجدول الدوري الحديث

• هو جدول رتب في العناصر ترتيباً تصاعدياً حسب الزيادة في أعدادها الذرية.

الأساس الذي بنى عليه الجدول الدوري

- (١) ترتيب العناصر تصاعدياً حسب الزيادة في أعدادها الذرية.
- (٢) يتم ملء المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى حسب مبدأ البناء التصاعدي.

مكونات الجدول الدوري:

- يتكون الجدول من:
 - (أ) 7 دورات أفقية.
 - (ب) 18 مجموعة رأسية.

الدورة الأفقية

• عبارة عن مجموعة من العناصر مختلفة في الخواص ومرتببة تصاعدياً حسب الزيادة في أعدادها الذرية من اليسار إلى اليمين.

خصائصها:

- ١ رقم الدورة يدل على عدد مستويات الطاقة الرئيسية الموجودة في ذرة العنصر.
- ٢ في الدورة الواحدة يزيد كل عنصر عن الذي يسبقه بالكترون واحد.
- ٣ تبدأ كل دورة بملء مستوى طاقة رئيسي جديد بالإلكترونات.
- ٤ تبدأ كل دورة بعنصر من الفئة (s) وتنتهي بغاز خامل حيث يكتمل فيه امتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات.
- ٥ عناصر الدورة الواحدة تتفق في قيمة (n) فقط.

المجموعة الرأسية

• عبارة عن مجموعة من العناصر متشابهة في الخواص ومرتببة تصاعدياً حسب الزيادة في أعدادها الذرية من أعلى إلى أسفل.

موقع
فدروز
التعليمي



خصائصها:

١ تحتوي كل مجموعة رأسية على مجموعة من العناصر تتشابه فيما بينها في خواصها الكيميائية.
٢ رقم المجموعة للعناصر الممثلة يدل على عدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأخير للذرة (الإلكترونات التكافؤ).

٣ عناصر المجموعة الواحدة تتشابه في التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير.

٤ عناصر المجموعة الواحدة تختلف في عدد الكم الرئيسي وتتفق في قيمة (l) و (m_l) و (m_s) .

٥ عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في الخواص

٦ لأنها تحتوي على نفس العدد من الإلكترونات في مستوى الطاقة الأخير.

٧ تشابه خواص عنصر الصوديوم $_{11}\text{Na}$ والبوتاسيوم $_{19}\text{K}$

٨ وذلك بسبب تشابه التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الخارجي في كل منهما (s^1)

الجدول الدوري يتكون من 118 عنصر ويتم توزيعهم في الدورات كالتالي:

الدورة	الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة	السابعة
عدد العناصر	2	8	8	18	18	32	32
نوع العناصر	ممثل خامل	ممثل خامل	ممثل خامل	ممثل إنتقالي رئيسي خامل	ممثل إنتقالي رئيسي خامل	ممثل إنتقالي رئيسي إنتقالي داخلي خامل	ممثل إنتقالي رئيسي إنتقالي داخلي خامل

يمكن تقسيم العناصر في الجدول الدوري إلى أربع فئات

١ عناصر الفئة (s)

- هي مجموعة من العناصر تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (s).
- تقع يسار الجدول الدوري.

موقع
فدروز
التعليمي

عناصر الفئة S

1 H هيدروجين	2 He هيليوم
3 Li ليثيوم	4 Be بريليوم
11 Na صوديوم	12 Mg ماغنسيوم
19 K بوتاسيوم	20 Ca كالمسيوم
37 Rb روبيديوم	38 Sr ستراتشيوم
55 Cs سيزيوم	56 Ba باريوم
87 Fr فرانسيوم	88 Ra راديوم

- تتكون من مجموعتين لان المستوى الفرعي (s) يتسع لـ 2 إلكترون . وهما:
 - (أ) المجموعة 1A تعرف بفلزات الألقاء وينتهي تركيبها الإلكتروني بالمستوى الفرعي ns^1 .
 - (ب) المجموعة 2A تعرف بفلزات الألقاء الأرضية وينتهي تركيبها الإلكتروني بالمستوى الفرعي ns^2 .

(n) يعبر عن رقم مستوى الطاقة الأخير ورقم الدورة في نفس الوقت.



قد بالك

عناصر الفئة (p)

- هي مجموعة من العناصر تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (p).
- تقع يمين الجدول الدوري.
- تتكون من 6 مجموعات رأسية لان المستوى الفرعي (p) يتسع لستة إلكترونات.

عناصر الفئة P

13 III A	14 IV A	15 V A	16 VI A	17 VII A	18 0 2 He هيليوم
5 B بورون	6 C كربون	7 N نيتروجين	8 O أكسجين	9 F فلور	10 Ne نيون
13 Al ألومنيوم	14 Si سيلكون	15 P فوسفور	16 S كبريت	17 Cl كلور	18 Ar ارجون
31 Ga جاليوم	32 Ge جرمانيوم	33 As زرنيخ	34 Se سيلينيوم	35 Br بروم	36 Kr كربتون
49 In إنديوم	50 Sn قصدير	51 Sb أنتيمون	52 Te تيلوريوم	53 I يود	54 Xe زينون

المجموعة	3A	4A	5A	6A	7A	المجموعة الصفيرية (0)
تركيبها الإلكتروني	np^1	np^2	np^3	np^4	np^5	np^6

ملحوظة هامة



- (١) يرمز لمجموعات الفئتين s, p بالرمز A باستثناء المجموعة الصفرية (0).
- (٢) المجموعة الصفرية تعرف أيضاً بالغازات الخاملة (العناصر النبيلة) وجميع مستويات طاقتها الفرعية مكتملة بالإلكترونات.
- (٣) تسمى عناصر الفئة (s) و (p) بالعناصر الممثلة باستثناء المجموعة الصفرية.

عناصر الفئة (d) ٣

- هي مجموعة من العناصر تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (d).
- تقع وسط الجدول الدوري.
- تتكون من 10 أعمدة رأسية لأن المستوى الفرعي (d) يتسع لعشرة إلكترونات لأنه يتكون من خمسة أوربيبتالات.
- منها 7 أعمدة تخص المجموعات B.
- منها 3 أعمدة تخص المجموعة الثامنة VIII.

موقع
فيروز
التعليمي

عناصر الفئة d

3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII			IB	IIB
21 Sc سكانديوم	22 Ti تيتانيوم	23 V فانديوم	24 Cr كروم	25 Mn منجنيز	26 Fe حديد	27 Co كوبلت	28 Ni نيكل	29 Cu نحاس	30 Zn حارصين
39 Y يتريوم	40 Zr زركونيوم	41 Nb نيوبيوم	42 Mo موليبدينوم	43 Tc تكنيتيوم	44 Ru روتينيوم	45 Rh روديوم	46 Pd بلاديوم	47 Ag فضة	48 Cd كادميوم
57 La لانثانيوم	72 Hf هافنيوم	73 Ta تنتاليوم	74 W تنجستين	75 Re رينيوم	76 Os أوزميوم	77 Ir إيريديوم	78 Pt بلاتين	79 Au ذهب	80 Hg زئبق

تعرف عناصر الفئة (d) بالعناصر الإنتقالية الرئيسية وتنقسم إلى ثلاث سلاسل وهي

١ السلسلة الإنتقالية الأولى:

- هي مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (3d).
- تقع في الدورة الرابعة.
- تركيبها الإلكتروني $3d^{1-10}, 4s^{1-2}$
- تبدأ بعنصر السكنديوم ($_{21}Sc$) وتنتهي بعنصر الخارصين ($_{30}Zn$).
- تحتوى هذه السلسلة على عشرة عناصر.

٢ السلسلة الإنتقالية الثانية:

- هي مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (4d).
- تقع في الدورة الخامسة.
- تركيبها الإلكتروني $4d^{1-10}, 5s^{1-2}$
- تبدأ بعنصر اليتريوم ($_{39}Y$) وتنتهي بعنصر الكادميوم ($_{48}Cd$).
- تحتوى هذه السلسلة على عشرة عناصر.

٣ السلسلة الإنتقالية الثالثة:

- هي مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (5d).
- تقع في الدورة السادسة.
- تركيبها الإلكتروني $5d^{1-10}, 6s^{1-2}$
- تبدأ بعنصر اللانثانيوم ($_{57}La$) وتنتهي بعنصر الزئبق ($_{80}Hg$).
- تحتوى هذه السلسلة على عشرة عناصر.

٤ عناصر الفئة (f)

- هي مجموعة من العناصر تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (f).
- تم فصلها أسفل الجدول الدوري حتى لا يكون الجدول طويلاً جداً.
- هي عناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (f) والذي يتسع لـ 14 إلكترون لأنه يتكون من سبعة أوربيبتالات.

موقع
فدروز
التعليمي

تعرف عناصر الفئة (f) بالعناصر الإنتقالية الداخلية وتنقسم إلى سلسلتين وهما

١ سلسلة اللانثانيدات:

- هي مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (4f) والذي يتسع لـ 14 إلكترون لأنه يتكون من سبعة أوربيبتالات ولذلك هذه السلسلة تتكون من 14 عنصر.
- تقع في الدورة السادسة . حيث ان التركيب الإلكتروني لمستوى التكافؤ الخارجي لجميع عناصرها ينتهي بـ $6s^2$ ولذلك فهذه العناصر شديدة التشابه حيث يصعب فصلها عن بعضها.
- سميت هذه السلسلة بالأكاسيد النادرة ولكن هذه التسمية غير دقيقة حيث أمكن حديثاً فصل أكاسيدها عن طريق التبادل الأيوني.

٢ سلسلة الأكتينيدات:

- هي مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (5f) والذي يتسع لـ 14 إلكترون لأنه يتكون من سبعة أوربيبتالات ولذلك هذه السلسلة تتكون من 14 عنصر.
- تقع في الدورة السابعة . حيث ان التركيب الإلكتروني لمستوى التكافؤ الخارجي لجميع عناصرها ينتهي بـ $7s^2$.
- تعرف هذه السلسلة بالعناصر المشعة لان أنويتها غير مستقرة.

عناصر الفئة f

اللانثانيدات	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
الأكتينيدات	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

علا تسمى اللانثانيدات بالأكاسيد النادرة ؟

ج لان التركيب الإلكتروني لمستوى التكافؤ الخارجي لجميع عناصرها ينتهي بـ $6s^2$ ولذلك فهذه العناصر شديدة التشابه حيث يصعب فصلها عن بعضها.

علا تسمى الأكتينيدات بالعناصر المشعة ؟

ج لان أنويتها غير مستقرة.

علا يعتبر تسمية عناصر اللانثانيدات بالأكاسيد النادرة تسمية غير دقيقة ؟

ج لان أمكن حديثاً فصل أكاسيدها عن طريق التبادل الأيوني.

موقع
فدروز
التعليمي

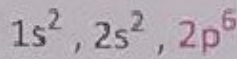
موقع
فدروز
التعليمي

18
0
2 He هيليوم
10 Ne نيون
18 Ar أرجون
36 Kr كربون
54 Xe زينون
86 Rn رادون

أنواع العناصر في الجدول الدوري

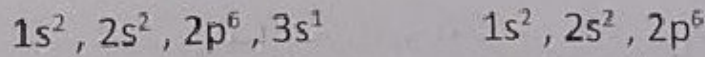
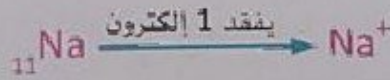
١ العناصر النبيلة

- تمثل المجموعة الأخيرة من عناصر الفئة (p).
 - تشغل المجموعة الصفيرية (18).
 - تعرف بالغازات الخاملة.
 - تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات ولذلك فهي عناصر مستقرة وتكون مركبات بصعوبة بالغة.
 - جزيئاتها عبارة عن ذرات مفردة.
 - ينتهي تركيبها الإلكتروني بالمستوى الفرعي (np^6) باستثناء الهيليوم He، تركيبه الإلكتروني ($1s^2$)
- ◀ مثال: التركيب الإلكتروني للنيون ($_{10}\text{Ne}$)



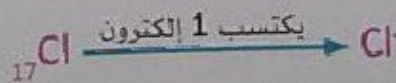
٢ العناصر الممثلة

- تمثل عناصر الفئة (s) وعناصر الفئة (p) ما عدا المجموعة الصفيرية.
 - تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات ما عدا مستوى الطاقة الرئيسي الأخير.
 - تشغل المجموعات من 1A: 7A.
 - تميل للوصول للتركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل لها ($1s^2$) أو (np^6), عن طريق فقد أو اكتساب أو المشاركة بالإلكترونات.
- ◀ مثال: يوضح فقد الإلكترونات للوصول لأقرب غاز خامل (تحول ذرة الفلز لأيون موجب).



◀ الوصول للتركيب الإلكتروني لغاز النيون $_{10}\text{Ne}$

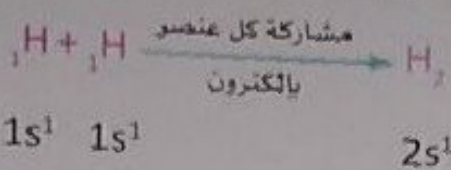
- ◀ مثال: يوضح اكتساب إلكترونات للوصول لأقرب غاز خامل (تحول ذرة اللافلز لأيون سالب).



◀ الوصول للتركيب الإلكتروني لغاز الأرجون $_{18}\text{Ar}$



◀ مثال: يوضح المشاركة بالإلكترونات للوصول لأقرب غاز خامل.

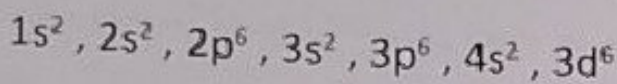


◀ الوصول للشركيب الإلكتروني لغاز الهيليوم ${}^2\text{He}$

3 العناصر الانتقالية الرئيسية

- تمثل عناصر الفئة (d) حيث يتتابع فيها امتلاء أوربيبتالات المستوى الفرعي d بالإلكترونات.
- تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات ما عدا آخر مستويين رئيسيين للطاقة.
- تنقسم إلى 3 سلاسل وتقع في 3 دورات متتالية " بداية من الدورة الرابعة حتى السادسة "

◀ مثال: الحديد (${}_{26}\text{Fe}$)



K	L	M	N
2	8	14	2
مكتمل	مكتمل	غير مكتمل	غير مكتمل

◀ المستوى الرئيسي الثالث والرابع لم يكتملا .

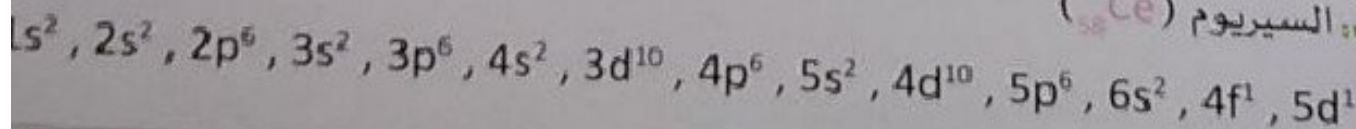


خذ بالك

4 العناصر الانتقالية الداخلية

- تمثل عناصر الفئة (f) حيث يتتابع فيها امتلاء أوربيبتالات المستوى الفرعي f بالإلكترونات.
- تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات ما عدا آخر ثلاثة مستويات رئيسية للطاقة.
- تنقسم إلى سلسلتين وتقع في دورتين متتاليتين " الدورة السادسة والسابعة "

◀ مثال: السيريوم (${}_{58}\text{Ce}$)



K	L	M	N	O	P
2	8	18	19	9	2
مكتمل	مكتمل	مكتمل	غير مكتمل	غير مكتمل	غير مكتمل

الثلاث مستويات الرابع والخامس والسادس لم يكتملوا.



خذ بالك

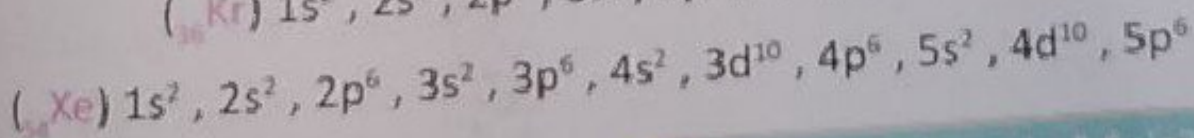
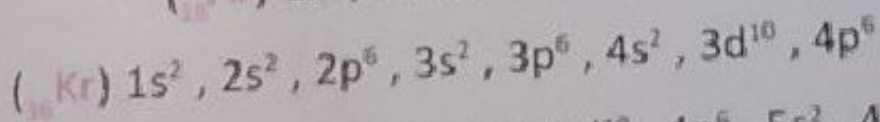
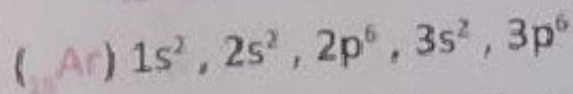
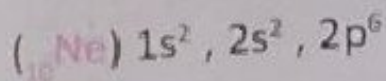
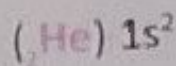
التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز خامل

- لقد درسنا في الدروس السابقة التوزيع الإلكتروني حسب مبدأ الاستبعاد لباولي وحسب البناء التصاعدي وحسب قاعدة هوند، ويعتبر التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز خامل هي الطريقة الرابعة.

تكرار الغازات الخاملة

- هي مجموعة من العناصر تمتاز بامتلاء جميع مستويات طاقتها الفرعية بالإلكترونات وتشغل المجموعة الصفيرية (0) أو (18).

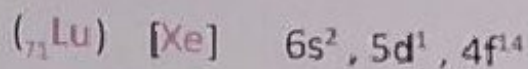
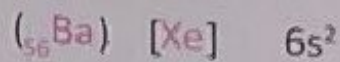
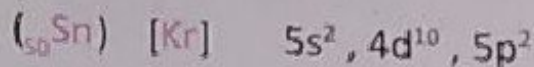
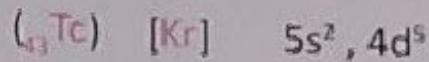
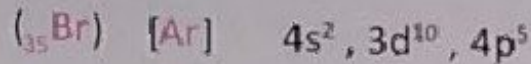
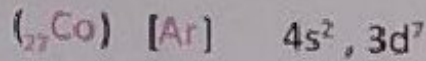
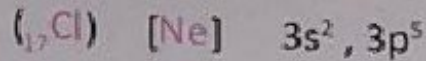
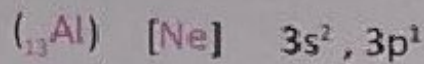
الغازات الخاملة وتركيبها الإلكتروني:



طريقة توزيع العناصر لأقرب غاز خامل

- أنظر للعدد الذري للعنصر.
- استخدم الغاز الخامل الذي له عدد ذري أقل مباشرة من العدد الذري للعنصر المراد توزيعه.
- استخدم ns الأعلى من ترتيب الغاز الخامل.

تطبيق: أكتب التوزيع الإلكتروني لهذه العناصر لأقرب غاز خامل



موقع
فدروز
التعليمي

تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري

أولاً تحديد نوع وفتة العنصر

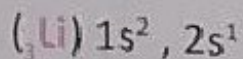
يتم تحديد فتة العنصر وكذلك نوعه من خلال آخر مستوى فرعي تم توزيع الإلكترونات فيه.

إذا كان آخر مستوى فرعي للعنصر هو (ns^{1-2}) :

فتة العنصر: s.

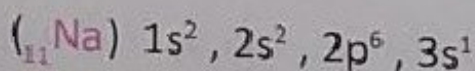
نوع العنصر: ممثل.

تطبيق: أذكر فتة وكذلك نوع هذه العناصر ($_{3}\text{Li}$ - $_{11}\text{Na}$ - $_{20}\text{Ca}$ - $_{37}\text{Rb}$).



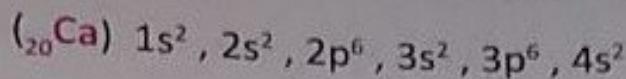
∴ نوع العنصر: ممثل.

∴ فتة العنصر: s.



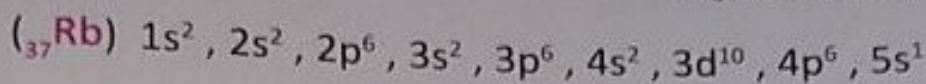
∴ نوع العنصر: ممثل.

∴ فتة العنصر: s.



∴ نوع العنصر: ممثل.

∴ فئة العنصر: s.



∴ نوع العنصر: ممثل.

∴ فئة العنصر: s.

◀ حالة خاصة:

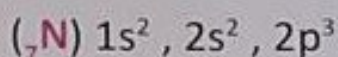
• عنصر الهيليوم ${}^2\text{He}$ تركيبه الإلكتروني $1s^2$ ، وبالتالي فهو من عناصر الفئة (s) ولكنه ليس عنصر ممثل بل عنصر نبيل (غاز خامل).

٢ إذا كان آخر مستوى فرعي للعنصر هو (np^{1-5}) :

← فئة العنصر: p.

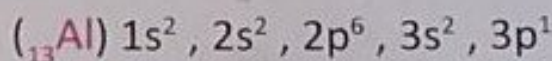
← نوع العنصر: ممثل.

▲ تطبيق: أذكر فئة وكذلك نوع هذه العناصر (${}_{7}\text{N}$ - ${}_{13}\text{Al}$ - ${}_{17}\text{Cl}$ - ${}_{33}\text{As}$).



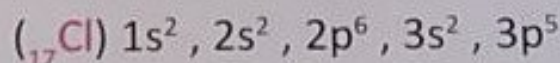
∴ نوع العنصر: ممثل.

∴ فئة العنصر: p.



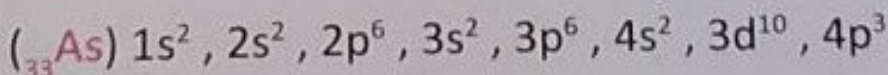
∴ نوع العنصر: ممثل.

∴ فئة العنصر: p.



∴ نوع العنصر: ممثل.

∴ فئة العنصر: p.



∴ نوع العنصر: ممثل.

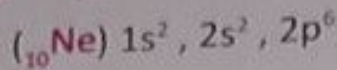
∴ فئة العنصر: p.

٣ إذا كان آخر مستوى فرعي للعنصر هو (np^6) :

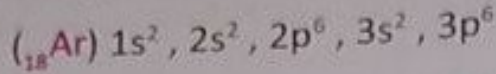
← فئة العنصر: p.

← نوع العنصر: عنصر نبيل (غاز خامل).

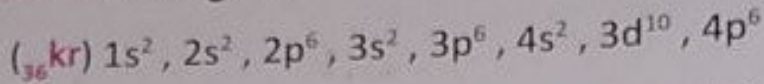
▲ **تطبيق:** أذكر فئة وكذلك نوع هذه العناصر ($_{10}\text{Ne}$ - $_{18}\text{Ar}$ - $_{36}\text{Kr}$ - $_{54}\text{Xe}$).



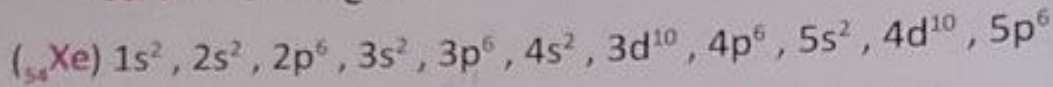
∴ فئة العنصر: p.
∴ نوع العنصر: عنصر نبيل.



∴ فئة العنصر: p.
∴ نوع العنصر: عنصر نبيل.



∴ فئة العنصر: p.
∴ نوع العنصر: عنصر نبيل.



∴ فئة العنصر: p.
∴ نوع العنصر: عنصر نبيل.

٤ إذا كان آخر مستوى فرعي للعنصر هو $(n-1)d^{1-10}$:

← فئة العنصر: d.

← نوع العنصر: إنتقالي رئيسي.

موقع
فدروز
التعليمي

(أ) إذا كان العنصر ينتهي بـ $3d^{1-10}$ فهو من ضمن عناصر السلسلة الإنتقالية الأولى.

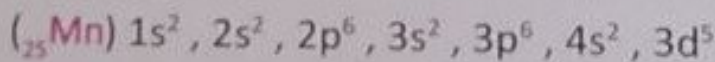
(ب) إذا كان العنصر ينتهي بـ $4d^{1-10}$ فهو من ضمن عناصر السلسلة الإنتقالية الثانية.

(ج) إذا كان العنصر ينتهي بـ $5d^{1-10}$ فهو من ضمن عناصر السلسلة الإنتقالية الثالثة.

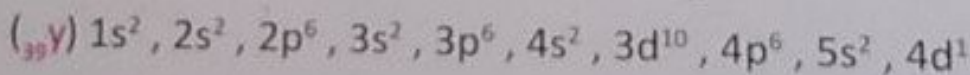


خد بالك

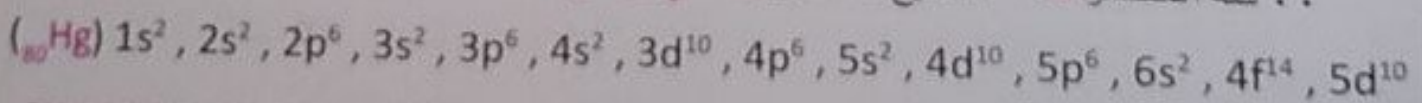
▲ **تطبيق:** أذكر فئة ونوع وكذلك السلسلة الإنتقالية التي تنتمي إليها هذه العناصر ($_{25}\text{Mn}$ - $_{39}\text{Y}$ - $_{80}\text{Hg}$).



∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: إنتقالي رئيسي. ∴ السلسلة: الإنتقالية الأولى.



∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: إنتقالي رئيسي. ∴ السلسلة: الإنتقالية الثانية.



∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: إنتقالي رئيسي. ∴ السلسلة: الإنتقالية الثالثة.

موقع
فدروز
التعليمي

ه إذا كان آخر مستوى فرعي للعنصر هو $(n-2)f^{1-14}$:

فئة العنصر: f.

نوع العنصر: إنتقالي داخلي.

(أ) إذا كان العنصر ينتهي بـ $4f^{1-14}$ فهو من ضمن عناصر سلسلة اللانثانيدات.

(ب) إذا كان العنصر ينتهي بـ $5f^{1-14}$ فهو من ضمن عناصر سلسلة الأكتينيدات.



ملحوظة هامة

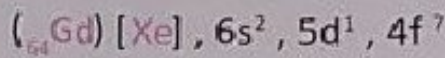
- التركيب الإلكتروني للعناصر الإنتقالية الداخلية يكون غير منتظم وليس له قاعده تحكمه إلا ان كل عنصر توزع إلكتروناته بالطريقة التي تجعله مستقر.

الأكتينيدات		اللانثانيدات	
⁹⁰ Th	[Rn], 6d ² , 7s ²	⁵⁸ Ce	[Xe], 4f ¹ , 5d ¹ , 6s ²
⁹¹ Pa	[Rn], 5f ² , 6d ¹ , 7s ²	⁵⁹ Pr	[Xe], 4f ³ , 6s ²
⁹² U	[Rn], 5f ³ , 6d ¹ , 7s ²	⁶⁰ Nd	[Xe], 4f ⁴ , 6s ²
⁹³ Np	[Rn], 5f ⁴ , 6d ¹ , 7s ²	⁶¹ Pm	[Xe], 4f ⁵ , 6s ²
⁹⁴ Pu	[Rn], 5f ⁶ , 7s ²	⁶² Sm	[Xe], 4f ⁶ , 6s ²
⁹⁵ Am	[Rn], 5f ⁷ , 7s ²	⁶³ Eu	[Xe], 4f ⁷ , 6s ²
⁹⁶ Cm	[Rn], 5f ⁷ , 6d ¹ , 7s ²	⁶⁴ Gd	[Xe], 4f ⁷ , 5d ¹ , 6s ²
⁹⁷ Bk	[Rn], 5f ⁹ , 7s ²	⁶⁵ Tb	[Xe], 4f ⁹ , 6s ²
⁹⁸ Cf	[Rn], 5f ¹⁰ , 7s ²	⁶⁶ Dy	[Xe], 4f ¹⁰ , 6s ²
⁹⁹ Es	[Rn], 5f ¹¹ , 7s ²	⁶⁷ Ho	[Xe], 4f ¹¹ , 6s ²

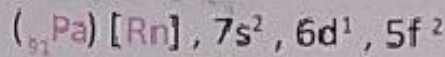


$_{100}\text{Fm}$	$[\text{Rn}], 5f^{12}, 7s^2$	$_{68}\text{Er}$	$[\text{Xe}], 4f^{12}, 6s^2$
$_{101}\text{Md}$	$[\text{Rn}], 5f^{13}, 7s^2$	$_{69}\text{Tm}$	$[\text{Xe}], 4f^{13}, 6s^2$
$_{102}\text{No}$	$[\text{Rn}], 5f^{14}, 7s^2$	$_{70}\text{Yb}$	$[\text{Xe}], 4f^{14}, 6s^2$
$_{103}\text{Lr}$	$[\text{Rn}], 5f^{14}, 6d^1, 7s^2$	$_{71}\text{Lu}$	$[\text{Xe}], 4f^{14}, 5d^1, 6s^2$

▲ **تطبيق:** أذكر فئة ونوع وكذلك السلسلة الإنتقالية التي تنتمي إليها هذه العناصر ($_{64}\text{Gd} - _{91}\text{Pa}$).



∴ فئة العنصر: f. ∴ نوع العنصر: إنتقالي داخلي. ∴ السلسلة: اللانثانيدات.



∴ فئة العنصر: f. ∴ نوع العنصر: إنتقالي داخلي. ∴ السلسلة: الأكتينيدات.

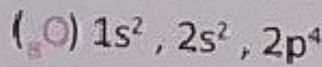
ثانياً تحديد رقم الدورة ورقم المجموعة

● تحديد رقم الدورة:

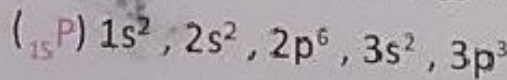
● يحدده أكبر عدد كم رئيسي (n) يصل إليه العنصر في توزيعه الإلكتروني

(أعلى رقم أمام المستوى الفرعي s).

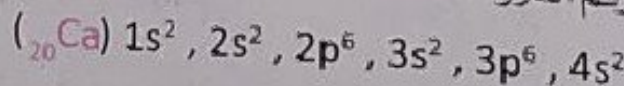
▲ **تطبيق:** حدد رقم الدورة للعناصر التالية ($_{8}\text{O} - _{15}\text{P} - _{20}\text{Ca} - _{25}\text{Mn}$)



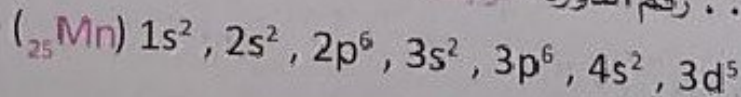
∴ رقم الدورة: الثانية.



∴ رقم الدورة: الثالثة.



∴ رقم الدورة: الرابعة.



∴ رقم الدورة: الرابعة.

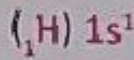
موقع
فدروز
التعليمي

تحديد رقم ورمز المجموعة :

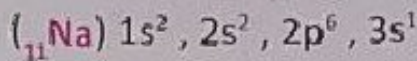
1 إذا كان آخر مستوى فرعي للعنصر هو (s) :

• رقم المجموعة ← يساوي عدد الإلكترونات الموجودة في آخر مستوى فرعي S ثم نضيف إليها الرمز A.

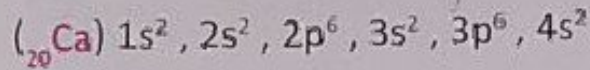
▲ **تطبيق:** حدد كل من الفئة والنوع ورقم الدورة ورقم المجموعة للعناصر التالية (H - ₁₁Na - ₂₀Ca).



∴ فئة العنصر: s. ∴ نوع العنصر: ممثل. ∴ رقم الدورة: الأولى. ∴ رقم المجموعة: 1A.



∴ فئة العنصر: s. ∴ نوع العنصر: ممثل. ∴ رقم الدورة: الثالثة. ∴ رقم المجموعة: 1A.



∴ فئة العنصر: s. ∴ نوع العنصر: ممثل. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 2A.

◀ حالة خاصة :

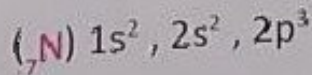
• عنصر الهيليوم ${}_2\text{He}$ تركيبه الإلكتروني هو $1s^2$.

∴ فئة العنصر: s. ∴ نوع العنصر: غاز خامل. ∴ رقم الدورة: الأولى. ∴ رقم المجموعة: (0) أو (18).

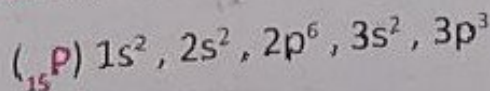
2 إذا كان آخر مستوى فرعي للعنصر هو (p) :

• رقم المجموعة ← يساوي مجموع إلكترونات آخر مستويين فرعيين (s) و (p) ثم نضيف إليها الرمز A.

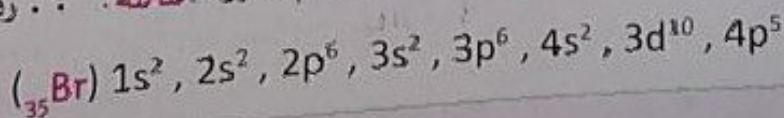
▲ **تطبيق:** حدد كل من الفئة والنوع ورقم الدورة ورقم المجموعة للعناصر التالية (N - ₁₅P - ₃₅Br).



∴ فئة العنصر: s. ∴ نوع العنصر: ممثل. ∴ رقم الدورة: الثانية. ∴ رقم المجموعة: 5A.



∴ فئة العنصر: s. ∴ نوع العنصر: ممثل. ∴ رقم الدورة: الثالثة. ∴ رقم المجموعة: 5A.

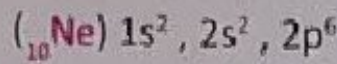


∴ فئة العنصر: s. ∴ نوع العنصر: ممثل. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 7A.

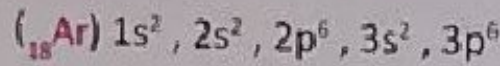
◀ حالة خاصة:

• إذا كان مجموع عدد الإلكترونات في آخر مستويين فرعيين (s) و (p) يساوي 8 إلكترونات فإن العنصر ينتمي للمجموعة الصفرية (0) أو (18).

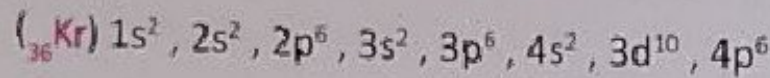
▲ تطبيق: حدد كل من الفئة والنوع ورقم الدورة ورقم المجموعة للعناصر التالية (Ne - Ar - Kr).



∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: غاز خامل. ∴ رقم الدورة: الثانية. ∴ رقم المجموعة: (0) أو (18).



∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: غاز خامل. ∴ رقم الدورة: الثالثة. ∴ رقم المجموعة: (0) أو (18).



∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: غاز خامل. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: (0) أو (18).

◀ ملخص الفئة (p):

التركيب الإلكتروني للمستوى الأخير np	np ¹	np ²	np ³	np ⁴	np ⁵	np ⁶
رقم المجموعة	3A	4A	5A	6A	7A	(0) أو (18)

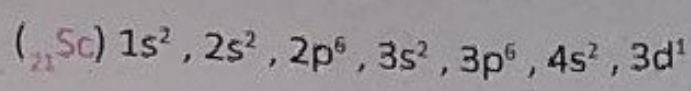
3 إذا كان آخر مستوى فرعي للعنصر هو (d):

(أ) إذا كان المستوى الفرعي d مشغول من $(n-1)d^{1-5}$:

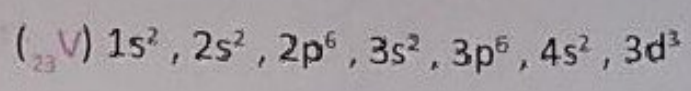
• رقم المجموعة ← فإننا نجمع إلكترونات المستوى الفرعي (s) الأخير بالإضافة لإلكترونات المستوى

الفرعي (d) ثم نضيف إليها الرمز B.

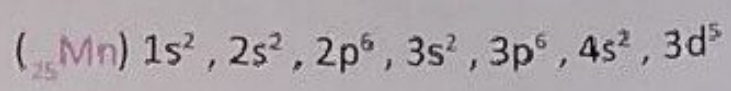
▲ تطبيق: حدد كل من الفئة والنوع ورقم الدورة ورقم المجموعة للعناصر التالية ($_{21}\text{Sc}$ - $_{23}\text{V}$ - $_{25}\text{Mn}$).



∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: انتقالي رئيسي. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 3B.



∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: انتقالي رئيسي. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 5B.

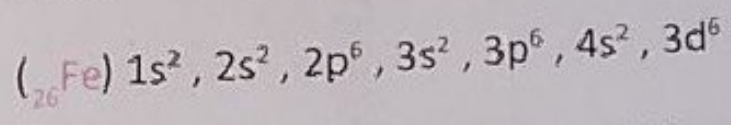


∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: انتقالي رئيسي. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 7B.

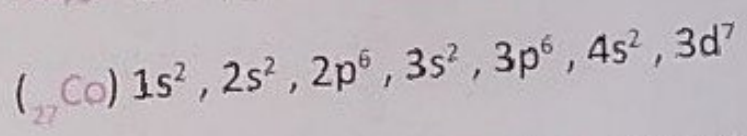
(ب) إذا كان المستوى الفرعي d مشغولاً من $(n-1)d^{6 \rightarrow 8}$:

• رقم المجموعة ← فإن العنصر ينتمي للمجموعة الثامنة (8).

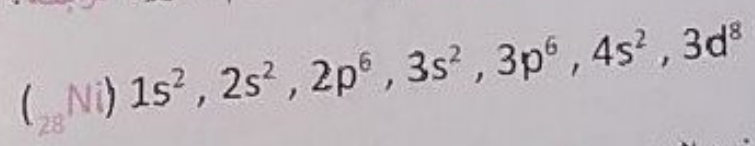
▲ تطبيق: حدد كل من الفئة والنوع ورقم الدورة ورقم المجموعة للعناصر التالية ($_{26}\text{Fe}$ - $_{27}\text{Co}$ - $_{28}\text{Ni}$).



∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: انتقالي رئيسي. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 8.



∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: انتقالي رئيسي. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 8.

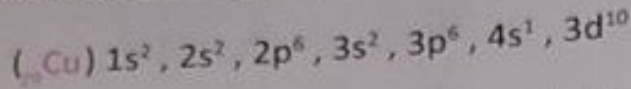


∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: انتقالي رئيسي. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 8.

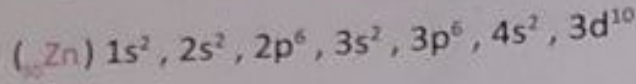
(ج) إذا كان المستوى الفرعي d ممتلئاً تماماً بالإلكترونات $(n-1)d^{10}$:

• رقم المجموعة ← يساوي عدد إلكترونات المستوى الفرعي (s) الأخير فقط ثم نضيف إليها الرمز B.

4. **ملاحظة:** حدد كل من الفئة والنوع ورقم الدورة ورقم المجموعة للعناصر التالية (${}_{29}\text{Cu}$ - ${}_{30}\text{Zn}$).



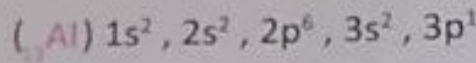
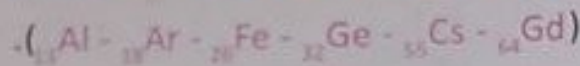
∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: إنتقالي رئيسي. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 1B.



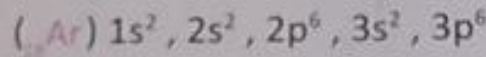
∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: إنتقالي رئيسي. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 2B.

تدريب

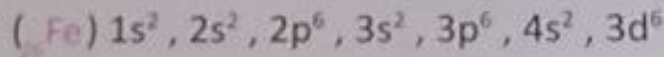
• حدد كلاً من الفئة والنوع ورقم الدورة والمجموعة لكل من العناصر التالية.



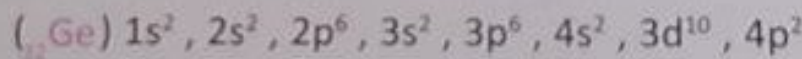
∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: ممثل. ∴ رقم الدورة: الثالثة. ∴ رقم المجموعة: 3A.



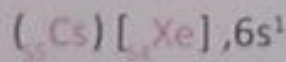
∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: غاز خامل. ∴ رقم الدورة: الثالثة. ∴ رقم المجموعة: (0) أو (18).



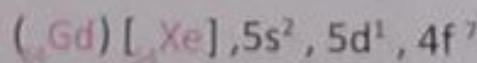
∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: إنتقالي رئيسي. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 8.



∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: ممثل. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 4A.



∴ فئة العنصر: s. ∴ نوع العنصر: ممثل. ∴ رقم الدورة: السادسة. ∴ رقم المجموعة: 1A.



∴ فئة العنصر: f. ∴ نوع العنصر: إنتقالي داخلي. ∴ رقم الدورة: السادسة.

موقع
فديو
التعليمي

٢

تدريب

التمارين المتنوعة

موقع
فيدوز
التعليمي

1 عنصر ممثل يقع في الدورة الثالثة والمجموعة 5A ، أوجد عدده الذري .

∴ تركيبه الإلكتروني هو $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$

∴ العدد الذري له هو (15).

2 عنصر نبيل يقع في الدورة الثانية ، أوجد عدده الذري .

∴ تركيبه الإلكتروني هو $1s^2, 2s^2, 2p^6$

∴ العدد الذري له هو (10).

3 عنصر انتقالي رئيسي يقع في الدورة الرابعة والمجموعة 5B ، أوجد عدده الذري .

∴ تركيبه الإلكتروني هو $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^3$

∴ العدد الذري له هو (23).

4 عنصر انتقالي رئيسي يقع في الدورة الخامسة والمجموعة 7B ، أوجد عدده الذري .

∴ تركيبه الإلكتروني هو $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^5$

∴ العدد الذري له هو (43).

5 عنصر ممثل يقع في الدورة الرابعة والمجموعة 7A ، أوجد عدده الذري .

∴ تركيبه الإلكتروني هو $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$

∴ العدد الذري له هو (35).

6 عنصر يحتوي على 3 مستويات رئيسية و 5 إلكترونات تكافؤ ، أوجد عدده الذري .

∴ تركيبه الإلكتروني هو $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$

∴ العدد الذري له هو (15).



7 عنصر ممثل يحتوي على 4 مستويات رئيسية و 7 إلكترونات تكافؤ. أوجد عدده الذري.

∴ تركيبه الإلكتروني هو $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$.
∴ العدد الذري له هو (35).

8 عنصر يحتوي على 3 مستويات رئيسية و عدد الإلكترونات في المستوى الثالث يساوي عدد الإلكترونات في المستوى الأول. أوجد عدده الذري.

∴ تركيبه الإلكتروني هو $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$.
∴ العدد الذري له هو (12).

9 عنصر يحتوي على خمسة مستويات فرعية مكتملة بالإلكترونات. أوجد عدده الذري.

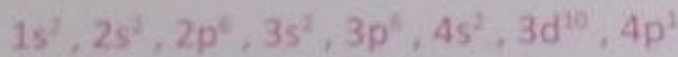
∴ تركيبه الإلكتروني هو $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$.
∴ العدد الذري له هو (18).

10 عنصر تركيبه الإلكتروني هو $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$ أوجد التركيب الإلكتروني لآخر العناصر التي تشبه في الخواص.

∴ عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في الخواص.

∴ قد يكون عنصر يسبقه في المجموعة وتركيبه الإلكتروني هو $1s^2, 2s^2, 2p^1$

∴ قد يكون عنصر يليه في المجموعة وتركيبه الإلكتروني هو



11 أكتب التوزيع الإلكتروني والعدد الذري وكذلك رقم الدورة ورقم المجموعة لعنصر الكترونه الأخير

في مستواه الفرعي له أعداد الكم التالية $(n = 3, l = 1, m_l = 1, m_s = +\frac{1}{2})$.

∴ التركيب الإلكتروني للعنصر $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$

∴ العدد الذري له هو (15).

∴ رقم المجموعة : 5A.

∴ رقم الدورة : الثالثة.

12 عنصر توزيعه الإلكتروني هو $[Ar] 4s^2, 3d^5$. حدد التركيب الإلكتروني:

(أ) للعنصر الذي يليه في نفس الدورة.

(ب) للعنصر الذي يليه في نفس المجموعة.

∴ التركيب الإلكتروني للعنصر الذي يليه في نفس الدورة يزيد عنه بإلكترون واحد في آخر مستوى

فرعى وبالتالي يكون تركيبه الإلكتروني هو $[Ar] 4s^2, 3d^6$

∴ التركيب الإلكتروني للعنصر الذي يليه في نفس المجموعة يزيد عنه بمستوى طاقة رئيسي

وبالتالي يكون تركيبه الإلكتروني هو $[Kr] 5s^2, 4d^5$

13 حدد أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأخير وكذلك رقم الدورة والمجموعة لعنصر اللانثانيوم La.

∴ التركيب الإلكتروني للعنصر $[Xe] 6s^2, 5d^1$

∴ أعداد الكم الأربعة هي $(n = 5, \ell = 2, m_\ell = -2, m_s = +\frac{1}{2})$

∴ رقم المجموعة: 3B.

∴ رقم الدورة: السادسة.

14 عنصر ممثل يحتوى غلاف التكافؤ الأخير له على ثلاثة إلكترونات مفردة، وتتوزع إلكتروناته في

أربعة مستويات رئيسية للطاقة:

(أ) أوجد التركيب الإلكتروني له.

(ب) أوجد العدد الذري.

(ج) أوجد رقم الدورة ورقم المجموعة.

∴ التركيب الإلكتروني للعنصر $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$

∴ العدد الذري له هو (33).

∴ رقم الدورة: الرابعة.

∴ رقم المجموعة: 5A.

15 عنصر عدده الذري 16، أوجد التركيب الإلكتروني:

(أ) للعنصر الذي يسبقه في نفس الدورة.

(ب) للعنصر الذي يليه في نفس الدورة.

موقع
فدروز
التعليمي



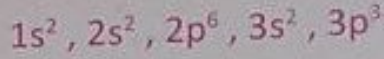
موقع
فيروز
التعليمي

(ج) للعنصر الذي يسبقه في نفس المجموعة.

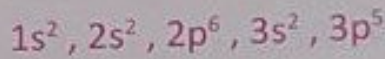
(د) للعنصر الذي يليه في نفس المجموعة.

∴ التركيب الإلكتروني للعنصر $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$

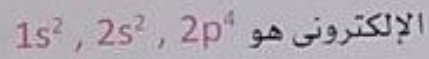
(أ) العنصر الذي يسبقه في نفس الدورة يقل عنه إلكترون واحد وبالتالي يكون تركيبه الإلكتروني هو



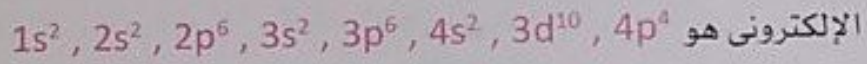
(ب) العنصر الذي يليه في نفس الدورة يزيد عنه إلكترون واحد وبالتالي يكون تركيبه الإلكتروني هو



(ج) العنصر الذي يسبقه في نفس المجموعة يقل عنه بمستوى طاقة رئيسي وبالتالي يكون تركيبه



(د) العنصر الذي يليه في نفس المجموعة يزيد عنه بمستوى طاقة رئيسي وبالتالي يكون تركيبه



موقع فيروز التعليمي



<https://fb.com/studyvideoo>



<http://t.me/studyvideoo>



<https://bit.ly/2RyAjLk>



<http://t.me/secoondary3>



<https://www.studyvideoo.com>

تابعونا على مواقع التواصل الاجتماعي
باسم "موقع فيروز التعليمي"

تدرج الخواص في الجدول الدوري

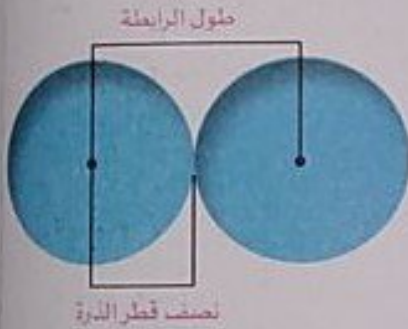
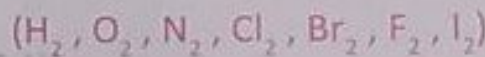
تدرج الخواص الفيزيائية والكيميائية في الدورات الأفقية وفي المجموعات الرأسية للعناصر الممثلة اعتماداً على التركيب الإلكتروني لها.

أولاً نصف قطر الذرة

- أظهرت النظرية الموجية ان الإلكترون يتحرك في سحابة إلكترونية حول النواة في جميع الاتجاهات والأبعاد وبالتالي لا يمكن تحديد موقع الإلكترون حول النواة بدقة.
- من الخطأ ان نعتبر ان نصف قطر الذرة هو المسافة بين النواة وأبعد إلكترون يدور حولها (أى ان لا يمكن قياس نصف قطر الذرة فيزيائياً).
- نصف القطر في المركبات التساهمية يعرف بـ نصف القطر الذرى (التساهمي).
- نصف القطر في المركبات الأيونية يعرف بـ نصف القطر الأيونى.

أى نصف القطر الذرى (التساهمي)

- هو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في جزيئ ثنائى الذرة.
- ◀ العناصر ثنائية الذرة هي:



تعريف طول الرابطة التساهمية

• هي المسافة بين نواتى ذرتين متحدتين.

◀ وحدة قياس نصف القطر وطول الرابطة التساهمية هو الأنجستروم \AA

أى فى حالة تماثل الذرتين (ذرتين من نفس النوع):

$$\bullet \text{ طول الرابطة} = 2 \times \text{نصف القطر} \quad \therefore \text{نصف القطر} = \frac{\text{طول الرابطة}}{2}$$



الدرس 2 تدرج الخواص في الجدول الدوري

٢ في حالة عدم تماثل الذرتين:

• طول الرابطة التساهمية = مجموع نصفى قطرى الذرتين المكونتين للرابطة

= نق للذرة الأولى + نق للذرة الثانية

∴ نق 1 = طول الرابطة - نق 2

∴ نق 2 = طول الرابطة - نق 1

الجدول التالى يوضح أنصاف أقطار بعض الذرات وطول الرابطة فى بعض الجزيئات

الجزيء	H - H	F - F	Cl - Cl	Br - Br	I - I
طول الرابطة بالأنجستروم	0.60	1.28	1.98	2.28	2.66
نصف القطر الذرى التساهمى	0.30	0.64	0.99	1.14	1.33

ب نصف القطر الأيونى

- تتواجد المركبات الأيونية مثل كلوريد الصوديوم فى صورة بللورات مكونة من أيونات موجبة (كاتيونات) وأيونات سالبة (أنيونات).
- نصف القطر الأيونى يختلف باختلاف الشحنة التى يحملها الأيون وذلك لأنه يعتمد على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة.

تعريف طول الرابطة الأيونية

- هو المسافة بين مركزى أيونين متحدين فى وحدة الصيغة.
- هو مجموع نصفى قطرى الأيونين المكونين لوحدة الصيغة.



ملحوظة هامة

- (١) عدد روابط (O - H) فى جزيء الماء H_2O يساوى 2 رابطة.
- (٢) عدد روابط (N - H) فى جزيء النشادر NH_3 يساوى 3 روابط.
- (٣) عدد روابط (C - H) فى جزيء الميثان CH_4 يساوى 4 روابط.

تدريب 1

1 إذا علمت ان طول الرابطة في جزيء الهيدروجين H_2 تساوي 0.6 \AA وطول الرابطة في جزيء الكلور Cl_2 تساوي 1.98 \AA . احسب طول الرابطة في جزيء كلوريد الهيدروجين HCl

$$\therefore \text{نصف قطر ذرة الهيدروجين} = \frac{\text{طول الرابطة في جزيء الهيدروجين}}{2} = \frac{0.6 \text{ \AA}}{2} = 0.3 \text{ \AA}$$

$$\therefore \text{نصف قطر ذرة الكلور} = \frac{\text{طول الرابطة في جزيء الكلور}}{2} = \frac{1.98 \text{ \AA}}{2} = 0.99 \text{ \AA}$$

\therefore طول الرابطة في جزيء كلوريد الهيدروجين $(H - Cl) = \text{نصف قطر ذرة الكلور} + \text{نصف قطر ذرة الهيدروجين}$.

$$1.29 \text{ \AA} = 0.3 + 0.99 =$$

2 إذا علمت ان طول الرابطة في جزيء الكلور Cl_2 تساوي 1.98 \AA وطول الرابطة بين ذرة الكربون وذرة الكلور $(C - Cl)$ في جزيء رابع كلوريد الكربون تساوي 1.76 \AA . احسب نصف قطر ذرة الكربون.

$$\therefore \text{نصف قطر ذرة الكلور} = \frac{\text{طول الرابطة في جزيء الكلور}}{2} = \frac{1.98 \text{ \AA}}{2} = 0.99 \text{ \AA}$$

\therefore طول الرابطة بين ذرة الكربون والكلور $(C - Cl) = \text{نصف قطر ذرة الكلور} + \text{نصف قطر ذرة الكربون}$.

\therefore نصف قطر ذرة الكربون = طول الرابطة بين ذرة الكربون والكلور $(C - Cl) - \text{نصف قطر ذرة الكلور}$

$$0.77 \text{ \AA} = 0.99 - 1.76 =$$

3 إذا علمت ان طول الرابطة بين $(O - H)$ في جزيء الماء H_2O تساوي 0.96 \AA وطول الرابطة في جزيء الأوكسجين O_2 تساوي 1.32 \AA احسب:

(أ) نصف قطر ذرة الهيدروجين .

(ب) طول الرابطة في جزيء الهيدروجين.

$$\therefore \text{نصف قطر ذرة الأوكسجين} = \frac{\text{طول الرابطة في جزيء الأوكسجين}}{2} = \frac{1.32 \text{ \AA}}{2} = 0.66 \text{ \AA}$$



∴ طول الرابطة بين (O - H) = نصف قطر ذرة الهيدروجين + نصف قطر ذرة الأكسجين .

∴ نصف قطر ذرة الهيدروجين = طول الرابطة بين (O - H) - نصف قطر ذرة الأكسجين

$$0.3 \text{ \AA} = 0.66 - 0.96 =$$

∴ طول الرابطة في جزيء الهيدروجين H_2 = نصف قطر ذرة الهيدروجين $\times 2$

$$0.6 \text{ \AA} = 2 \times 0.3 =$$

4 إذا علمت ان نصف قطر أيوني Cr^{+2} و Mg^{+2} على الترتيب هو 0.84 \AA و 0.72 \AA وان طول

الرابطة الأيونية في وحدة الصيغة من أكسيد الماغنسيوم (Mg - O) تساوي 2.12 \AA . أحسب

طول الرابطة في جزيء أكسيد الكروم II .

∴ طول الرابطة بين (Mg - O) = نصف قطر أيون الماغنسيوم + نصف قطر أيون الأكسجين

∴ نصف قطر أيون الأكسجين = طول الرابطة بين (Mg - O) - نصف قطر أيون الماغنسيوم

$$1.4 \text{ \AA} = 0.72 - 2.12 =$$

∴ طول الرابطة في وحدة الصيغة من أكسيد الكروم II = نصف قطر أيون الكروم + نصف قطر أيون الأكسجين

$$2.24 \text{ \AA} = 1.4 + 0.84 =$$

5 في جزيء HClO إذا علمت ان:

- طول الرابطة بين (H - Cl) تساوي 1.29 \AA

- طول الرابطة بين (Cl - O) تساوي 1.65 \AA

- نصف قطر ذرة الكلور تساوي 0.99 \AA . أحسب :

(أ) نصف قطر ذرة الهيدروجين .

(ب) طول الرابطة في جزيء الأكسجين O_2 .

∴ طول الرابطة بين (H - Cl) = نصف قطر ذرة الكلور + نصف قطر ذرة الهيدروجين .

∴ نصف قطر ذرة الهيدروجين = طول الرابطة بين (H - Cl) - نصف قطر ذرة الكلور

$$0.3 \text{ \AA} = 0.99 - 1.29 =$$

∴ طول الرابطة بين (Cl - O) = نصف قطر ذرة الكلور + نصف قطر ذرة الأكسجين

موقع
فدروز
التعليمي

∴ نصف قطر ذرة الأكسجين = طول الرابطة بين (Cl - O) - نصف قطر ذرة الكلور

$$0.66 \text{ \AA} = 0.99 - 1.65 =$$

∴ طول الرابطة في جزيء الأكسجين O_2 = نصف قطر ذرة الأكسجين $\times 2$

$$1.32 \text{ \AA} = 2 \times 0.66 =$$

6 إذا علمت أن مجموع أطوال الروابط في جزيء الماء H_2O تساوي 1.92 \AA وطول الرابطة في جزيء

الهيدروجين H_2 تساوي 0.6 \AA . أحسب:

(أ) نصف قطر ذرة الأكسجين.

(ب) طول الرابطة في جزيء الأكسجين O_2 .

∴ عدد روابط (O - H) في جزيء الماء H_2O يساوي 2 رابطة.

$$\therefore \text{طول الرابطة الواحدة بين (O - H)} = \frac{\text{مجموع أطوال الروابط في جزيء الماء}}{\text{عدد الروابط}} = \frac{1.92 \text{ \AA}}{2} = 0.96 \text{ \AA}$$

$$\therefore \text{نصف قطر ذرة الهيدروجين} = \frac{\text{طول الرابطة في جزيء الهيدروجين}}{2} = \frac{0.6 \text{ \AA}}{2} = 0.3 \text{ \AA}$$

∴ طول الرابطة بين (O - H) = نصف قطر ذرة الهيدروجين + نصف قطر ذرة الأكسجين .

∴ نصف قطر ذرة الأكسجين = طول الرابطة بين (O - H) - نصف قطر ذرة الهيدروجين

$$0.66 \text{ \AA} = 0.3 - 0.96 =$$

∴ طول الرابطة في جزيء الأكسجين O_2 = نصف قطر ذرة الأكسجين $\times 2$

$$1.32 \text{ \AA} = 2 \times 0.66 =$$

شحنة النواة الفعالة (Z - effect)

- لقد سبق وعلمنا أن النواة يوجد بداخلها بروتونات موجبة الشحنة ونيوترونات متعادلة الشحنة وبالتالي ترجع شحنة النواة لوجود البروتونات الموجبة بها (أي أن النواة موجبة الشحنة).
- تعتمد شحنة النواة في أي ذرة على عدد البروتونات الموجبة الموجودة بداخلها.
- يرمز لشحنة النواة بالرمز (Z).



- كل إلكترون موجود في مستوى الطاقة الخاص به لا يتأثر بنفس قوة شحنة النواة (عدا إلكترونات المستوى الأول) ، فمثلاً الإلكترون الموجود في مستوى الطاقة M لا يتأثر بنفس شحنة النواة التي يتأثر بها الإلكترون الموجود في مستوى الطاقة K .
- إلكترونات التكافؤ (إلكترونات المستوى الخارجي) في أي ذرة لا تتأثر بشحنة النواة كاملة والسبب في ذلك ان الإلكترونات الداخلية الموجودة في المدارات المكتملة تحجب جزء من شحنة النواة ولذلك تأثير شحنة النواة التي تصل لإلكترونات التكافؤ أقل من شحنة النواة الكلية.
- الشحنة الفعلية التي يتأثر بها أي إلكترون في ذرة ما تعرف بشحنة النواة الفعالة (Z_{eff}).
- شحنة النواة الفعالة (Z_{eff}) تكون دائماً أقل من شحنة النواة الكلية (Z) عدا إلكترونات المستوى الأول فأنها تتأثر بشحنة النواة كاملة.

تعريف شحنة النواة الفعالة (Z - effect)

- هي شحنة النواة الفعلية التي يتأثر بها أي إلكترون في ذرة ما.

الشحنة الفعالة للنواة أقل من شحنة النواة الكلية

لان الإلكترونات الداخلية الموجودة بالمدارات الالكترونيه تحجب جزء من شحنة النواة عن إلكترونات التكافؤ.

تدرج نصف القطر (الحجم الذري) في الجدول الدوري

يقبل نصف القطر الذري

يزداد نصف القطر الذري

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

1 في الدورة الواحدة

- يقل نصف القطر كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين.
- ▲ **تطبيق:** تدرج نصف القطر في الدورة الثانية.

●	●	●	●	●	●	●	●
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne

التفسير:

- في الدورة الواحدة يزداد العدد الذري تدريجياً فمزداد شحنة النواة الفعالة تدريجياً وبالتالي تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فينتقلص حجم الذرة مما يترتب على ذلك نقص نصف القطر.

ملحوظة هامة

- بزيادة العدد الذري تزداد كلاً من:
- (أ) قوة جذب النواة للإلكترونات.

(ب) قوة التنافر بين الإلكترونات. ولكن قوة الجذب الناتجة عن زيادة الشحنة الموجبة تكون أكبر من قوة التنافر الناتجة عن زيادة الشحنة السالبة.

2 في المجموعة الواحدة

- يزداد نصف القطر كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل.

▲ **تطبيق:** تدرج نصف القطر في المجموعة 1A كما في الشكل المقابل.

التفسير:

- في المجموعة الواحدة عندما يزداد العدد الذري يترتب على ذلك كل من:
- (أ) زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية.

(ب) زيادة قوى التنافر بين الإلكترونات وبعضها.

(ج) زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية الممتلئة بالإلكترونات والتي تعمل على حجب تأثير قوة جذب النواة عن إلكترونات التكافؤ.

1A

●	H
●	Li
●	Na
●	K
●	Rb
●	Cs

ملحوظة هامة

- (١) أكبر ذرات عناصر الدورة الواحدة حجماً هي ذرات عناصر المجموعة 1A (الأقلاء).
- (٢) أقل ذرات عناصر الدورة الواحدة حجماً هي ذرات عناصر المجموعة 7A (الهالوجينات).
- (٣) أكبر الذرات حجماً هي ذرة عنصر السيزيوم ⁵⁵Cs.

مثال الزيادة في نصف القطر عند الانتقال من دورة إلى أخرى في نفس المجموعة أكبر من النقص في

نصف القطر عند الانتقال من مجموعة إلى أخرى في نفس الدورة.

مثال التغير في الحجم الذري عند الانتقال من دورة لدورة في نفس المجموعة يكون ملموساً بصورة أكبر

منه عند الانتقال من مجموعة لمجموعة في نفس الدورة.

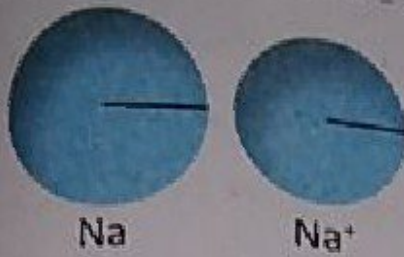
تفسير لأن تأثير زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية الممتلئة بالإلكترونات أكبر من تأثير الشحنة الموجبة.

اختلاف نصف قطر الخرة عن نصف قطر أيونها

١ العلاقة بين نصف قطر فلز وأيونه الموجب

- تتميز الفلزات بأنها عندما تدخل في تفاعل كيميائي تفقد إلكترونات وتتحول إلى أيونات موجبة.
- ذرة العنصر الفلزي في الحالة المستقرة تكون فيها عدد البروتونات الموجبة = عدد الإلكترونات السالبة، فمثلاً ذرة الصوديوم $_{11}Na$ تحتوي على 11 بروتون موجب و 11 إلكترون سالب.
- في الأيون الموجب يزداد عدد البروتونات الموجبة عن عدد الإلكترونات السالبة وبالتالي تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات فيقل نصف القطر.
- نصف قطر الأيون الموجب (الكاتيون) أصغر من نصف قطر ذرته وذلك لأنه في الأيون الموجب يكون عدد البروتونات الموجبة أكبر من عدد الإلكترونات السالبة وبالتالي تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات فيقل نصف القطر.

موقع
فدور
التعليمي



٨ تطبيق: نصف قطر أيون الصوديوم الموجب Na^+ أقل من نصف قطر ذرة الصوديوم Na والسبب في ذلك أن أيون الصوديوم الموجب يحتوي على عدد بروتونات أكبر، فيزداد قوة جذب النواة للإلكترونات فيقل نصف القطر.

$(_{11}Na)$	$(_{11}Na^+)$	التركيب الإلكتروني
$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$	$1s^2, 2s^2, 2p^6$	عدد البروتونات
11	11	عدد الإلكترونات
11	10	

◀ كلما زادت شحنة الأيون الموجب كلما قل نصف قطره.



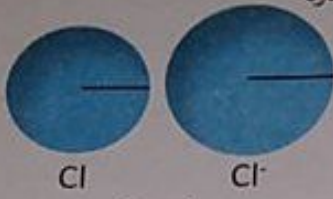
مثال: رتب ما يلي حسب نصف القطر مع بيان السبب ($Fe^{+3} / Fe / Fe^{+2}$). إذا علمت أن Fe 26 ؟
 ($Fe > Fe^{+2} > Fe^{+3}$). لأن نصف قطر ذرة الفلز أكبر من أنصاف أقطار أيوناته كما أن كلما زادت شحنة الأيون الموجب قل نصف قطره.

ب العلاقة بين نصف قطر اللافلز وأيونه السالب

- تتميز اللافلزات بأنها عندما تدخل في تفاعل كيميائي تكتسب إلكترونات وتتحول إلى أيونات سالبة.
- ذرة العنصر اللافلزي في الحالة المستقرة تكون فيها عدد البروتونات الموجبة = عدد الإلكترونات السالبة، فمثلاً ذرة الكلور Cl 17 تحتوى على 17 بروتون موجب و 17 إلكترون سالب.
- في الأيون السالب تزداد عدد الإلكترونات السالبة عن عدد البروتونات الموجبة وبالتالي تزداد قوى التنافر بين الإلكترونات وبعضها فيزيد نصف القطر.
- نصف قطر الأيون السالب (الأيون) أكبر من نصف قطره وذلك لأن في الأيون السالب تكون عدد الإلكترونات السالبة أكبر من عدد البروتونات الموجبة وبالتالي تزداد قوى التنافر بين الإلكترونات وبعضها فيزداد نصف القطر.



تطبيق: نصف قطر أيون الكلوريد السالب Cl^- أكبر من نصف قطر ذرة الكلور Cl والسبب في ذلك أن أيون الكلوريد السالب يحتوي على عدد إلكترونات أكبر، فيزداد قوى التنافريين الإلكترونيات وبعضها فيزيد نصف القطر.



$(_{17}\text{Cl})$	$(_{17}\text{Cl}^-)$	التركيب الإلكتروني
$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$	عدد البروتونات
17	17	عدد الإلكترونات
17	18	

◀ كلما زادت شحنة الأيون السالب كلما زاد نصف قطره.

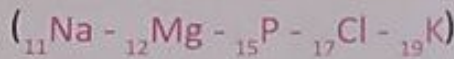


خد بالك

◀ مثال: رتب ما يلي حسب نصف القطر مع بيان السبب ($\text{O}^{2-} / \text{O} / \text{O}^-$). إذا علمت أن O_{16} ؟

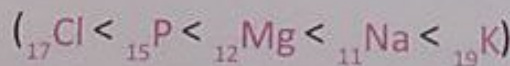
($\text{O}^{2-} > \text{O}^- > \text{O}$). لأن نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطره كما أن كلما زادت شحنة الأيون السالب زاد نصف قطره.

◀ مثال: رتب هذه العناصر تصاعدياً حسب نصف القطر



لحل هذا النوع من الأسئلة لابد من توزيع إلكترونات العنصر ثم معرفة موقع كل عنصر في الجدول الدوري، ثم نرتب تلك العناصر، ثم نذكر تدرج الخاصية التي يسأل عنها كالتالي:

	1A	2A	5A	7A
الدورة الثالثة	$_{11}\text{Na}$	$_{12}\text{Mg}$	$_{15}\text{P}$	$_{17}\text{Cl}$
الدورة الرابعة	$_{19}\text{K}$			



والسبب في ذلك أن نصف القطر يقل في الدورات الأفقية ويزيد في المجموعات الرأسية.

عالم

نصف قطر الأيون الموجب أصغر من نصف قطر ذرته ؟
 لأن في الأيون الموجب تكون عدد البروتونات الموجبة أكبر من عدد الإلكترونات السالبة وبالتالي تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات فيقل نصف القطر.

عالم

نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته ؟
 لأن في الأيون السالب تكون عدد الإلكترونات السالبة أكبر من عدد البروتونات الموجبة وبالتالي تزداد قوى التنافر بين الإلكترونات وبعضها فيزيد نصف القطر.

عالم

نصف قطر أيون الحديد Fe^{+2} أكبر من نصف قطر أيون الحديد Fe^{+3} ؟
 لأن في أيون الحديد Fe^{+3} تكون شحنته الفعالة أكبر وبالتالي تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات فيقل نصف القطر.

عالم

نصف قطر أيون النيتروجين N^{-3} أكبر من نصف قطر أيون النيتروجين N^{-2} ؟
 لأن في أيون النيتروجين N^{-3} توجد عدد إلكترونات أكثر وبالتالي تزداد قوى التنافر بين الإلكترونات وبعضها فيزيد نصف القطر.

ثانياً جهد التأين (طاقة التأين)

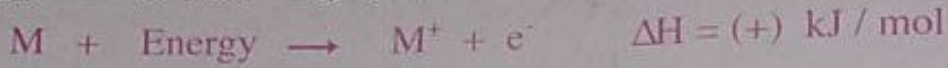
- إذا اكتسبت الذرة كمية محدودة من الطاقة فإن الإلكترونات تثار وتنتقل إلى مستويات طاقة أعلى وتعرف الطاقة المكتسبة في هذه الحالة **بطاقة الإثارة**.
- إذا اكتسبت الذرة كمية كبيرة من الطاقة والتي تعمل على تحرر أضعف الإلكترونات ارتباطاً بالنواة، تتحول الذرة إلى أيون موجب وتعرف الطاقة المكتسبة في هذه الحالة **بطاقة التأين (جهد التأين)**.

طاقة التأين	طاقة الإثارة
هي الطاقة اللازمة لفصل أو إزالة أقل الإلكترونات ارتباطاً بالنواة في الذرة المفردة وهي في الحالة الغازية	هي الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من مستواه الأرضي (المستقر) إلى مستوى أعلى
تتحول الذرة إلى أيون موجب	تصبح الذرة مثارة



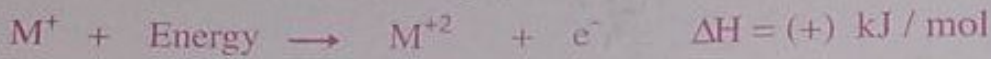
يكون لذرة العنصر الواحد أكثر من جهد تأين كما يتضح فيما يلي

١ **جهد التأين الأول:** • هي الطاقة اللازمة لفصل أو إزالة أقل الإلكترونات ارتباطاً بالنواة في الذرة المفردة وهي في الحالة الغازية . ينتج عنه أيون يحمل شحنة موجبة واحدة.

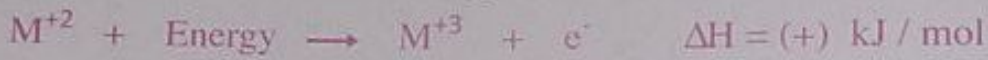


٢ **جهد التأين الثاني:** • هي الطاقة اللازمة لفصل أو إزالة إلكترون واحد من أيون موجب يحمل

شحنة موجبة واحدة . ينتج عنه أيون يحمل شحنتين موجبتين.



٣ **جهد التأين الثالث:** • هي الطاقة اللازمة لفصل أو إزالة إلكترون واحد من أيون موجب يحمل شحنتين موجبتين . ينتج عنه أيون موجب يحمل ثلاث شحنات موجبة.

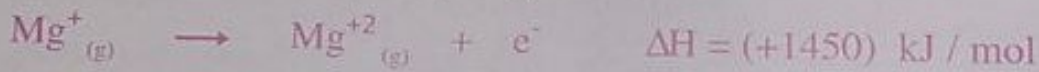


▲ **تطبيق:** يوضح جهود تأين عنصر الماغنسيوم $_{12}\text{Mg}$.

" جهد التأين الأول "



" جهد التأين الثاني "



" جهد التأين الثالث "



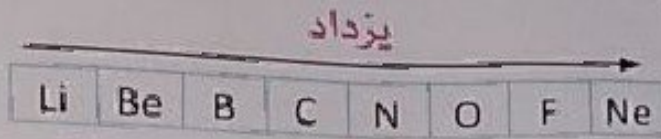
◀ نستنتج من المثال السابق ان :

- (أ) جهد التأين الثاني للماغنسيوم أكبر من جهد التأين الأول له ويرجع ذلك لزيادة شحنة النواة الفعالة فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات وبالتالي نحتاج لطاقة أكبر لفصل الإلكترون.
- (ب) جهد التأين الثالث للماغنسيوم يكون مرتفع جداً وذلك لأنه يتسبب في كسر مستوى طاقة مكتمل بالإلكترونات وهذا يتطلب مقدار كبير جداً من الطاقة.

تدرج جهد التأين في الجدول الدوري

١ في الدورة الواحدة:

- يزداد جهد التأين كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين ، لأن زيادة العدد الذري يعمل على:
 - (أ) نقص نصف القطر.
 - (ب) زيادة شحنة النواة الفعالة فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات وبالتالي نحتاج لطاقة أكبر لفصلها عن النواة.



٢

في المجموعة الواحدة:

- يقل جهد التأين كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل ، لأن زيادة العدد الذري يعمل على:
 - (أ) زيادة نصف القطر.
 - (ب) زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية المكتملة بالإلكترونات ، فتزداد المسافة بين النواة والإلكترونات وبالتالي تقل قوة جذب النواة للإلكترونات ولذلك تقل الطاقة اللازمة لفصل الإلكترونات عن النواة.

٣

ملحوظة هامة

(١) جهد التأين عبارة عن طاقة ممتصة (تفاعل ماص للحرارة) ولذلك يعبر عن ΔH لعملية التأين بإشارة موجبة.

(٢) يتناسب جهد التأين عكسياً مع نصف القطر الذري.

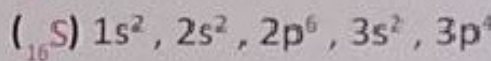
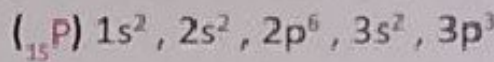
(٣) جهد التأين الأول للغازات الخاملة مرتفع جداً وذلك بسبب استقرار نظامها الإلكتروني (جميع مستويات طاقتها مكتملة) وبالتالي يصعب فصل إلكترون من مستوى طاقة مكتمل (لأن كسر مستوى طاقة مكتمل يحتاج لطاقة كبيرة جداً).

(٤) عناصر المجموعة 1A (الأقلية) مثل الصوديوم والبوتاسيوم يكون جهد التأين الأول لها هو الأقل وذلك بسبب سهولة فقد إلكترون التكافؤ لأنها أكبر الذرات حجماً بينما جهد التأين الثاني لها يكون كبير جداً لأنه يتسبب في كسر مستوى طاقة مكتمل بالإلكترونات وهذا يتطلب قدر كبير جداً من الطاقة.



- (٥) عناصر المجموعة 2A مثل الماغنسيوم يكون جهد التأين الثالث لها كبير جداً لأنه يتسبب في كسر مستوى طاقة مكتمل بالإلكترونات وهذا يتطلب قدر كبير جداً من الطاقة.
- (٦) عناصر المجموعة 3A مثل الألومنيوم يكون جهد التأين الرابع لها كبير جداً لأنه يتسبب في كسر مستوى طاقة مكتمل بالإلكترونات وهذا يتطلب قدر كبير جداً من الطاقة.
- (٧) خروج إلكترون من مستوى تام الامتلاء أو نصف مكتمل يحتاج إلى طاقة كبيرة جداً مما يجعل العنصر يشذ عن التدرج المتوقع.

مثال جهد تأين الفوسفور $_{15}P$ أكبر من جهد تأين الكبريت $_{16}S$ بالرغم من أنه يسبقه مباشرة في نفس الدورة لأن عند التوزيع الإلكتروني لذرة الفوسفور نجد أن المستوى الفرعي $3p^3$ نصف ممتلئ مما يجعل الذرة أكثر استقراراً. حيث فقد إلكترون يؤدي إلى فقد هذا الاستقرار وبالتالي تزداد طاقة التأين.

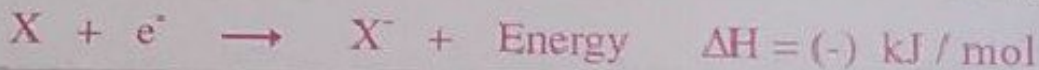


ثالثاً الميل الإلكتروني (القابلية الإلكترونية)

- خروج إلكترون من الذرة لتكوين أيون موجب يحتاج إلى كمية من الطاقة تعرف بجهد التأين.
- اكتساب الذرة لإلكترون يؤدي لتكوين أيون سالب فتنتقل عنه طاقة تعرف بالميل الإلكتروني.

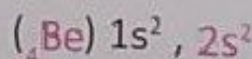
تعريف الميل الإلكتروني

هو مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونًا.

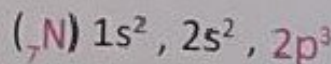


العوامل التي تجعل ذرة العنصر الممثل أكثر ثباتاً واستقراراً :

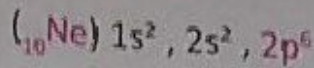
١) إذا كان المستوى الفرعي s تام الامتلاء (s^2) كما في عنصر البريليوم



٢) إذا كان المستوى الفرعي p نصف ممتلئ (p^3) كما في عنصر النيتروجين



٢ إذا كان المستوى الفرعي p تام الاملاء (p^6) كما في عنصرا النيون



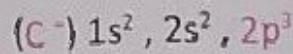
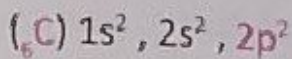
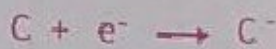
العوامل التي تجعل الميل الإلكتروني للذرة كبير:

- ١ نقص نصف القطر (لان الميل الإلكتروني يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذري).
- ٢ إذا كان الإلكترون الجديد المكتسب يعمل على جعل المستوى الفرعي الأخير مكتمل أو نصف مكتمل حيث ان ذلك يجعل الذرة أكثر ثباتاً واستقراراً.

كلما زادت الطاقة المنطلقة (الميل) كلما زاد ثبات العنصر (الأيون).



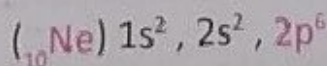
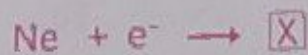
تطبيق: قدرة ذرة الكربون على اكتساب إلكترون جديد تكون كبيرة لان ذلك يجعل المستوى الفرعي الأخير للكربون نصف ممتلئ ($2p^3$) وبالتالي يصبح ميلها الإلكتروني كبير.



العوامل التي تجعل الميل الإلكتروني للذرة صغير:

- ١ زيادة نصف القطر (لان الميل الإلكتروني يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذري).
- ٢ إذا كان الإلكترون الجديد المكتسب يضاف إلى مستوى فرعي مكتمل أو نصف مكتمل.

تطبيق: قدرة غاز النيون على اكتساب إلكترون جديد تكاد تكون منعدمة والسبب في ذلك ان المستوى الفرعي الأخير للنيون ($2p^6$) مكتمل تماماً بالإلكترونات.





تدرج الميل الإلكتروني في الجدول الدوري

١ في الدورة الواحدة:

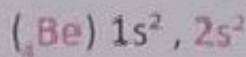
- يزداد الميل الإلكتروني كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين ، لأن زيادة العدد الذري يعمل على :
- نقص نصف القطر وبالتالي تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات ، مما يسهل على النواة جذب إلكترون جديد.

٢ في المجموعة الواحدة:

- يقل الميل الإلكتروني كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل ، لأن زيادة العدد الذري يعمل على :
- زيادة نصف القطر وبالتالي تقل قوة جذب النواة للإلكترونات مما يصعب على النواة جذب إلكترون جديد.

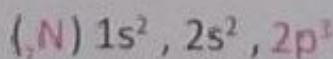
(١) هناك شذوذ في الميل الإلكتروني بالنسبة لعناصر المجموعة 2A والتي من أمثلتها عنصر البريليوم ، فعند التوزيع الإلكتروني لأي عنصر من عناصرها نجد أن المستوى الفرعي الأخير مكتمل بالإلكترونات (ns^2) مما يجعل ميلها الإلكتروني يقترب من الصفر.

◀ مثال: عند التوزيع الإلكتروني لعنصر البريليوم نجد أن المستوى الفرعي الأخير $2s^2$ مكتمل تماماً بالإلكترونات.



(٢) هناك شذوذ في الميل الإلكتروني بالنسبة لعناصر المجموعة 5A والتي من أمثلتها عنصر النيتروجين ، فعند التوزيع الإلكتروني لأي عنصر من عناصرها نجد أن المستوى الفرعي الأخير نصف مكتمل بالإلكترونات (np^3) مما يجعل الميل الإلكتروني يقترب من الصفر.

◀ مثال: عند التوزيع الإلكتروني لعنصر النيتروجين نجد أن المستوى الفرعي الأخير $2p^3$ نصف مكتمل بالإلكترونات.

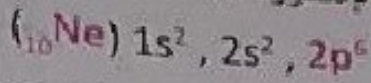


(٣) عناصر المجموعة الصفرية (العناصر النبيلة) مستوى الطاقة الأخير لها يكون مكتمل بالإلكترونات (np^6) ولذلك الميل الإلكتروني لهذه العناصر يقترب من الصفر.



قد بالك

مثال: عند التوزيع الإلكتروني لغاز النيون نجد أن المستوى الفرعي الأخير $2p^6$ مكتمل تماماً بالإلكترونات.



(٤) في عناصر المجموعة 7A (الهالوجينات) نلاحظ أن الميل الإلكتروني للفلور (${}_9\text{F}$) أقل من الكلور (${}_{17}\text{Cl}$) الذي يليه مباشرة، والسبب في ذلك أن ذرة الفلور نصف قطرها صغير جداً فيعاني الإلكترون الجديد من قوة تنافر كبيرة جداً مع الإلكترونات التسعة الموجودة أساساً حول النواة مما يقلل من كمية الطاقة المنطلقة بسبب استهلاك جزء منها للتغلب على قوة التنافر.

(٥) ترتيب عناصر المجموعة 7A من حيث الميل الإلكتروني يكون كالتالي:
 $(\text{Cl} > \text{F} > \text{Br} > \text{I})$.

ملحوظة هامة

(١) الميل الإلكتروني عبارة عن طاقة منطلقة (تفاعل طارد للحرارة) ولذلك يعبر عن ΔH لهذه العملية بإشارة سالبة.

(٢) يتناسب الميل الإلكتروني عكسياً مع نصف القطر الذري.

(٣) عناصر المجموعة الصفرية ميلها الإلكتروني هو الأقل.

(٤) عناصر المجموعة 7A (الهالوجينات) ميلها الإلكتروني هو الأعلى.

موقع
فدور
التعليمي

رابعاً السالبية الكهربية

عندما ترتبط ذرتين لعنصرين مختلفين، فإن قدرة الذرة الأولى على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية نحوها تختلف عن قدرة الذرة الثانية، وهنا نطلق على قوة الجذب بالسالبية الكهربية.

تعريف السالبية الكهربية

هي قدرة الذرة المرتبطة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية نحوها.



- (١) جهد التأين مصطلح طاقة يشير للذرة وهي في حالتها المفردة.
- (٢) الميل الإلكتروني مصطلح طاقة يشير للذرة وهي في حالتها المفردة.
- (٣) السالبية الكهربية مصطلح يشير للذرة المرتبطة مع غيرها.
- (٤) الفرق في السالبية الكهربية يلعب دوراً أساسياً في تحديد نوع الرابطة بين الذرات.



تدرج السالبية الكهربية في الجدول الدوري

١ في الدورة الواحدة:

- تزداد السالبية الكهربية كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين . لأن زيادة العدد الذري يعمل على:
- نقص نصف القطر وبالتالي تزداد قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية نحوها.

٢ في المجموعة الواحدة:

- تقل السالبية الكهربية كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل . لأن زيادة العدد الذري يعمل على:
- زيادة نصف القطر وبالتالي تقل قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية نحوها.

ملحوظة هامة

- (١) عناصر المجموعة 1A (الألاء) هي الأقل سالبية كهربية .
- (٢) عناصر المجموعة 7A (الهالوجينات) هي الأكبر سالبية كهربية .
- (٣) يعتبر عنصر الفلور (F) أكبر العناصر سالبية كهربية .
- (٤) يعتبر عنصر السيزيوم (Cs) أقل العناصر سالبية كهربية .

موقع
فدروز
التعليمي

جهد التأين

الميل الإلكتروني

الميل الإلكتروني

مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترون أو أكثر	مقدار الطاقة اللازمة لفصل أو إزالة أقل الإلكترونات ارتباطاً بالمواد
مصطلح طاقة يشير للذرة المفردة	مصطلح طاقة يشير للذرة المفردة
يؤدي لتكوين ذرات تحمل شحنة موجبة جزئية وشحنة سالبة جزئية	يؤدي لتكوين أيونات موجبة
$X + e^- \rightarrow X^- + \text{Energy}$ $\Delta H = (-)$	$M + \text{Energy} \rightarrow M^+ + e^-$ $\Delta H = (+)$

تدريب

1 أيا مما يأتي هو الأكبر في نصف القطر بالنسبة لذرة النيتروجين وأيوناتها؟

- N^{+3} (د) N^{-3} (ج) N^{+5} (ب) N^0 (أ)

الإجابة

(ج) لأن نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته ونصف قطر الأيون الموجب أقل من نصف قطر ذرته.

2 إذا كان نصف قطر أيون الكلوريد $Cl^- = 1.81 \text{ \AA}$ فيمكن أن يكون نصف قطر ذرة الكلور

- 3.62 \AA (د) أقل من 1.81 \AA (ج) أكبر من 1.81 \AA (ب) 1.81 \AA (أ)

الإجابة

(ج) لأن نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته وبالتالي نصف قطر ذرة الكلور يجب أن يكون أقل من 1.81 .



3 أعلى طاقة تأين أول يمثلها العنصر الذي ينتهي توزيعه الإلكتروني بالمستوى الفرعي

np⁶ (د)np³ (ج)np⁴ (ب)np³ (أ)

الإجابة

(د) لأن فقد الإلكترون الأول في هذه الحالة سوف يتسبب في كسر مستوى رئيسي مكتمل

(لاحظ أن np⁶ هو التركيب الإلكتروني للغاز الخامل) وذلك يحتاج لطاقة كبيرة جداً.

4 جهد التأين الأول للفلور F أكبر من جهد التأين الأول للأكسجين O لأن

(أ) نصف قطر الفلور > نصف قطر الأكسجين.

(ب) نصف قطر الفلور < نصف قطر الأكسجين.

(ج) عدد مستويات الطاقة في الفلور > عدد مستويات الطاقة في الأكسجين.

(د) عدد مستويات الطاقة في الفلور < عدد مستويات الطاقة في الأكسجين.

الإجابة

(ب) لأن كلما قل نصف القطر يزداد جهد التأين وذلك لزيادة قوة جذب النواة للإلكترونات.

5 أيًا من العناصر التالية له أقل جهد تأين أول؟

O (د)

F (ج)

N (ب)

K (أ)

الإجابة

(أ) لأن التوزيع الإلكتروني هو 4s¹ [Ar]₁₈ K₁₉ وبالتالي عند فقدته إلكترون سوف يتشبه بالتركيب

الإلكتروني للارجون فيزداد استقراره.

موقع
فيدوز
التعليمي

خامساً الخاصية الفلزية واللافلزية

- يعتبر العالم برزيليوس هو أول من قسم العناصر إلى فلزات ولافلزات اعتماداً على خواصها الفيزيائية وذلك في أوائل القرن التاسع عشر. وكان ذلك بالطبع قبل معرفته لأية معلومات عن بنية الذرة.
- بالرغم من قدم هذا التقسيم إلا أنه مازال يستخدم حتى يومنا هذا بالرغم من عدم وجود حدود فاصلة بين خواص الفلزات واللافلزات.

أ الفلزات

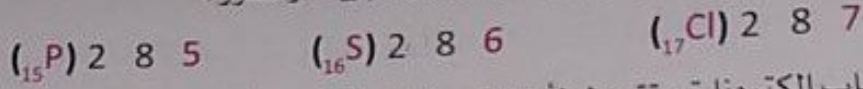
- 1 هي مجموعة من العناصر يمتلئ غلاف تكافؤها غالباً بأقل من نصف سعته بالإلكترونات (إذا احتوى العنصر في غلاف تكافؤه على 1 أو 2 أو 3 إلكترون فهو فلز).
- تطبيق: لاحظ التركيب الإلكتروني لكل من الصوديوم والماغنسيوم والألومنيوم.
 $(_{11}\text{Na}) 2 \ 8 \ 1$ $(_{12}\text{Mg}) 2 \ 8 \ 2$ $(_{13}\text{Al}) 2 \ 8 \ 3$
- 2 تميل لفقد إلكترونات غلاف تكافؤها وتتحول لأيونات موجبة وذلك بهدف الوصول للتركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل يسبقها في الجدول ولذلك توصف بأنها عناصر كهروموجبة.
- 3 جيدة التوصيل للكهرباء وذلك بسبب سهولة انتقال إلكترونات تكافؤها القليلة من مكان ما في الفلز إلى مكان آخر.
- 4 تتميز بكبر أنصاف أقطار ذراتها، مما يؤدي ذلك إلى:
 - (أ) صغر جهد تأينها.
 - (ب) صغر ميلها الإلكتروني.
 - (ج) صغر ساليبيتها الكهربية.
- 5 وجود الفلزات في الجدول الدوري:
 - (أ) تمثل كل عناصر الفئة s ماعدا الهيدروجين H_2 (لافلز) والهيليوم He (غاز خامل).
 - (ب) تمثل كل عناصر الفئة d.
 - (ج) تمثل كل عناصر الفئة f.
 - (د) تمثل كل عناصر الفئة p الذي ينتهي تركيبها الإلكتروني بـ (np^1) ماعدا عنصر البورون B (شبه فلز).

موقع
فيدوز
التعليمي

ب. اللافلزات

١ هي مجموعة من العناصر يمتلئ غلاف تكافؤها غالباً بأكثر من نصف سعته بالإلكترونات (إذا احتوى العنصر في غلاف تكافؤه على 5 أو 6 أو 7 إلكترون فهو لافلز).

▲ **تطبيق:** لاحظ التركيب الإلكتروني لكل من الفوسفور والكبريت والكلور.



٢ تميل لاكتساب إلكترونات وتتحول لأيونات سالبة وذلك بهدف الوصول للتركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل يليها في الجدول ولذلك توصف بأنها عناصر كهروسالبة.

٣ رديئة التوصيل للكهرباء وذلك بسبب شدة ارتباط إلكترونات تكافؤها بالنواة وبالتالي يصعب حركة هذه الإلكترونات.

٤ تتميز بصغر أنصاف أقطار ذراتها، مما يؤدي ذلك إلى:

(أ) كبر جهد تأينها. (ب) كبر ميلها الإلكتروني. (ج) كبر سالبيتها الكهربائية.

٥ وجود اللافلزات في الجدول الدوري:

(أ) توجد في الفئة 5 متمثلة في عنصر الهيدروجين فقط.

(ب) توجد في عناصر الفئة p.

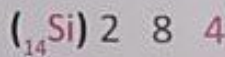
الفئة p تحتوي على فلزات - أشباه فلزات - لافلزات.



ج. أشباه الفلزات

١ هي مجموعة من العناصر يمتلئ غلاف تكافؤها غالباً بنصف سعته بالإلكترونات (إذا احتوى العنصر في غلاف تكافؤه على 4 إلكترون فهو شبه فلز).

▲ **تطبيق:** لاحظ التركيب الإلكتروني لعنصر السيليكون.



٢ لها مظهر الفلزات ومعظم خواص اللافلزات

(شكلها الظاهري يشبه الفلزات بينما سلوكها الكيميائي يشبه سلوك اللافلزات).

٣ توصيلها الكهربائي أقل من توصيل الفلزات وأكبر كثيراً من توصيل اللافلزات ولذلك تسمى بأشباه الموصلات.

٤ سالبيتها الكهربائية متوسطة بين الفلزات واللافلزات.

٥ تستخدم في صناعة أجزاء من الأجهزة الإلكترونية مثل الترانزستور - بصفتها أشباه موصلات.

موقع
فيروز
التعليمي

البورون	السيليكون	الجرمانيوم	الزرنخ	الأنثيمون	التيلوريوم
B	Si	Ge	As	Sb	Te

تدرج الخاصية الفلزية واللافلزية في الجدول الدوري

١ في الدورة الواحدة:

- تبدأ الدورة بأقوى الفلزات في المجموعة 1A (الأقلية)، وبزيادة العدد الذري تقل الخاصية الفلزية كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين (بسبب نقص نصف القطر) حتى تظهر أشباه الفلزات ثم تبدأ الخاصية اللافلزية في الظهور بداية من اللافلزات الضعيفة حتى نصل إلى أقوى اللافلزات في المجموعة 7A (الهالوجينات).

٢ في المجموعة الواحدة:

- كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل تزداد الخاصية الفلزية وتقل الخاصية اللافلزية لأن زيادة العدد الذري يزداد أنصاف أقطار الذرات وبالتالي يقل جهد التأين والميل الإلكتروني.

ملحوظة هامة

- (١) أقوى الفلزات في الجدول الدوري تقع أسفل يسار الجدول وهو عنصر السيزيوم Cs.
- (٢) أقوى اللافلزات في الجدول الدوري تقع أعلى يمين الجدول وهو عنصر الفلور F.
- (٣) الفلز القوي ← هو فلز يفقد إلكترونات التكافؤ بسهولة.
- (٤) اللافلز القوي ← هو فلز يكتسب الإلكترونات بسهولة.

موقع
فدروز
التعليمي

سادساً الخاصية الحامضية والقاعدية

معلومات متضمنة

- الحمض: مادة تذوب في الماء وتعطي أيونات الهيدروجين الموجبة H^+ .
- $HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$
- القلوي: مادة تذوب في الماء وتعطي أيونات الهيدروكسيل السالبة OH^- .
- $NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$



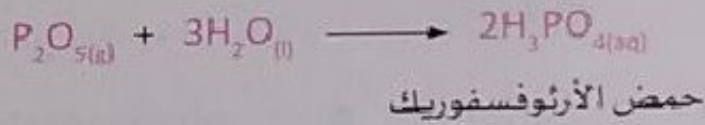
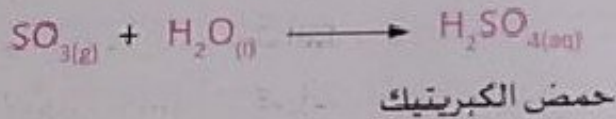
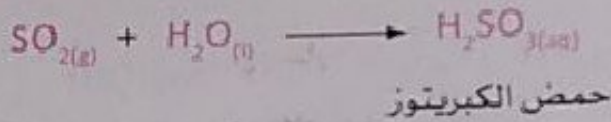
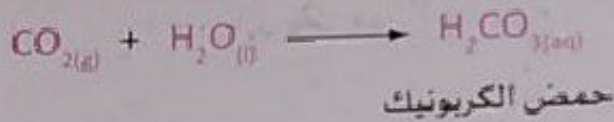
عندما يتحد العنصر مع الأكسجين يتكون مركب يعرف بالأكسيد. وهناك ثلاثة أنواع من الأكاسيد

1 الأكاسيد الحامضية

• هي أكاسيد لعناصر لا فلزية.

CO_2	ثاني أكسيد الكربون
SO_2	ثاني أكسيد الكبريت
SO_3	ثالث أكسيد الكبريت
NO_2	ثاني أكسيد النيتروجين
P_2O_5	خامس أكسيد الفوسفور

• تسمى أكاسيد اللافلزات عادة بالأكاسيد الحامضية لأنها تكون أحماض عند ذوبانها في الماء.



• تتفاعل مع القلويات وتعطي ملح وماء.



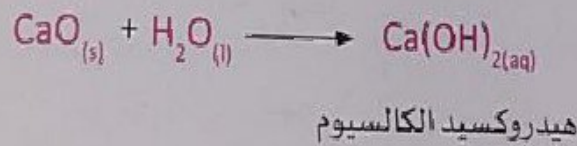
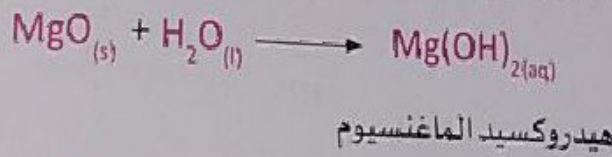
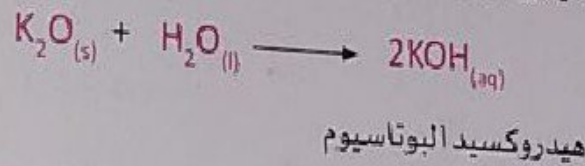
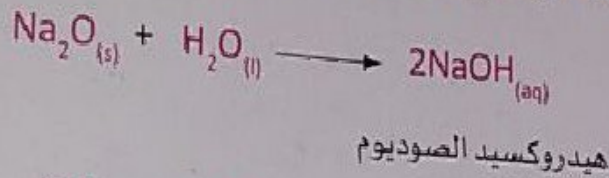
• لا تتفاعل مع الأحماض.

ب الأاسيد القاعدية

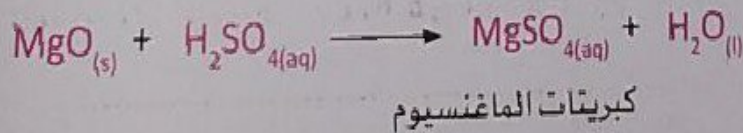
• هي أكاسيد لعناصر فلزية.

Na_2O	أكسيد الصوديوم
K_2O	أكسيد البوتاسيوم
MgO	أكسيد الماغنسيوم
CaO	أكسيد الكالسيوم

• بعضها يذوب في الماء مكوناً قلويات ولذلك تعرف بالأكاسيد القلوية.



• تتفاعل مع الأحماض وتعطى ملح وماء.



• لا تتفاعل مع القلويات.

• بعضها لا يذوب في الماء مثل ($\text{CuO} - \text{PbO} - \text{Ag}_2\text{O} - \text{Fe}_2\text{O}_3$).



جـ الأكاسيد المترددة (الأمفوتيرية)

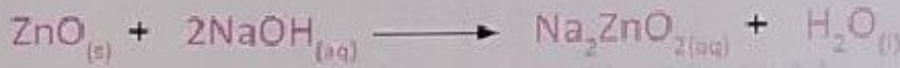
• هي أكاسيد فلزات غالباً.

Al_2O_3	أكسيد الألومنيوم
ZnO	أكسيد الخارصين
SnO	أكسيد القصدير
Sb_2O_3	أكسيد الأنثيمون

• هي أكاسيد تتفاعل مع الأحماض وكأنها أكاسيد قاعدية . وتتفاعل مع القلويات وكأنها أكاسيد حامضية . وتعطى في الحالتين ملح وماء .



كبريتات الخارصين



خارصينات الصوديوم



كلوريد الألومنيوم



ميثا ألومينات الصوديوم

تدرج الخاصية القاعدية والخاصية الحامضية في الجدول الدوري

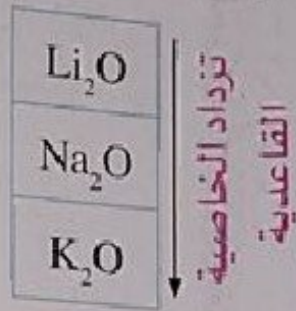
١ في الدورة الواحدة:

- بزيادة العدد الذري (كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين) تقل الخاصية القاعدية لأكسيد العنصر وتزداد الخاصية الحامضية .

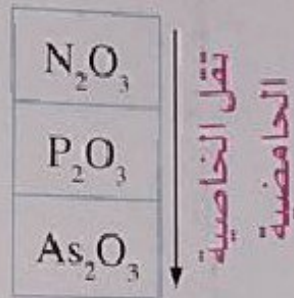
في المجموعة الواحدة:

- بزيادة العدد الذري (كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل) تزداد الخاصية القاعدية لأكسيد العنصر وتقل الخاصية الحامضية وذلك بسبب زيادة نصف القطر.

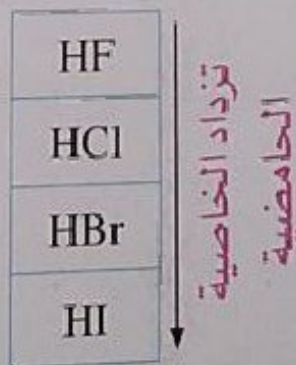
تطبيق: تدرج الخاصية القاعدية للأكسيد في المجموعة 1A



تطبيق: تدرج الخاصية الحامضية للأكسيد في المجموعة 5A



تزداد الخاصية الحامضية للمركبات الهيدروجينية لعناصر المجموعة 7A بزيادة العدد الذري (من أعلى إلى أسفل)، لأن بزيادة العدد الذري في المجموعة يزداد نصف قطر الهالوجين وبالتالي تقل قوة جذبته لذرة الهيدروجين ويسهل تأينها.





الخاصية الحامضية والخاصية القاعدية للمركبات الهيدروكسيلية

تعتبر كل من الأحماض الأكسجينية والقواعد مركبات هيدروكسيلية ويمكن تمثيلها بالصيغة MOH (حيث M تمثل ذرة عنصر قد يكون فلز أو لافلز).

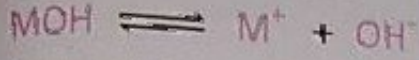
تعريف الأحماض الأكسجينية

هي أحماض تتكون من عنصر لافلز بالإضافة لذرات أكسجين وهيدروجين.

يمكن أن تتأين المركبات الهيدروكسيلية بأحدى الطرق التالية :

معادلة التأين	السبب	نوع التأين
$MOH \rightleftharpoons MO^- + H^+$	<ul style="list-style-type: none"> قوى التجاذب بين (M^+, O^{2-}) أكبر من قوى التجاذب بين (H^+, O^{2-}) أي تنجذب O أكثر إلى M. الرابطة $(M-O)$ أقوى من الرابطة $(O-H)$. 	<p>يتأين كحمض ويعطى أيونات هيدروجين موجبة (H^+)</p>
$MOH \rightleftharpoons M^+ + OH^-$	<ul style="list-style-type: none"> قوى التجاذب بين (H^+, O^{2-}) أكبر من قوى التجاذب بين (M^+, O^{2-}) أي تنجذب H أكثر إلى O. الرابطة $(O-H)$ أقوى من الرابطة $(M-O)$. 	<p>يتأين كقاعدة ويعطى أيونات هيدروكسيد سالبة (OH^-)</p>

(أ) في الوسط الحامضي تتأين كقاعدة .



(ب) في الوسط القاعدي تتأين كحمض .



• قوى التجاذب بين (M^+, O^-)

مساوية لقوى التجاذب بين

(O^-, H^+) .

• الرابطة $(\text{M}-\text{O})$ مساوية

لقوة الرابطة $(\text{O}-\text{H})$.

يتأين كحمض أو كقاعدة حسب وسط التفاعل الذي تتواجد فيه



العوامل التي تتوقف عليها قوى التجاذب بين كل من (O^-, M^+) , (O^-, H^+)

(أ) حجم الذرة M. (ب) مقدار شحنة M في المركب.



معلومات متضمنة

(١) إذا كان نصف قطر M كبير وشحنته قليلة (فلز) ← تقل قوى التجاذب بين M, O ويتأين كقاعدة.

(٢) إذا كان نصف قطر M صغير وشحنته كبيرة (لافلز) ← تزداد قوى التجاذب بين M, O ويتأين كحمض.

تطبيق: مركب هيدروكسيد الصوديوم (مركب هيدروكسيلي) فيه حجم (نصف قطر) Na كبير

وأيونه يحمل شحنة موجبة واحدة ولذلك:

• قوى الجذب بين Na^+ و O^- ضعيفة .

• الرابطة بين $(\text{O}-\text{H})$ أقوى من الرابطة بين $(\text{Na}-\text{O})$ ، وبالتالي يتأين المركب كقاعدة ويعطى أيونات OH^- .



قوة الأحماض الأكسجينية

• تزداد قوة الحمض الأكسجيني بزيادة عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين فيه .

• تمثل الأحماض الأكسجينية بالصيغة العامة $(\text{OH})_m (\text{MO})_n$ حيث:

- (M) تمثل ذرة اللافلز.

- (n) تمثل عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بالهيدروجين .

- (m) تمثل عدد ذرات الأكسجين المرتبطة بالهيدروجين .



البيروكلوريك	الكبريتيك	الأرثوفسفوريك	الأرثوسليكونيك	الحمض
HClO_4	H_2SO_4	H_3PO_4	H_2SiO_4	صيغته
$\text{ClO}_3(\text{OH})$	$\text{SO}_2(\text{OH})_2$	$\text{PO}(\text{OH})_3$	$\text{Si}(\text{OH})_4$	صيغته الهيدروكسيلية
3 : 1	2 : 2	1 : 3	Zero	النسبة بين n : m
3	2	1	Zero	عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين
أقوى الأحماض	قوى	متوسط	ضعيف	قوة الحمض

تدريب

- 1 أيا مما يأتي يعبر عن أكسيد لافلز؟
- (أ) يذوب في الماء مكونا محلولاً قلويًا
 (ب) يتفاعل مع القلويات ويكون ملح وحمض
 (ج) يتفاعل مع القلويات مكونا ملح وماء
 (د) يتفاعل مع الأحماض مكونا ملح وماء

الإجابة

(ج) لأن أكسيد اللافلز أكسيد حامضي يتفاعل مع القلويات ويعطى ملح وماء.

- 2 عنصر ممثل ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ $2p^3$ أي من العبارات الآتية صحيح بالنسبة للعناصر التي بعده.....
- (أ) عناصر فلزية ميلها الإلكتروني أكبر
 (ب) عناصر فلزية جهد تأينها أقل
 (ج) عناصر لا فلزية سالبيتها أكبر
 (د) عناصر لا فلزية أنصاف أقطارها أكبر

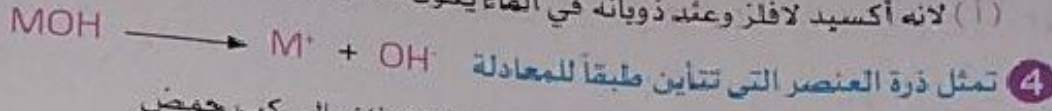
الإجابة

(ج) لأن العنصر الذي ينتهي بـ np^3 يقع في المجموعة 5A (رقم المجموعة في العناصر الممثلة يساوي مجموع إلكترونات التكافؤ) وبالتالي العناصر التي تقع في المجموعات التالية لافلزات ذات سالبية أعلى.

- 3 عند إمرار تيار من غاز CO_2 في الماء ثم اختبار الوسط بورقة عباد الشمس نجد أنها.....
- (أ) تحمر
 (ب) تزرق
 (ج) لا تتغير
 (د) تسود

الإجابة

(أ) لأنه أكسيد لفلز وعند ذوبانه في الماء يكون محلول حامضي يحمر ورقة عباد الشمس.



- (أ) ذرة فلز والمركب حمض
(ب) ذرة لافلز والمركب حمض
(ج) ذرة لافلز والمركب قاعدة
(د) ذرة فلز والمركب قاعدة

الإجابة

(د) لأن المركب يتأين كقاعدة وبالتالي العنصر M فلز لأن المركبات الهيدروكسيلية للفلزات تتأين كقواعد.

5 في المركب XOH تتساوى قوة الرابطة O - X مع قوة الرابطة H - O وهذا يعني أن

- (أ) يمكن أن يعطى أيونات H^+ في الوسط الحمضي
(ب) يمكن أن يعطى أيونات OH في الوسط الحمضي
(ج) دائماً يتأين كقاعده لوجود OH به
(د) دائماً يتأين كحمض لوجود H به

الإجابة

(ب) لأن هذا المركب متردد ويمكن أن يتأين كحمض وكقاعدة حسب نوع الوسط وبالتالي يمكن أن يعطى أيونات OH^- في الوسط الحامضي.

6 إذا كان الحمض H_2XO_n أقل حامضية من الحمض H_2XO_m فمن المحتمل أن تكون النسبة بين $\frac{m}{n}$

- (أ) أكبر من 1 (ب) أصغر من 1 (ج) تساوي 1 (د) 2 : 1

الإجابة

(أ) لأنه كلما زاد عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين كلما زادت قوة الحمض وبالتالي قيمة m أكبر من قيمة n.

7 إذا كان العنصر M تركيبه الإلكتروني $4s^1$ فإن كل مما يأتي صحيح بالنسبة لمركباته الهيدروكسيلية عدا

- (أ) يتأين كقاعده
(ب) قوة الجذب بينه وبين الأكسجين صغيرة
(ج) حجمه كبير وشحنته صغيره
(د) يتأين كحمض

الإجابة

(د) لأن العنصر M من عناصر المجموعة 1A وهي عناصر فلزية قوية ومركباتها الهيدروكسيلية تتأين كقواعد وليست كأحماض.



أعداد التأكسد

تعريف عدد التأكسد

هو عدد يمثل الشحنة الكهربائية (الموجبة أو السالبة) التي تبدو على الذرة أو الأيون في المركب (الأيوني - التساهمي).

لمعرفة عدد تأكسد ذرة في مركب ما ، يتبع ما يلي

أولاً في المركبات الأيونية

عدد تأكسد الأيون يساوي تكافؤ هذا الأيون مسبقاً بإشارة موجبة في حالة الأيونات الموجبة وبإشارة سالبة في حالة الأيونات السالبة.

- (أ) إذا كان عدد التأكسد موجباً فهذا يدل على عدد الإلكترونات التي فقدتها الذرة لتعطي هذا الكاتيون.
(ب) إذا كان عدد التأكسد سالباً فهذا يدل على عدد الإلكترونات التي اكتسبتها الذرة لتعطي هذا الأنيون.

ثانياً في المركبات التساهمية

- لا توجد أيونات موجبة أو سالبة ، فإن الشحنة التي تحملها الذرة تبين الإزاحة الإلكترونية في الرابطة.
(أ) الذرة الأكثر سالبية كهربية تحمل شحنة سالبة ولذلك تنزاح الإلكترونات نحوها.
(ب) الذرة الأقل سالبية كهربية تحمل شحنة موجبة ولذلك تنزاح الإلكترونات بعيداً عنها.

قواعد حساب أعداد التأكسد

١ في المركب (عدد الشحنات السالبة فيه = عدد الشحنات الموجبة فيه) ولذلك شحنته تساوي Zero

FeCl ₃	MgO	CuSO ₄	NaCl	المركب
Zero	Zero	Zero	Zero	عدد التأكسد

٢ عدد تأكسد أي عنصر في الحالة العنصرية مهما كانت عدد ذراته يساوي Zero

P ₄	N ₃	O ₂	Na	H ₂	العنصر
Zero	Zero	Zero	Zero	Zero	عدد التأكسد

٣ عدد تأكسد أيون العنصر تساوي الشحنة التي يحملها

N^{3-}	Cu^{2+}	O^{2-}	Ag^+	S^{2-}	H^+	أيونات العنصر
-3	+2	-2	+1	-2	+1	عدد التأكسد

٤ عدد تأكسد عناصر المجموعة 1A (الأقلاد) مثل Cs - Rb - Na - K - Li في جميع مركباتها دائماً يساوي (+1).

K_2O	$NaCl$	$LiOH$	المركب
+1	+1	+1	عدد التأكسد

٥ عدد تأكسد عناصر المجموعة 2A (الأقلاد الأرضية) مثل Ba - Ca - Mg في جميع مركباتها دائماً يساوي (+2).

$MgCl_2$	$Ca(OH)_2$	$BaSO_4$	المركب
+2	+2	+2	عدد التأكسد

٦ عدد تأكسد عناصر المجموعة 3A مثل B - Al في جميع مركباتها دائماً يساوي (+3).

B_2O_3	$AlCl_3$	المركب
+3	+3	عدد التأكسد

٧ عدد تأكسد عناصر المجموعة 7A (الهالوجينات) مثل Cl - Br - I يساوي (-1) باستثناء مركباتها مع الأكسجين.

$FeCl_2$	NaI	HBr	المركب
-1	-1	-1	عدد التأكسد

٨ عدد تأكسد الفلور F في جميع مركباته يساوي (-1) والسبب في ذلك أنه أعلى عناصر الجدول الدوري من حيث السالبية الكهربية.

KF	NaF	المركب
-1	-1	عدد التأكسد



٩ عدد تأكسد الهيدروجين في جميع مركباته يساوي (+1) باستثناء مركباته مع الفلزات النشطة والتي تعرف باسم هيدريدات الفلزات ويكون عدد تأكسد الهيدروجين فيها يساوي (-1) والسبب في ذلك ان السالبية الكهربية للهيدروجين أكبر من السالبية الكهربية للفلزات النشطة:

هيدريدات الفلزات :

• هي مركبات أيونية تتكون نتيجة اتحاد الهيدروجين مع الفلزات النشطة ويكون عدد تأكسد الهيدروجين فيها (-1) وعند التحليل الكهربي لهذه المركبات يتصاعد غاز الهيدروجين عند المصعد (القطب الموجب).

H ₂ O	HBr	HCl	المركب		
+1	+1	+1	عدد التاكسد		
AlH ₃	CaH ₂	LiH	NaH	KH	المركب
-1	-1	-1	-1	-1	عدد التاكسد
هيدريد الألومنيوم	هيدريد الكالسيوم	هيدريد الليثيوم	هيدريد الصوديوم	هيدريد البوتاسيوم	اسم المركب

١٠ عدد تأكسد الأكسجين في معظم مركباته يساوي (-2) باستثناء

Al ₂ O ₃	Na ₂ O	MgO	ZnO	المركب
-2	-2	-2	-2	عدد التاكسد

(أ) الأكسجين مع الفلور يكون مركب فلوريد الأكسجين OF₂ ويكون عدد تأكسد الأكسجين في هذا المركب يساوي (+2) والسبب في ذلك أن الفلور أعلى عنصر في الجدول الدوري من حيث السالبية الكهربية.

(ب) مركبات سوبر أكسيد يكون عدد تأكسد الأكسجين فيها (-½) مثل:

• سوبر أكسيد البوتاسيوم KO₂.

(ج) مركبات فوق الأكسيد يكون عدد تأكسد الأكسجين فيها (-1) مثل:

• فوق أكسيد الهيدروجين H₂O₂.
• فوق أكسيد الصوديوم Na₂O₂.

١١ مجموع أعداد تأكسد ذرات العناصر المختلفة في المركب تساوي Zero

• في مركب أكسيد الماغنسيوم MgO.

◀ عدد تأكسد الماغنسيوم (+2) + عدد تأكسد الأكسجين (-2) = Zero

12 تتميز العناصر الانتقالية بتعدد حالات تأكسدها ويمكن تحديد حالة تأكسدها بدلالة أعداد تأكسدها
العناصر الأخرى المعروفة الداخلة معها في المركب.

12 عدد تأكسد المجموعة الذرية تساوي الشحنة التي تحملها.

(أ) مجموعات ذرية أحادية التكافؤ.

ClO_3^-	NO_3^-	NO_2^-	MnO_4^-	HCO_3^-	OH^-	NH_4^+	المجموعة الذرية
-1	-1	-1	-1	-1	-1	+1	عدد التأكسد

(ب) مجموعات ذرية ثنائية التكافؤ.

$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	CrO_4^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	المجموعة الذرية
-2	-2	-2	-2	-2	-2	عدد التأكسد

(ج) مجموعات ذرية ثلاثية التكافؤ.

PO_4^{3-}	المجموعة الذرية
-3	عدد التأكسد

موقع
فدروز
التعليمي

1 تدريب

1 أحسب عدد تأكسد الكبريت في كل من

① S

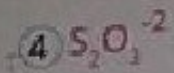
$$\therefore S = \text{Zero}$$

② S_8

$$\therefore S = \text{Zero}$$

③ S^{2-}

$$\therefore S = -2$$

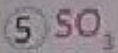


$$2S + 3O = -2$$

$$2S + (3 \times -2) = -2$$

$$2S = +4$$

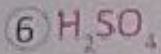
$$\therefore S = +2$$



$$S + 3O = 0$$

$$S + (3 \times -2) = 0$$

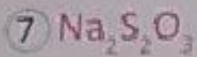
$$\therefore S = +6$$



$$S + 2H + 4O = 0$$

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

$$\therefore S = +6$$



$$2S + 2Na + 3O = 0$$

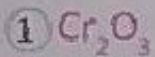
$$2S + (2 \times +1) + (3 \times -2) = 0$$

$$2S = +4$$

$$\therefore S = +2$$

موقع
فيدوز
التعليمي

2 أحسب عدد تأكسد الكروم في كل من

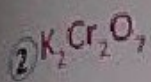


$$2Cr + 3O = 0$$

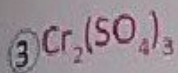
$$2Cr + (3 \times -2) = 0$$

$$2Cr = +6$$

$$\therefore Cr = +3$$

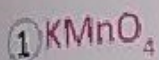


$2Cr + 2K + 7O = 0$
$2Cr + (2x + 1) + (7x - 2) = 0$
$2Cr = +12$
$\therefore Cr = +6$

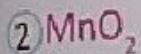


$2Cr + 3(SO_4) = 0$
$2Cr + (3x - 2) = 0$
$2Cr = +6$
$\therefore Cr = +3$

③ أحسب عدد تأكسد المنجنيز في كل من



$Mn + K + 4O = 0$
$Mn + (+1) + (4x - 2) = 0$
$\therefore Mn = +7$



$Mn + 2O = 0$
$Mn + (2x - 2) = 0$
$\therefore Mn = +4$

④ أحسب عدد تأكسد الحديد في $Fe_2(SO_4)_3$

$2Fe + 3(SO_4) = 0$
$2Fe + (3x - 2) = 0$
$2Fe = +6$
$\therefore Fe = +3$

5 احسب عدد تأكسد النحاس في $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

$$\text{Cu} + 2(\text{NO}_3) = 0$$

$$\text{Cu} + (2 \times -1) = 0$$

$$\therefore \text{Cu} = +2$$

6 احسب عدد تأكسد الأكسجين في مركب H_2O

$$\text{O} + 2\text{H} = 0$$

$$\text{O} + (2 \times +1) = 0$$

$$\therefore \text{O} = -2$$

7 احسب عدد تأكسد النيتروجين في $(\text{NH}_4)^+(\text{NO}_3)^-$

• النيتروجين في هذا المركب له حالتان تأكسد لأنه يتواجد في مجموعتان ذريتان مختلفتان.

$(\text{NH}_4)^+$	$(\text{NO}_3)^-$
$\text{NH}_4 = +1$	$\text{NO}_3 = -1$
$\text{N} + 4\text{H} = +1$	$\text{N} + 3\text{O} = -1$
$\text{N} + (4 \times +1) = +1$	$\text{N} + (3 \times -2) = -1$
$\therefore \text{N} = -3$	$\therefore \text{N} = +5$

حساب التغير الحادث في عدد التأكسد أثناء التفاعل الكيميائي

• يمكن معرفة التغير الحادث للعنصر من حيث التأكسد أو الاختزال أثناء التفاعل الكيميائي وذلك عن طريق تتبع التغير الحادث في عدد التأكسد قبل وبعد التفاعل الكيميائي.

تعريف الأكسدة

• هي عملية يتم فيها فقد إلكترونات وزيادة في الشحنة الموجبة أو نقص في الشحنة السالبة.

موقع
فدروز
التعليمي

تعريف الاختزال

• هي عملية يتم فيها اكتساب إلكترونات وزيادة في الشحنة السالبة أو نقص في الشحنة الموجبة.

تعريف العامل المؤكسد

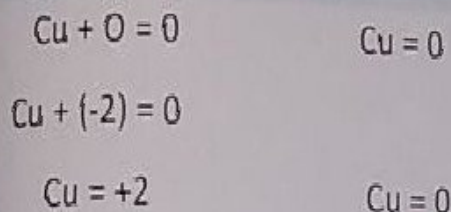
• هو المادة التي يحدث لها اختزال (المادة التي تكتسب إلكترونات أثناء التفاعل الكيميائي).

تعريف العامل المختزل

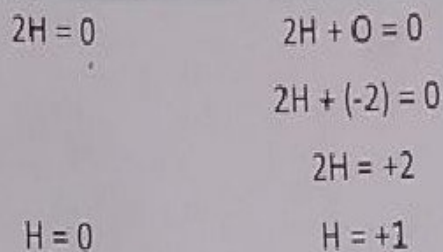
• هو المادة التي يحدث لها أكسدة (المادة التي تفقد إلكترونات أثناء التفاعل الكيميائي).

تدريب

1 وضح التعبير الحادث من أكسدة واختزال في التفاعل التالي مع تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل:

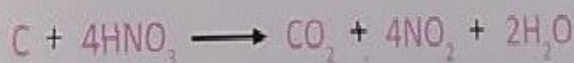


∴ حدثت عملية اختزال للنحاس.
∴ CuO عامل مؤكسد.



∴ حدثت عملية أكسدة للهيدروجين.
∴ H_2 عامل مختزل.

2 وضح التعبير الحادث من أكسدة واختزال في التفاعل التالي مع تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل:





الدرس 4 أعداد التأكسد



$$C = 0 \qquad C + 2O = 0$$

$$C = 0 \qquad C + (2X - 2) = 0$$

$$C = 0 \qquad C = +4$$

∴ حدثت عملية أكسدة للكربون.
∴ C عامل مختزل.



$$N + H + 3O = 0 \qquad N + 2O = 0$$

$$N + (+1) + (3 \times -2) = 0 \qquad N + (2X - 2) = 0$$

$$N = +5 \qquad N = +4$$

∴ حدثت عملية اختزال للنيتروجين.
∴ HNO₃ عامل مؤكسد.

3) وضح التغيير الحادث من أكسدة واختزال للكبريت في التفاعل التالي ثم حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل:



$$S + 2H = 0 \qquad S = 0$$

$$S + (2X + 1) = 0$$

$$S = -2 \qquad S = 0$$

∴ حدثت عملية أكسدة للكبريت.
∴ H₂S عامل مختزل.



$$S + 2O = 0 \qquad S = 0$$

$$S + (2X - 2) = 0$$

$$S = +4 \qquad S = 0$$

∴ حدثت عملية اختزال للكبريت.
∴ SO₂ عامل مؤكسد.

4) وضح التغيير الحادث من أكسدة واختزال في التفاعل التالي ثم حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل؟

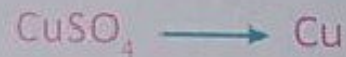


$$Zn = 0 \qquad Zn + (SO_4) = 0$$

$$Zn = 0 \qquad Zn + (-2) = 0$$

$$Zn = 0 \qquad Zn = +2$$

∴ حدثت عملية أكسدة للخارصين.
∴ Zn عامل مختزل.



$$Cu + (SO_4) = 0 \qquad Cu = 0$$

$$Cu + (-2) = 0$$

$$Cu = +2 \qquad Cu = 0$$

∴ حدثت عملية اختزال للنحاس.
∴ CuSO₄ عامل مؤكسد.

5 وضح التغيير الحادث من أكسدة واختزال في التفاعل التالي ثم حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل.



$2Cr + 2K + 7O = 0$ $2Cr + (2X + 1) + (7X - 2) = 0$ $2Cr = +12$ $Cr = +6$	$2Cr + 3(SO_4) = 0$ $2Cr + 3(-2) = 0$ $2Cr = +6$ $Cr = +3$
---	--

∴ حدثت عملية اختزال للكروم.
∴ $K_2Cr_2O_7$ عامل مؤكسد.



$S + 2O = 0$ $S + (2X - 2) = 0$ $S = +4$	$S + 2K + 4O = 0$ $S + (2X + 1) + (4X - 2) = 0$ $S = +6$
--	--

∴ حدثت عملية أكسدة للكبريت.
∴ SO_2 عامل مختزل.

موقع
فدروز
التعليمي

الباب 1 بنية الذرة

- ٤ • الدرس 1 تطور مفهوم بنية الذرة
- ١٦ • الدرس 2 طيف الانبعاث للذرات
- ٢٨ • الدرس 3 أعداد الكم
- ٣٨ • الدرس 4 قواعد توزيع الإلكترونات

الباب 2 الجدول الدوري وتصنيف العناصر

- ٤٨ • الدرس 1 الجدول الدوري الحديث
- ٧٠ • الدرس 2 تدرج الخواص في الجدول الدوري
- ٩٠ • الدرس 3 تابع تدرج الخواص في الجدول الدوري
- ١٠١ • الدرس 4 أعداد التأكسد

موقع
فيدوز
التعليمي



في الفيزياء

نيوتن

بأدر باقتناء

موقع
فدروز
التعليمي

للفصل الدراسي الأول

وترقبوا

نيوتن

الفصل الدراسي
الثاني

مندليف

الفصل الدراسي
الثاني

ومفاجآت عديدة

موقع
فدروز
التعليمي

www.elraky.com

حيث يصبح التعلم متعة و التفوق واقعاً

حقوق الدعاية و التسويق

RAMC
marketing & advertising
01090533397

توزيع
مؤسسة الكتب التعليمية
١٤٧ شارع مسيس - الرياض
ت: ٠٥٩١٩٠٨٧

و يصرف معه مجاناً
جزء التدريبات

38
جنيه