تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج البحرينية

	almanahj.com/bh 2025 2024 موقع المناهج البحرينية

مذكرة كيم 211

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 2024-10-27 22:03:55

المزيد من مادة كيمياء:	ملفات ا كتب للمعلم ا كتب للطالب ا اختبارات الكترونية ا اختبارات ا حلول ا عروض بوربوينت ا أوراق عمل منهج انجليزي ا ملخصات وتقارير ا مذكرات وبنوك ا الامتحان النهائي ا للمدرس

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني الثانوي

صفحة المناهج البحرينية على فيسبوك					
المواد على تلغرام	التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات	

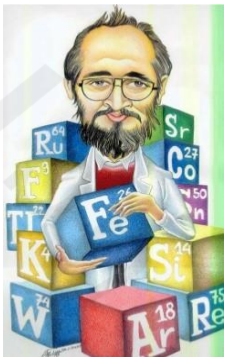
المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني الثانوي والمادة كيمياء في الفصل الأول

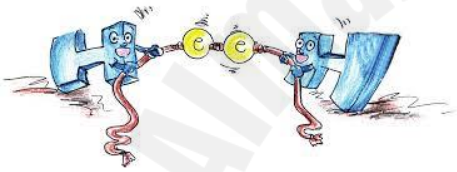
1	مذكرة الجزء النظري كيم 211
2	دليل المعلم في مادة الكيمياء كيم 211
3	تلخيص تدرج خواص العناصر
4	نموذج إجابة أسئلة امتحان نهاية العام الدراسي 2019/2020
5	نموذج أسئلة امتحان نهاية العام الدراسي 2019/2020

مملكة البحرين
مدرسة النعيم الثانوية للبنين
قسم العلوم

مذكرة الكيمياء 2

كيم 211





2018 م

اسم الطالب: _____

الرقم الأكاديمي: _____

الصف الدراسي: _____

إعداد الأستاذ باسل إبراهيم السابودي
معلم أول علوم

استخدم برنامج QR Code لتصفح الامتحانات وإجاباتها

امتحانات منتصف الفصل الدراسي	
الأسئلة	الإجابة
http://tiny.cc/9gwfyy	http://tiny.cc/1jwfyy

امتحانات نهاية الفصل الدراسي	
الأسئلة	الإجابة
http://tiny.cc/lj0fyy	http://tiny.cc/87xfyy

الجدول الدوري الحديث

http://tiny.cc/vfufyy

الوحدة الرابعة	
استراتيجية رسم تراكيب لويس	الاشكال الفراغية للجزيئات
https://goo.gl/oFBVB4	https://goo.gl/LmE5MF

الوحدة الخامسة: الإجابات النهائية للمسائل الرقمية

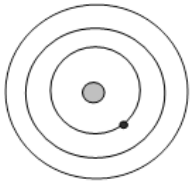
http://tiny.cc/crsfyy

تمنياتي لكم بالتوفيق والنجاح

الدرس الأول: نظرية الكم والذرة.

نظرا لصغر حجم الذرة وصعوبة دراسة تركيبها بشكل مباشر لجأ العلماء لدراسة الضوء الناتج عن ذرات الغازات المهيجة لمعرفة التركيب الإلكتروني الدقيق للذرة، ولقد كان العالم بور من أوائل المهتمين بهذه الدراسة ولقد توصل من خلال هذه الدراسة إلى العديد من الأفكار المتعلقة بالبناء الذري.
تعتبر عملية دراسة الضوء المنبعث من الذرة عند تهيجها (إثارتها) من الأدلة التي استخدمها العلماء لدراسة البناء الذري.

أولا:(نموذج بور للذرة)



علل: تركزت أبحاث بور ودراساته على ذرة الهيدروجين دون غيرها؟

ج:

1. لأن ذرة الهيدروجين تعتبر من أبسط الذرات حيث أنها تتكون من إلكترون واحد وبروتون واحد فقط.
2. يعتبر طيفها أبسط الأطياف: حيث أنه يتكون من ترددات فريدة ومحددة لا تظهر في طيف غيره من الذرات.

س: ما هي فروض نظرية بور حول الذرة (وقد ركز دراسته على ذرة الهيدروجين)؟

ج:

1. تتوزع الإلكترونات حول نواة الذرة في مستويات رئيسية للطاقة تسمى مدارات.
2. يتحرك الإلكترون في مسار دائري ثابت حول النواة، دون أن يفقد شيئا من طاقته طالما بقي في نفس المدار.
3. يوجد العديد من المستويات (المدارات) التي يدور فيها الإلكترون حول النواة ولكل منها طاقة خاصة به، يرمز للمستوى n والذي يأخذ أعدادا صحيحة تتراوح من 1 إلى ما لا نهائية ∞ .
4. تعتمد طاقة المستوى على بعده عن النواة، حيث تزداد كلما ابتعد عن النواة فتزداد طاقة الذرة، والعكس صحيح.
5. لا تشع إلكترونات الذرة طاقة ولا تمتصها طالما بقيت ضمن نفس المستوى.
6. تمتص الذرة كميات محددة من الطاقة، عند انتقال الإلكترون من **مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى** وتصبح الذرة مثارة أو مهيجة **(حالة الإثارة)** ويسمى الطيف الناتج **(طيف امتصاص خطي)**.
7. تنبعث الطاقة عن الذرة في حالة انتقال الإلكترون من **مستواه المهيج أو الأعلى إلى مستوى طاقة أقل**، وتظهر هذه الطاقة على هيئة ضوء ويسمى الطيف الناتج **(طيف الانبعاث أو الإشعاع الذري)**.

س: وضح النجاح في نظرية بور؟

ج:

1. توصل إلى معادلة رياضية تمكن من خلالها حساب طاقة المستويات في ذرة الهيدروجين.
2. استطاع بور أن يفسر طيف ذرة الهيدروجين وبنيتها الذرية.
3. وضعت نظرية بور الأساس للنماذج الذرية اللاحقة.

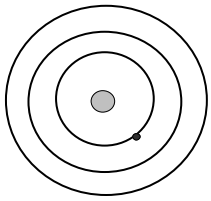
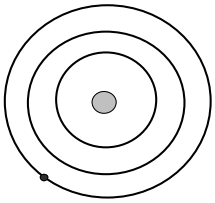
س: اذكر حدود نظرية بور للذرة؟

ج:

1. عجز عن تفسير أطياف الذرات عديدة الإلكترونات وحساب مستويات الطاقة فيها.
2. عجز عن تحديد مكان الإلكترون بدقة حول النواة. (لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات).

س: ما المقصود بحالة الاستقرار للذرة؟
ج: حالة الاستقرار: حالة الذرة في أقل مستوى للطاقة لها. (شكل توضيحي a).
مثال: بالنسبة لذرة الهيدروجين تكون مستقرة عندما يكون الإلكترون في أقل مستوى طاقة وهو المدار الأول.

س: ما المقصود بحالة الإثارة للذرة؟
ج: حالة الإثارة للذرة: هي الحالة التي تكتسب فيها الذرة طاقة، تؤدي إلى انتقال الإلكترون من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى. (شكل توضيحي b).

شكل a	شكل b
	
حالة الاستقرار	حالة الإثارة

علل: لذرة الهيدروجين حالات إثارة كثيرة بالرغم من أنها تحتوي على إلكترون واحد.
ج: تعتمد حالات الإثارة على كمية الطاقة الممتصة، حيث أن انتقال الإلكترون إلى مستويات طاقة أعلى يعتمد على مقدار الطاقة الممتصة.

*** خصص بور لإجراء حساباته عدد n لكل مدار وأطلق عليه اسم العدد الكمي.**

س: ما الذي تمثله n في نموذج بور الذري؟
ج: يمثل مدار الإلكترون.

س: ما المقصود بالعدد الكمي؟
ج: العدد الكمي: العدد المخصص لوصف الإلكترون في مستويات الطاقة الرئيسة.

*** استطاع بور أن يحسب أنصاف أقطار المدارات وحدد الطاقة النسبية لكل مدار كما يلي:**
1. نصف قطر مستوى الطاقة الذري الأول (n = 1) = 0.0529 نانومتر.

ويمكن حساب نصف قطر أي مدار بالنانومتر من خلال العلاقة التالية: $\boxed{r_n = 0.0529n^2}$
حيث n رقم المدار المراد حساب نصف قطره.

2. الطاقة النسبية لمستوى الطاقة الأول = E_1
يمكن حساب الطاقة النسبية لأي مدار بدلالة الطاقة النسبية للمدار الأول من خلال العلاقة التالية:

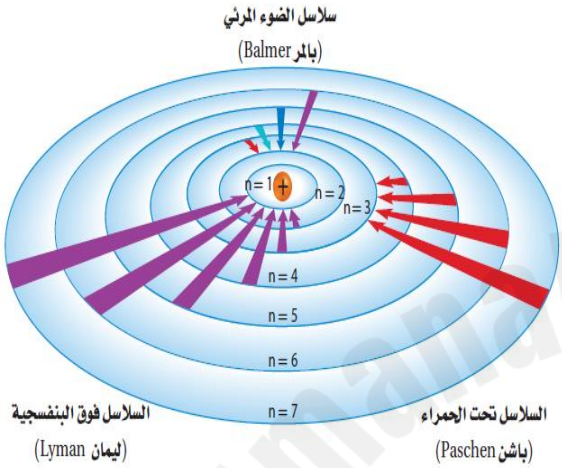
$$\boxed{E_n = n^2 E_1}$$

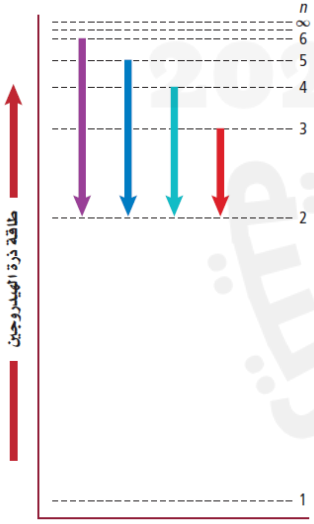
علل: ظهور وميض مميز لذرة الهيدروجين.
ج: بسبب عودة الإلكترون المثار من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل وفقدانه للطاقة المكتسبة على شكل ضوء.

* طيف الهيدروجين الخطي *

س: لماذا تصدر ذرة الهيدروجين طيفا خطيا؟

ج: عند إعطاء ذرة الهيدروجين طاقة فإنها تصبح في حالة إثارة، بحيث ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى، وعندما يعود الإلكترون إلى المستوى الطاقة الأقل فإنه يفقد الطاقة التي امتصها على شكل فوتون (ضوء) له طاقة تساوي الفرق بين المستويين. **وتنتج السلاسل التالية:**

	طيف الهيدروجين الخطي (طيف الانبعاث الذري)		
.1	**السلاسل فوق البنفسجية (ليمان)**	تقع ضمن منطقة الضوء غير المرئي، وهي تنتج عن عودة الإلكترون من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الأول. $n_7 \rightarrow n_1$	
.2	**سلاسل الضوء المرئي (بالمر)**	وهي السلسلة الوحيدة التي تقع ضمن منطقة الضوء المرئي، وهي تنتج عن عودة الإلكترون من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الثاني. $n_6 \rightarrow n_2$	
.3	**السلاسل تحت الحمراء (باشن)**	تقع ضمن منطقة الضوء غير المرئي، وهي تنتج عن عودة الإلكترون من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الثالث. $n_7 \rightarrow n_3$	



س: ما هو وجه الشبه بين حركة الإلكترون وحركة شخص على سلّم؟ وماذا يحدث للمسافات بين المدارات عندما تزداد قيمة n؟

ج:

* عندما يتحرك شخص على سلم أو درج فإنه ينتقل من درجة إلى أخرى صعودا أو هبوطا ويمكنه أن يستقر على إحدى درجات السلم، بينما لا يمكنه أن يقف أو يستقر بين درجتين، وهذا ينطبق على الإلكترون حيث أن بإمكانه أن ينتقل من مستوى إلى آخر عن طريق التزود بمقدار كاف من الطاقة في عملية الصعود أو إشعاع مقدار من الطاقة في عمليه الهبوط، ولكن لا يمكنه أن يتوقف بين مستويين.

وتقل المسافة بين المدارات عند زيادة قيمة n.

علل: يسمى طيف الهيدروجين بالطيف الخطي.

ج: لأن الأطياف الكهرومغناطيسية المرئية تظهر على هيئة خطوط ملونة متباعدة عن بعضها البعض، يفصل بينها مناطق معتمة.

س: في منطقة الضوء المرئي لماذا تنتج ألوانا مختلفة عند عودة الإلكترون من المستوى المهيج للمستوى الثاني؟

ج: لأن الإلكترون يفقد مقادير محددة من الطاقة تساوي الفرق بين المستويين الذين انتقل بينهما، وهذه الطاقة تظهر على شكل ضوء يناسب أطوال موجية معينة، لذلك تظهر على هيئة ضوء بلون معين.

تدريبات على نموذج بور للذرة

س[1]: ما هو عدد الكم للمدار الرابع؟

س[2]: احسب كم مرة يساوي نصف قطر مدار ذرة الهيدروجين السابع $r_7 = 2.59(nm)$ بالنسبة إلى نصف قطر مدارها الخامس $r_5 = 1.32(nm)$ ، حسب نموذج بور؟

س[3] **: احسب النسبة E_5 / E_4 ؟ (كم تساوي طاقة المدار الخامس بالنسبة لطاقة المدار الرابع)؟

س[4] *: حدد مستويي الطاقة الذين يجب أن ينتقل بينهما الإلكترون لإنتاج اللون البنفسجي في طيف الهيدروجين؟

س[5]: فسّر، لماذا يحتوي طيف الانبعاث الذري على ترددات معينة للضوء حسب نموذج بور الذري؟

س[6]*: وضح بالرسم السلسلة التي تنتج عن عودة الإلكترون من مستوى الطاقة الثالث إلى مستوى الطاقة الأول.

س[7]: كيف تتحرك الإلكترونات في الذرات حسب نموذج بور؟

س[8]: لماذا ينتج سلوك الإلكترون في الذرة ألوانا مختلفة للضوء؟

س[9] **: أي الطيفين يحتوي خطوطا أكثر: الهيدروجين $_1H$ أم النيون $_{10}Ne$؟ ولماذا؟

س[10]: كيف وضّح بور طيف الانبعاث الذري؟

س[11]: أي انتقال للإلكترون عبر المدارات ينتج خطا أخضر – أزرق في طيف الانبعاث الذري للهيدروجين حسب نموذج بور للذرة؟

س[12]: ما أعلى قيمة للطاقة يمكن لإلكترون ذرة الهيدروجين أن يطلقها عند انتقاله خلال المستويات الرئيسية الآتية؟

أ. من n=3 إلى n=4 ب. من n=1 إلى n=3 ج. من n=6 إلى n=4 د. من n=7 إلى n=6

س[13]: أي من سلاسل الطيف الخطي لذرة الهيدروجين تقع في منطقة الضوء المرئي؟

أ. ليمان ب. بالمر ج. باشن د. براكت

س[14]: أي مستوى طاقة يعود الإلكترون المثار عندما تنتج سلاسل الضوء المرئي؟

أ. الأول ب. الثاني ج. الثالث د. الرابع

س[15]: أي العناصر تستطيع نظرية بور تفسير طيفه الخطي؟

أ. $_7N$ ب. $_1H$ ج. $_{10}Ne$ د. $_8O$

الدرس الأول: نظرية الكم والذرة.

ثانيا:(النموذج الكمي للذرة)

* اقتنع العلماء بأن نموذج بور للذرة غير صحيح، فوضعوا تصورات تبين كيف تتوزع الإلكترونات في الذرات.

أولا: مبدأ دي برولي: أعتقد بأن للجسيمات المتحركة خواص الموجات.

- ✓ إذا كان للإلكترون حركة الموجة وكان يتحرك في مسار دائري له نصف قطر ثابت فإنه يستطيع إشعاع موجات ذات أطوال موجية وترددات وطاقات معينة.
- ✓ **العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية:**

$$\boxed{\lambda = \frac{h}{m\nu}} \Leftarrow \lambda$$: طول موجة الجسيم، h = ثابت بلانك، m = كتلة الجسيم، ν = سرعة الجسيم

ملاحظة هامة: العلاقة عكسية بين طول الموجة للجسيم وكتلته.

س: لماذا لا نلاحظ الأطوال الموجية للأجسام الكبيرة المتحركة ومنها السيارات؟
ج: من خلال العلاقة بين الجسيم والموجة، كلما ازدادت كتلة الأجسام يكون الطول الموجي قصير جدا فلا يرى.

ثانيا: مبدأ هايزنبرج للشك: ينص على أنه من المستحيل تحديد سرعة ومكان الإلكترون في وقت واحد وبنفس الدقة.

س: لماذا يكون من المستحيل أن نعرف بدقة سرعة الإلكترون وموقعه في الوقت نفسه؟
ج: لأن الفوتون الذي يرسل لقياس سرعة الإلكترون أو موقعه يعمل على تغيير موقع الإلكترون وسرعته.

ثالثا: معادلة شرودنجر الموجية:

س: ما هي طبيعة الإلكترون؟
ج: دلت تجارب العلماء على أن للإلكترون طبيعة مزدوجة، وهي أن له خواص مادية وأخرى موجية.

س: ما المقصود بالنموذج الكمي للذرة (النموذج الموجي للذرة)؟
ج: هو النموذج الذي يعامل الإلكترونات على أنها موجات.

*** استطاع العالم شرودنجر اشتقاق معادلة على اعتبار أن إلكترون ذرة الهيدروجين موجة.**

س: ما هي المعادلة التي توصل لها شرودنجر؟
ج: توصل لمعادلة رياضية سميت بمعادلة الموجة.

س: ما هي معادلة الموجة؟
ج: عبارة عن معادلة رياضية وضعها شرودنجر تصف حركة الإلكترون الموجية.

س: ماذا نتج عن حل معادلة شرودنجر؟
ج: نتج عن حل المعادلة إلى ثلاثة أعداد سميت بأعداد الكم تصف كل ما يتعلق بوجود الإلكترون وحركته وبعده عن النواة وطاقته، ثم أضيف عددا رابعا يصف اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه.
كل حل لمعادلة شرودنجر يسمى دالة الموجة.

س: بماذا تتنبأ دالة الموجة (حل معادلة شرودنجر)؟
ج: تتنبأ دالة الموجة بمنطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة احتمال وجود الإلكترون فيها أكبر ما يمكن. وأطلق على هذه المنطقة اسم (الفلك الذري).

س: ما المقصود بالفلك الذري؟

ج: منطقة ثلاثية الأبعاد توجد حول النواة، وهي تصف الموقع المحتمل لوجود الإلكترونات.

*** ليس للفلك الذري حدود واضحة، ولهذا يرسم الكيميائيون سطحا للفلك الذري يحتوي على 90 % من الاحتمال الكلي لوجود الإلكترون، وقد يوجد الإلكترون خارج هذه الحدود بنسبة 0.1 كما هو موضح بالشكل:**

خريطة الكثافة الإلكترونية (السحابة الإلكترونية)	**خريطة الكثافة تمثل احتمال وجود إلكترون حول النواة، تظهر الكثافة العالية للنقاط قرب النواة أن احتمال وجود الإلكترون قرب النواة كبير جدا.**

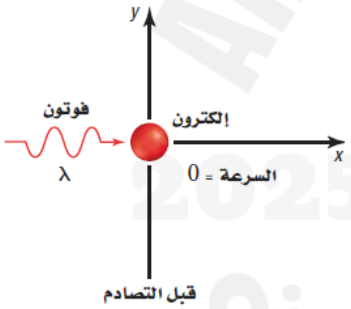
تدريبات على النموذج الكمي للذرة

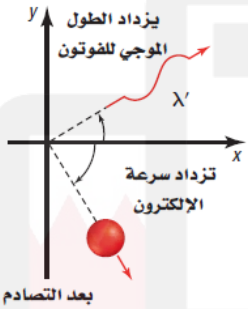
س[1]: ما اسم النموذج الذري الذي تعامل فيه الإلكترونات على أنها موجات؟ ومن أول من كتب معادلات موجة الإلكترون التي أدت إلى هذا النموذج؟

س[2]: ما الذي ترمز إليه n في النموذج الكمي للذرة؟

س[3]: كيف يصف النموذج الكمي مسار الإلكترونات في الذرة؟

س[4] *: مستعينا بالشكل المجاور أجب عما يلي:





1. **ماذا يحدث للطول الموجي للفوتون؟**
2. **ماذا يحدث لسرعة الإلكترون؟**
3. **لماذا تتغير طاقة الفوتون؟**

س[5]: لماذا يكون موقع الإلكترون في ذرة غير محدد باستخدام مبدأ هايزنبرج للشك؟ وبين قيمة عدم تحديد مكان الإلكترون؟

س[6]: إن للضوء طبيعة مزدوجة (موجة – جسيم) فماذا تعني هذه الجملة؟

س[7] *: صف الفرق بين الكم والفوتون؟

س[8]: صف أين توجد الإلكترونات في ذرة ما بالنسبة للنموذج الكمي؟

س9*: قارن بين نموذج بور للذرة والنموذج الكمي للذرة في الجدول التالي:

	نموذج بور	النموذج الكمي
1		
2		
3		
4		

س10*: قارن بالرسم موقع الإلكترون في نموذج بور والنموذج الكمي؟

نموذج بور الذري	النموذج الكمي للذرة

س11: ما اسم العالم الذي وضح العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية؟

س12: ما اسم العالم الذي استنتج انه من المستحيل معرفة سرعة الجسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة؟

س13: ماذا تمثل كل نقطة في السحابة الإلكترونية للإلكترون عند لحظة معينة؟

الدرس الأول: الأفلاك الذرية للهيدروجين

أعداد الكم

عدد الكم الرئيسي (n): عدد يتم تعيينه في ضوء النموذج الكمي ليدل على الحجوم النسبية وطاقة الأفلاك الذرية.

أهميته:

1. تحديد طاقة المستوى ويسمى كل مستوى (مستوى الطاقة الرئيسي).
مثل n = 1 أي مستوى الطاقة الرئيسي الأول.
2. تحديد بعد الإلكترونات عن النواة.
3. تحديد الحجم النسبي للفلك الموجود في المستوى.

ملاحظة: كلما ازداد رقم المستوى تزداد طاقته ويزداد معدل البعد عن النواة ويزداد حجم الفلك الذري.

مستويات الطاقة الفرعية:

1.كل مستوى رئيسي يتضمن مستويات فرعية لها أشكال محددة.
2. تسمى المستويات الفرعية s,p,d,f حسب أشكال أفلاك الذرة.
3. كل مستوى فرعي يتكون من عدد من الأفلاك الذرية ويتسع لعدد معين من الإلكترونات كما هو موضح بالجدول:

المستوى الفرعي	عدد الأفلاك الذرية	أقصى عدد للإلكترونات
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

ملاحظات هامة جدا:

عدد المستويات الفرعية ضمن المستوى الرئيسي n = رقم المستوى الرئيسي n

مثال: في مستوى الطاقة الرئيسي 3 $\Longleftarrow$ توجد 3 مستويات فرعية موجودة ضمن المستوى الثالث.

عدد الأفلاك الكلي ضمن المستوى $n^2 = n$

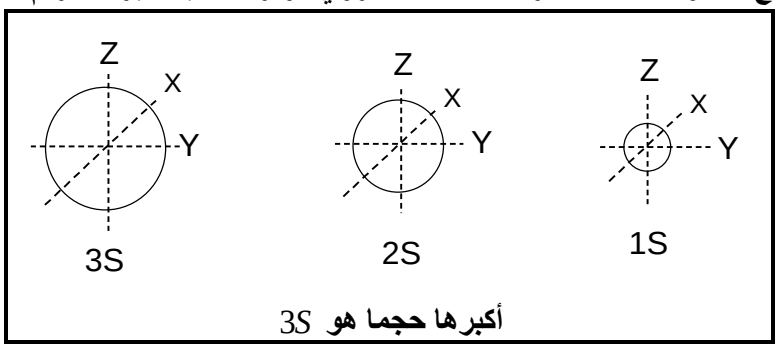
مثال: عدد الأفلاك الذرية ضمن المستوى الرابع $(n = 4) = 4^2 = 16$ **فلك ذري**

عدد الإلكترونات الكلي ضمن المستوى $2n^2 = n$

مثال: عدد الإلكترونات الكلي ضمن مستوى الطاقة الثالث = $2 (3)^2 = 18$ **إلكترون.**

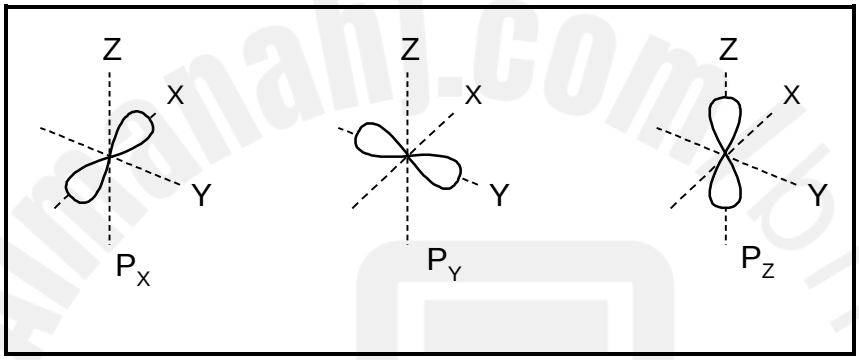
أشكال الأفلاك الذرية

1. الفلك S: يتواجد في جميع مستويات الطاقة الرئيسية، شكله كروي، ويزداد حجمه بزيادة رقم n

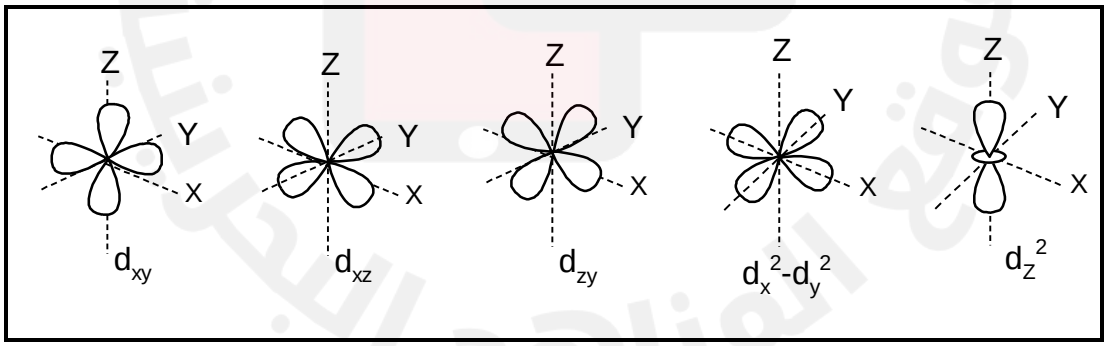


أكبرها حجما هو $3S$

2. الفلك P: يبدأ ظهور هذا النوع من الأفلاك بدءا من المستوى الثاني. ويتخذ شكل فصوص ∞
المستوى الفرعي P يتكون من ثلاثة أفلاك تتخذ ثلاثة اتجاهات فراغية متعامدة على بعضها البعض وهي:
(P_Z ، P_Y ، P_X **)**



3. الفلك d: يبدأ ظهور هذا النوع من الأفلاك من المستوى الرئيسي الثالث.
يحتوي على 5 أفلاك وشكلها يكون أكثر تعقيدا من والأفلاك هي: d_{xy} ، d_{xz} ، d_{yz} ، $d_{x^2-y^2}$ ، d_{z^2}



4. الفلك f: يبدأ ظهور هذا النوع من الأفلاك من المستوى الرابع وأشكالها معقدة وسنتركها.

تدريبات على الأفلاك الذرية للهيدروجين

س1: ما المقصود بمستوى الطاقة الرئيس، ومستوى الطاقة الفرعي؟

س2: وضح العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسة والمستويات الفرعية؟

س3: علل لما يلي:
1. ليس للفلك الذري حجم ثابت ودقيق.

2. يحدد عدد الكم الرئيس n مستويات الطاقة الرئيسية

س4: عدد المستويات الفرعية الموجودة في مستويات الطاقة الرئيسية الأربعة لذرة الهيدروجين؟

س5: حدد الأفلاك الذرية في كل مستوى فرعي S وفي كل مستوى فرعي P لمستويات الطاقة الرئيسية الأربعة لذرة الهيدروجين؟

س6: ما عدد مستويات الطاقة الفرعية في المستويات الثلاثة الرئيسية الأولى للطاقة في ذرة الهيدروجين؟

س7: ما عدد الأفلاك الذرية في المستوى الفرعي d؟ وماهي؟

س8: ما الذي توضحه الرموز S, P , d , f فيما يتعلق بالأفلاك الذرية ؟

س9: ما اتجاهات الأفلاك الذرية المرتبطة في كل من المستوى الفرعي P والمستوى الفرعي d؟

س10: ما أقصى عدد يمكن أن يسعه الفلك من الإلكترونات؟

س11: ما أكبر عدد من الإلكترونات التي يمكن أن توجد في مستوى الطاقة الرئيسي الخامس للذرة نظريا؟

س12: صف الاتجاهات النسبية للأفلاك المرتبطة في المستوى الفرعي 2P؟

س13 *: ما عدد الإلكترونات التي يمكن أن توجد في جميع المستويات الفرعية للمستوى الرئيسي الثالث للطاقة في ذرة الأرجون والتي تحتوي على 18 إلكترون؟

س14: ما أقصى عدد من الإلكترونات يمكن أن يوجد في أفلاك الذرة التي لديها أعداد الكم الرئيسة الآتية:

أ. 3 ( ) ب. 4 ( ) ج. 6 ( ) د. 7 ( )

س15: ما عدد الاتجاهات المحتملة للأفلاك المتعلقة في كل مستوى فرعي مما يلي:

أ. S ( ) ب. P ( ) ج. d ( ) د. f ( )

س16: أحد الأزواج الآتية يمتلك طاقة متساوية:

أ. 2S , 3S ب. 3p , 3S ج. $2p_x$, $2p_y$ د. $2p_x$, $3p_y$

س17: ما المستوى المستحيل وجوده وفقا للوصف الكمي للذرة؟

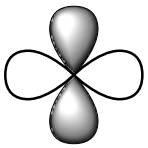
أ. 3d ب. 6d ج. 5S د. 3f

س18: ما الرسم المناسب لأفلاك المستوى الفرعي 5d؟

أ.

ب.

ج.

د. 

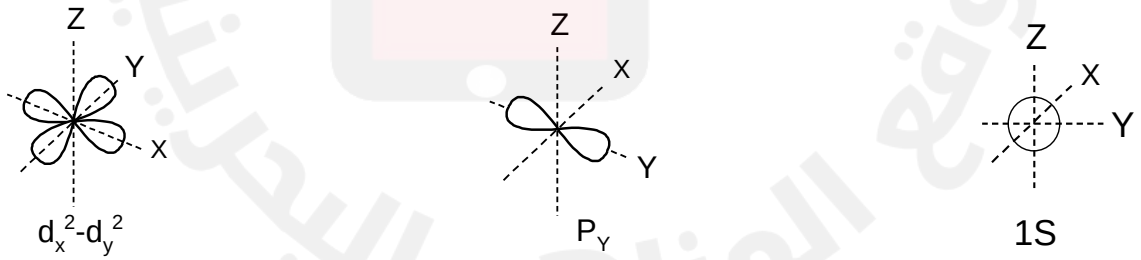
س19*: قارن بالرسم بين كل مما يأتي مع تحديد أي فلك له طاقة أعلى وله أكبر حجما:

1. فلك 2S وفلك 3S
2. فلك $3d_{xy}$ وفلك $4d_{xy}$

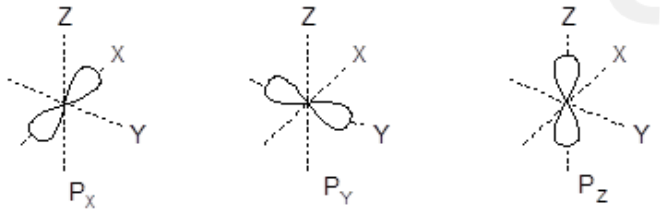
س20: أكمل الفراغات التالية:

عدد الكم الرئيسي (n)	المستويات الفرعية أنواع الأفلاك	عدد الأفلاك في المستويات الفرعية	مجموع الأفلاك في المستوى الرئيسي	أقصى عدد للإلكترونات في المستوى الرئيسي
2				
3				

س21: صف أشكال الأفلاك الذرية الموضحة وحدد اتجاهاتها:



س22: استخدم الشكل المجاور للإجابة عن السؤالين التاليين:

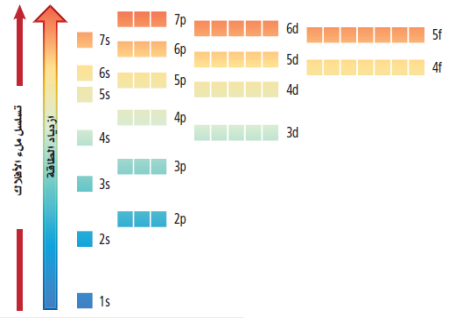


1. ما المستوى الفرعي الذي تنتمي إليه الأفلاك الموضحة في الشكل؟
2. ما مجموع الإلكترونات التي يمكن أن توجد في المستوى الفرعي؟

الدرس الثاني: التوزيع الإلكتروني

س: ما المقصود بالتوزيع الإلكتروني؟

ج: هو ترتيب الإلكترونات في الذرة.



س: ما المبادئ الثلاثة أو القواعد التي يجب إتباعها عند كتابة التوزيع الإلكتروني لذرة؟

ج: المبادئ هي: 1. مبدأ أوفباو. 2. مبدأ باولي. 3.قاعدة هوند.

س: اذكر نص كل من المبادئ المتبعة للتوزيع الإلكتروني للذرة؟

ج:

1. **مبدأ أوفباو:** ينص على أن كل إلكترون يسعى لأن يكون في الفلك الأقل طاقة.

2. **مبدأ باولي:** ينص على أن الفلك لا يمكن أن يتسع لأكثر من إلكترونين، على أن لا يكون لهما نفس اتجاه الحركة.

3. **قاعدة هوند:** تنص على أن تعبئة الإلكترونات في الأفلاك المتساوية في الطاقة يتم بشكل فردي قبل البدء بإضافة الإلكترون الثاني لنفس الفلك.

الجدول التالي يوضح عدد الأفلاك والإلكترونات في المستويات الفرعية:

المستوى الفرعي	S	P	d	f
عدد الأفلاك	1	3	5	7
عدد الإلكترونات	2	6	10	14

*** في الذرة المتعادلة يكون عدد الإلكترونات = عدد البروتونات (العدد الذري).**

س: أذكر طرق التوزيع الإلكتروني؟

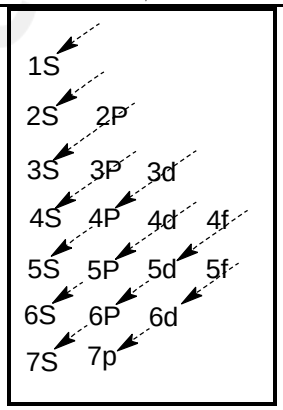
ج:

1. **طريقة الترميز الإلكتروني.**
2. **طريقة رسم مربعات الأفلاك.**
3. **طريقة ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة).**

أولا: طريقة الترميز الإلكتروني:

يعبر عن الترميز الإلكتروني عن مستوى الطاقة الرئيسي والمستويات الفرعية المرتبطة مع كل فلك في الذرة، ويتضمن أسا يمثل عدد الإلكترونات في الفلك.

يمكن استخدام المخطط التالي الذي يوضح ترتيب ملء المستويات الفرعية بالإلكترونات:



يمكن كتابة ترتيب ملء الأفلاك الذرية من خلال المخطط المجاور من المستويات الأقل طاقة للأعلى طاقة وهو ما ينص عليه مبدأ أوفباو:

$$1S, 2S, 2P, 3S, 3P, 4S, 3d, 4P, 5S, 4d, 5P, 6S, 4f, 5d, 6P, 7S, 5f, 6d, 7P$$

نعلم أن المستوى الفرعي يتسع لعدد من الإلكترونات:

$$14e^- \leftarrow f \ ، \ 10e^- \leftarrow d \ ، \ 6e^- \leftarrow P \ ، \ 2e^- \leftarrow S$$

فيكون التوزيع كما يلي: $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10} 4P^6 5S^2 4d^{10} \ldots\ldots$

يجب في عملية التوزيع الإلكتروني مراعاة ما يلي:

1. ألا يقل أو يزيد عدد الإلكترونات الموزعة للذرة المتعادلة عن عددها الذري.
2. ألا يحتوي الفلك الواحد على أكثر من إلكترونين.
3. يجب تطبيق قاعدة هوند، عند توزيع الإلكترونات على الأفلاك التابعة لنفس المستوى الفرعي.

أمثلة توضيحية: اكتب الترميز الإلكتروني للعناصر التالية:

.1	عنصر الهيليوم $_{2}He$ يحتوي الهيليوم على إلكترونين فقط	$1S^2$
.2	عنصر الفلور $_{9}F$ يحتوي على تسعة إلكترونات	$1S^2 2S^2 2P^5$
.3	عنصر الكالسيوم $_{20}Ca$ يحتوي على عشرين إلكترون	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2$
.4	عنصر البروم $_{35}Br$ يحتوي على 35 إلكترون	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10} 4P^5$

ثانيا: طريقة رسم مربعات الأفلاك:

يمكن التعبير عن الإلكترونات في الأفلاك بأسهم في المربعات. إذ يعنون كل مربع بعدد الكم الرئيسي والمستوى الفرعي للفلك.

ملاحظة هامة:

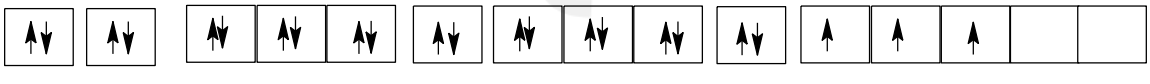
1. يعبر عن كل فلك ذري بمربع يحتوي على إلكترون أو إلكترونين على الأكثر.

نعلم بأن المستوى الفرعي S مكوّن من فلك واحد فنعبر عنه بمربع فقط، والجدول يوضح التالي:

المستوى الفرعي	عدد الأفلاك	عدد المربعات
S	1	□
P	3	□□□
d	5	□□□□□
f	7	□□□□□□□

2. يجب أن تشغل الأفلاك الذرية المتساوية في الطاقة **فرادى** وبنفس الاتجاه ثم **تحدث عملية الازدواج**، **وفقا لقاعدة هوند.**

أمثلة توضيحية: اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية بطريقة رسم مربعات الأفلاك: ((طبّق قاعدة هوند))

.1	$_{3}Li$	
.2	$_{6}C$	
.3	$_{8}O$	
.4	$_{23}V$	

ثالثا: ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة).

لطريقة التوزيع بهذه الطريقة نتبع ما يلي:

1. تحفظ الغازات النبيلة وأعدادها الذرية وفي أي دورة يقع الغاز النبيل.

الغاز النبيل	رقم الدورة
$_{2}He$	1
$_{10}Ne$	2
$_{18}Ar$	3
$_{36}Kr$	4
$_{54}Xe$	5
$_{86}Rn$	6

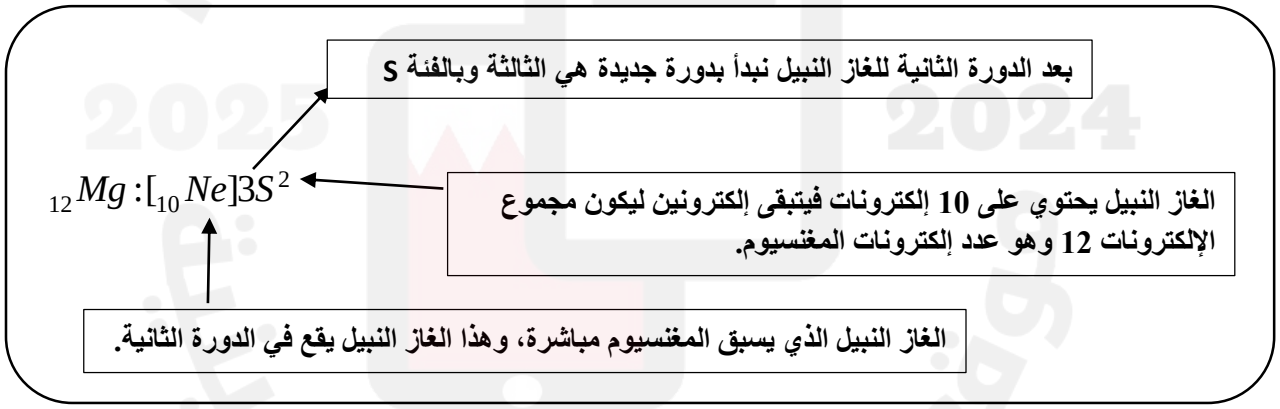
2. نلاحظ العدد الذري للعنصر المطلوب توزيعه الإلكتروني ونكتب رمز الغاز النبيل الذي يكون عدده الذري أصغر ومباشرة من العدد الذري لهذا العنصر.

3. بعد كتابة رمز الغاز النبيل، نكتب رقم الدورة التي تلي دورة الغاز النبيل ونبدأ بالمستوى الفرعي S دائما ونكمل التوزيع وفقا لمبدأ الأوفباو.

مثال[1]: اكتب ترميز الغاز النبيل لعنصر الماغنسيوم Mg وعدده الذري 12:

نلاحظ أن العدد الذري للماغنيسيوم يساوي 12، فيجب معرفة ما هو **الغاز النبيل الذي يسبق مباشرة** الماغنسيوم؟؟

نعرف أن الغاز النبيل الذي يسبق الماغنسيوم مباشرة هو ـ النيون ـ وعدده الذري 10 ويقع في الدورة الثانية. فنكتب ما يلي:



إذا التوزيع الإلكتروني بالطريقة المختصرة للمغنسيوم هو: $_{12}Mg:[_{10}Ne]3S^2$

مثال[2]: اكتب ترميز الغاز النبيل لعنصر الجاليوم Ga وعدده الذري 31:

ج: التوزيع الإلكتروني بالطريقة المختصرة هو: $_{31}Ga:[_{18}Ar]4S^2 3d^{10} 4P^1$

مثال[3]: اكتب ترميز الغاز النبيل لعنصر الزينون Xe وعدده الذري 54:

ج: التوزيع الإلكتروني بالطريقة المختصرة هو: $_{54}Xe:[_{36}Kr]5S^2 4d^{10} 4P^6$

تدريبات على التوزيع الإلكتروني

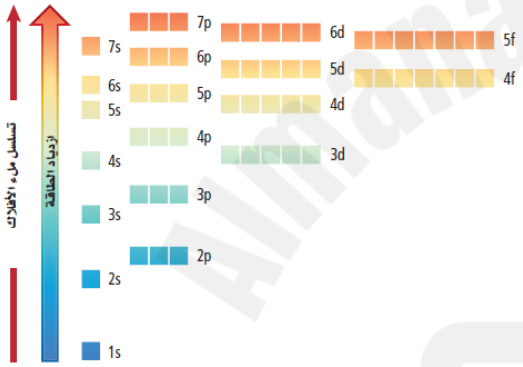
مبادئ التوزيع الإلكتروني:

س[1]: أذكر خواص رسم أوفباو، موضحا مثالا لكل منها؟

س[2]: علل لما يلي:

1. **يملأ الفلك 4S بالإلكترونات قبل الفلك 3d**
2. **توزع الإلكترونات في الأفلاك المتساوية في الطاقة فرادى ثم تبدأ عملية الازدواج**
3. **تميل الإلكترونات في الذرة لاتخاذ ترتيب يعطي الذرة أقل طاقة**

س[3]: استخدم الشكل المجاور للإجابة عن السؤالين التاليين:



1. **حدد أي مستوى فرعي له الطاقة الأكبر 4f أم 5S ؟ ولماذا؟**
2. **لماذا يشغل إلكترون واحد في ذرة الروبيديوم $_{37}Rb$ فلك 5S بدلا من 4d أو 4f ؟**

س[4]: رتّب تسلسل زيادة الطاقة للمستويات الفرعية ضمن المستوى الرئيسي الثالث؟

طريقة الترميز الإلكتروني

س[5]: أكتب التوزيع الإلكتروني بطريقة الترميز الإلكتروني للعناصر التالية: الكبريت -البوتاسيوم – الانتيمون

($_{16}S$)

($_{19}K$)

($_{51}Sb$)

س[6]*: تحتوي ذرة الكلور في الحالة المستقرة على سبعة إلكترونات في أفلاك مستوى الطاقة الرئيس الثالث، فما عدد الإلكترونات التي تشغل أفلاك P من الإلكترونات السبعة الأصلية؟ وما عدد الإلكترونات التي تشغل أفلاك P من الإلكترونات السبعة عشر الأصلية الموجودة في ذرة الكلور؟

س7: عندما تتفاعل ذرة الكبريت مع الذرات الأخرى فإن إلكترونات مستوى الطاقة الثالث هي التي تدخل في التفاعل، فما عدد هذه الإلكترونات في ذرة الكبريت؟

طريقة رسم مربعات الأفلاك

س8: أكتب التوزيع الإلكتروني بطريقة رسم مربعات الأفلاك للعناصر التالية: $_{7}N$ - $_{4}Be$ - $_{12}Mg$

س9: ما عدد الإلكترونات المنفردة في ذرة النيتروجين $_{7}N$ **؟ وعلى أي أساس يمكن تفسير وجود إلكترونات مفردة؟**

س10 *: وضح السبب في أن رسم مربعات الأفلاك التالية غير صحيح في الحالتين التاليتين:

.1

.2

س11: ما عدد أفلاك d النصف ممتلئة لذرة بها 8 إلكترونات في المستوى الفرعي d ؟

س12*: حدد العدد الذري ورمز العنصر الذي يمثل بالتوزيع الإلكتروني لكل مما يلي موضحا السبب:

أ. ينتهي توزيعه الإلكتروني ب $5P^5$

ب. $1S^2$

ج. مداره الرئيسي الثالث يحتوي على أربعة إلكترونات

طريقة ترميز الغاز النبيل

س13: أكتب التوزيع الإلكتروني بطريقة ترميز الغاز النبيل للعناصر التالية : $_{3}Li$ - $_{36}Kr$ - $_{56}Ba$

س14: حدد رمز العنصر وعدده الذري الذي له التوزيع الإلكتروني التالي:

.1 $[Ar]4S^2 3d^{10} 4P^4$

.2 $[Kr]5S^2 4d^{10} 5P^3$

س15*: ذرة عنصر في حالتها المستقرة تحتوي إلكترونين في جميع أفلاك مستوى الطاقة الرئيس السادس، أكتب التوزيع الإلكتروني بطريقة ترميز الغاز النبيل وحدد العنصر؟

س16: عنصر إلكتروناته تملأ أفلاك 7P ما عدد إلكتروناته ؟ ثم أكتب توزيعه باستخدام ترميز الغاز النبيل؟

س17: أي ترميز إلكتروني مما يلي يصف الذرة في حالة إثارة؟

1. $[Ar]4S^2 3d^{10} 4P^2$ **2.** $[Ne]3S^2 3P^5$ **3.** $[Kr]5S^2 4d^1$ **4.** $[Ar]4S^2 3d^8 4P^1$

س18: أي رسوم مربعات الأفلاك التالية صحيحة للذرة في حالة الاستقرار؟

1.

.2

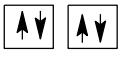
3.

.4

س19: استخدم رسوم مربعات الأفلاك الموضحة أدناه للإجابة عن السؤالين التاليين:

A.

.B



.C

.D

1. **أي مما سبق يوضح رسما لمربعات الأفلاك يخالف مبدأ أوفباو؟**
2. **أي مما سبق يوضح رسم مربعات الأفلاك لعنصر البريليوم (عدده الذري 4)؟**

س20: ما التوزيع الإلكتروني لذرة السكانديوم عدده الذري 21؟

أ. $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^1$ ب. $1S^2 2S^2 2P^7 3S^2 3P^7 4S^2 3d^1$

ج. $1S^2 2S^2 2P^5 3S^2 3P^5 4S^2 3d^1$ د. $1S^2 2S^1 2P^7 3S^1 3P^7 4S^2 3d^1$

س21: ما هو أكبر عدد من الإلكترونات يمكن أن يشغلها المستوى الفرعي 6f؟

س22: ما عدد الأفلاك الموجودة في ذرة الزرنيخ؟ وما عدد الأفلاك الممتلئة بصورة كاملة؟ وما عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي 4؟

س*23: تخيل أنك تعيش في عالم ينص فيه مبدأ باولي على أن ثلاثة إلكترونات على الأكثر وليس اثنين يمكنها الوجود في كل فلك ذري، اشرح الخواص الكيميائية الجديدة لعناصر الليثيوم والفوسفور؟

س24: أمامك التوزيع الإلكتروني لذرة عنصر (X) في الحالة المثارة لاحظه جيدا ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

$$X : 1S^2\,2S^2\,2P^6\,3S^1\,3P^1$$

1. ما العدد الذري لذرة العنصر (X) ؟

.....

2. كم عدد الإلكترونات المنفردة لذرة العنصر (X) في حالتها المثارة؟

.....

3. أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر (X) في حالتها المستقرة ، بالترميز للغاز النبيل (الطريقة المختصرة):

.....

.....

*** استثناءات التوزيع الإلكتروني ***

عند تطبيق مبدأ أوفباو للتوزيع الإلكتروني لبعض العناصر سوف تجد بأن هذا التوزيع لن يكون صحيحا، وسوف تتعرف على السبب الرئيسي من خلال الشرح اللاحق، ومن أشهر الاستثناءات في التوزيع الإلكتروني هو الكروم والنحاس:

العنصر	التوزيع الإلكتروني (خاطئ)	التوزيع الإلكتروني (صحيح)
$_{24}Cr$	$\left[_{18}Ar\right]4S^2\,3d^4$	$\left[_{18}Ar\right]4S^1\,3d^5$
$_{29}Cu$	$\left[_{18}Ar\right]4S^2\,3d^9$	$\left[_{18}Ar\right]4S^1\,3d^{10}$

ملاحظة هامة

- ✓ **عنصر الكروم:** في حالة التوزيع الإلكتروني الصحيح نلاحظ بأن الفلك الذري S نصف ممتلئ والفلك الذري d أصبح نصف ممتلئ، وهذه الحالة تعطي الذرة استقرارا نسبيا، على العكس من حالة التوزيع الإلكتروني الأولى. إذ أن الفلك الذري S ممتلئ والفلك الذري d ليس ممتلئ وليس نصف ممتلئ.

- ✓ **عنصر النحاس:** في حالة التوزيع الإلكتروني الصحيح نلاحظ بأن الفلك الذري S نصف ممتلئ والفلك الذري d أصبح ممتلئ، وهذه الحالة تعطي الذرة استقرارا نسبيا.

س: أكتب التوزيع الإلكتروني للفضة $_{47}Ag$ ؟ ج: $_{47}Ag : \left[_{36}Kr\right]5S^1\,4d^{10}$

س: ما عدد الإلكترونات المتواجدة في المستوى الفرعي 4S لعنصر كيميائي يحتوي على 24 إلكترون؟
ج: إلكترون واحد فقط.

(إلكترونات التكافؤ وتمثيل لويس)

س[1]: ما المقصود بإلكترونات التكافؤ؟

ج: هي الإلكترونات في أفلاك مستوى الطاقة الأخير في الذرة، والتي تحدد الخواص الكيميائية لهذه الذرة.

س[2]: كيف تحدد عدد إلكترونات التكافؤ للعناصر؟

ج: نكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر، ثم نحدد أعلى مدار (المدار الأخير) للعنصر ونحسب عدد الإلكترونات في المدار الأخير.

س[3]: حدد عدد إلكترونات التكافؤ للعناصر التالية: 1. $_{3}Li$ **2.** $_{14}Si$ **3.** $_{55}Cs$ **4.** $_{10}Ne$

ج: نعمل التوزيع الإلكتروني (بالترميز الإلكتروني أو بالطريقة المختصرة) لكل عنصر وسأضع خطا تحت المدار الأخير والذي يحتوي على إلكترونات التكافؤ:

العنصر	التوزيع الإلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ
$_{3}Li$	$[_{2}He]\underline{2S^{1}}$	**1**
$_{14}Si$	$[_{10}Ne]\underline{3S^{2}3P^{2}}$	**4**
$_{55}Cs$	$[_{54}Xe]\underline{6S^{1}}$	**1**
$_{10}Ne$	$[_{2}He]\underline{2S^{2}2P^{6}}$	**8**

س: ما المقصود بالتمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)؟

ج: التمثيل النقطي للإلكترونات: طريقة تمثيل إلكترونات التكافؤ حول رمز العنصر باستعمال النقط.

س: ارسم التمثيل النقطي لإلكترونات العناصر في السؤال الثالث ($_{3}Li$ ، $_{14}Si$ ، $_{55}Cs$ ، $_{10}Ne$ **) :**

ج: خطوات الحل:

1. **نكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر.**
2. **نحدد المدار الأخير وعدد إلكتروناته.**
3. **نكتب رمز العنصر ونضع عدد إلكتروناته على هيئة نقط، بحيث توضع نقطة واحدة في كل مرة على الجوانب الأربعة للرمز دون مراعاة التسلسل، ثم تكرر هذه العملية حتى تستخدم النقاط جميعها (جميع إلكترونات التكافؤ).**

العنصر	التوزيع الإلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ	التمثيل النقطي للإلكترونات
$_{3}Li$	$[_{2}He]\underline{2S^{1}}$	**1**	$\dot{Li}$
$_{14}Si$	$[_{10}Ne]\underline{3S^{2}3P^{2}}$	**4**	$\cdot\dot{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{Si}}}\cdot$
$_{55}Cs$	$[_{54}Xe]\underline{6S^{1}}$	**1**	$\dot{Cs}$
$_{10}Ne$	$[_{2}He]\underline{2S^{2}2P^{6}}$	**8**	$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{Ne}}}:$

تطبيقات على استثناءات التوزيع الالكتروني وإلكترونات التكافؤ

س1: أكتب التوزيع الإلكتروني لكل مما يلي:

العنصر	ترميز إلكتروني	ترميز غاز نبيل
W		
$_{79}Au$		

س2: ضع خطا أسفل مدارات التكافؤ (الأخيرة) ثم حدد عدد إلكترونات التكافؤ

العنصر	ترميز إلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ
$_{17}Cl$	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$	
$_{12}Mg$	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2$	
$_{32}Ge$		
$_{53}I$	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10} 4P^6 5S^2 4d^{10} 5P^5$	
$_{18}Ar$		

س3: ارسم التمثيل النقطي للعناصر السابقة في السؤال رقم 2

العنصر	$_{17}Cl$	$_{12}Mg$	$_{32}Ge$	$_{53}I$	$_{18}Ar$
التمثيل النقطي					

س4: تحتوي ذرة عنصر 13 إلكترونا فما العنصر؟ وكم إلكترونا يظهر في التمثيل النقطي؟

س5: عنصر يحتمل أن يكون الهيدروجين، أو الهيليوم أو النيتروجين أو الأكسجين أو الفلور أو الكلور أو النيون تعّرف العنصر اعتمادا على التركيب النقطي الإلكتروني الآتي: ▪ X ▪

س6: تحتوي ذرة الخارصين على 18 إلكترونا في الأفلاك 3S و 3P و 3d فلماذا يظهر في تمثيلها النقطي للإلكترونات نقطتان فقط؟

س7: أي من العناصر التالية له أكبر عدد من الإلكترونات والتي تظهر في التمثيل النقطي له -الهيدروجين، الألومنيوم، الفلور، السيزيوم؟ موضحا إجابتك

الدرس الأول: أولا (تطور الجدول الدوري الحديث)

س: صف مساهمات كل من العلماء التالية في تطور الجدول الدوري الحديث؟

1. لافوازيه 2. جون نيولاندز 3. ماير 4. مندليف 5. هنري موزلي

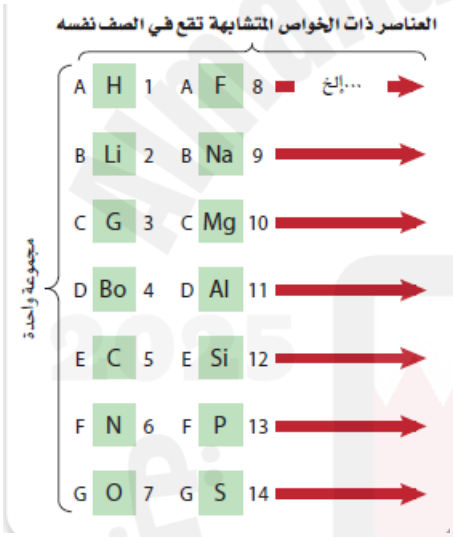
ج:

1. لافوازيه:

✓ قام بتجميع العناصر المعروفة في ذلك الوقت ووضعها في قائمة واحدة تحتوي على 4 فئات تحتوي على 33 عنصرا.

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

2. جون نيولاندز:

1. رتب العناصر وفقا لتزايد كتلها الذرية.	
2. لاحظ تكرار خواص العناصر لكل ثمانية عناصر، أي أن العنصر الأول يتشابه في خواصه مع الثامن، والثاني مع التاسع وهكذا....	
3. وضع قانون الثمانيات، وهي العلاقة الدورية لتكرار خواص العناصر عند ترتيبها وفق تزايد كتلها الذرية لكل ثمانية عناصر.	
4. بين دورية العناصر الثمانية وتكرار الأنغام الموسيقية كل ثماني أنغام.	

✓ نجح نيولاندز في أن خواص العناصر تتكرر بشكل دوري كل ثماني عناصر.

علل: وجد قانون الثمانيات معارضة من قبل العلماء.
ج: لأنه لا ينطبق على العناصر المعروفة جميعها.

علل: لم يتقبل العلماء فكرة الثمانيات.
ج: علل العلماء ذلك بأن المقارنة الموسيقية لم تكن تعبيرا علميا.

3. ماير:

✓ **برهن على وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر.**
✓ **رتب العناصر تصاعديا وفق الكتل الذرية.**

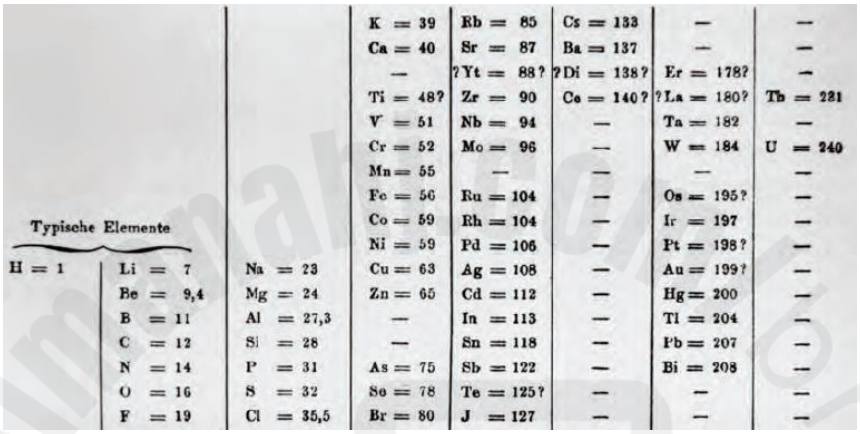
4. ديمتري مندليف:

- ✓ **برهن على وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر.**
- ✓ **رتب العناصر تصاعديا وفق الكتل الذرية في أعمدة تحوي العناصر المتشابهة في خواصها.**

حظي جدول مندليف بسمعة أكبر من ماير لأن مندليف نشر أعماله أولا، كما وضح عددا أكبر من الخواص الدورية،وتوقع خواص بعض العناصر التي لم تكن قد اكتشفت بعد.

مميزات جدول مندليف:	عيوب جدول مندليف:
✓ تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة وحدد خواصها. ✓ ترك فراغا في الجدول للعناصر التي لم تكتشف.	✓ بعض العناصر لم توضع في مكانها الصحيح في الجدول.

جدول مندليف:



Typische Elemente							
			K = 39	Rb = 85	Cs = 133	—	—
			Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	—	—
			—	?Yt = 88?	?Di = 138?	Er = 178?	—
			Ti = 48?	Zr = 90	Ce = 140?	?La = 180?	Th = 231
			V = 51	Nb = 94	—	Ta = 182	—
			Cr = 52	Mo = 96	—	W = 184	U = 240
			Mn = 55	—	—	—	—
			Fe = 56	Ru = 104	—	Os = 195?	—
			Co = 59	Rh = 104	—	Ir = 197	—
			Ni = 59	Pd = 106	—	Pt = 198?	—
H = 1	Li = 7	Na = 23	Cu = 63	Ag = 108	—	Au = 199?	—
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65	Cd = 112	—	Hg = 200	—
	B = 11	Al = 27,3	—	In = 113	—	Tl = 204	—
	C = 12	Si = 28	—	Sn = 118	—	Pb = 207	—
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	—	Bi = 208	—
	O = 16	S = 32	Se = 78	Te = 125?	—	—	—
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127	—	—	—

5. هنري موزلي:

- ✓ **اكتشف أن العناصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات سماه العدد الذري.**
- ✓ **رتب العناصر تصاعديا وفق العدد الذري، مما نتج عنه نموذج لدورية خواص العناصر.**

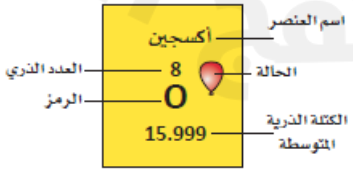
س: ما المقصود بتدرج الخواص للعناصر؟

ج: تكرار الخواص الكيميائية والفيزيائية عند ترتيب العناصر وفق تزايد أعدادها الذرية.

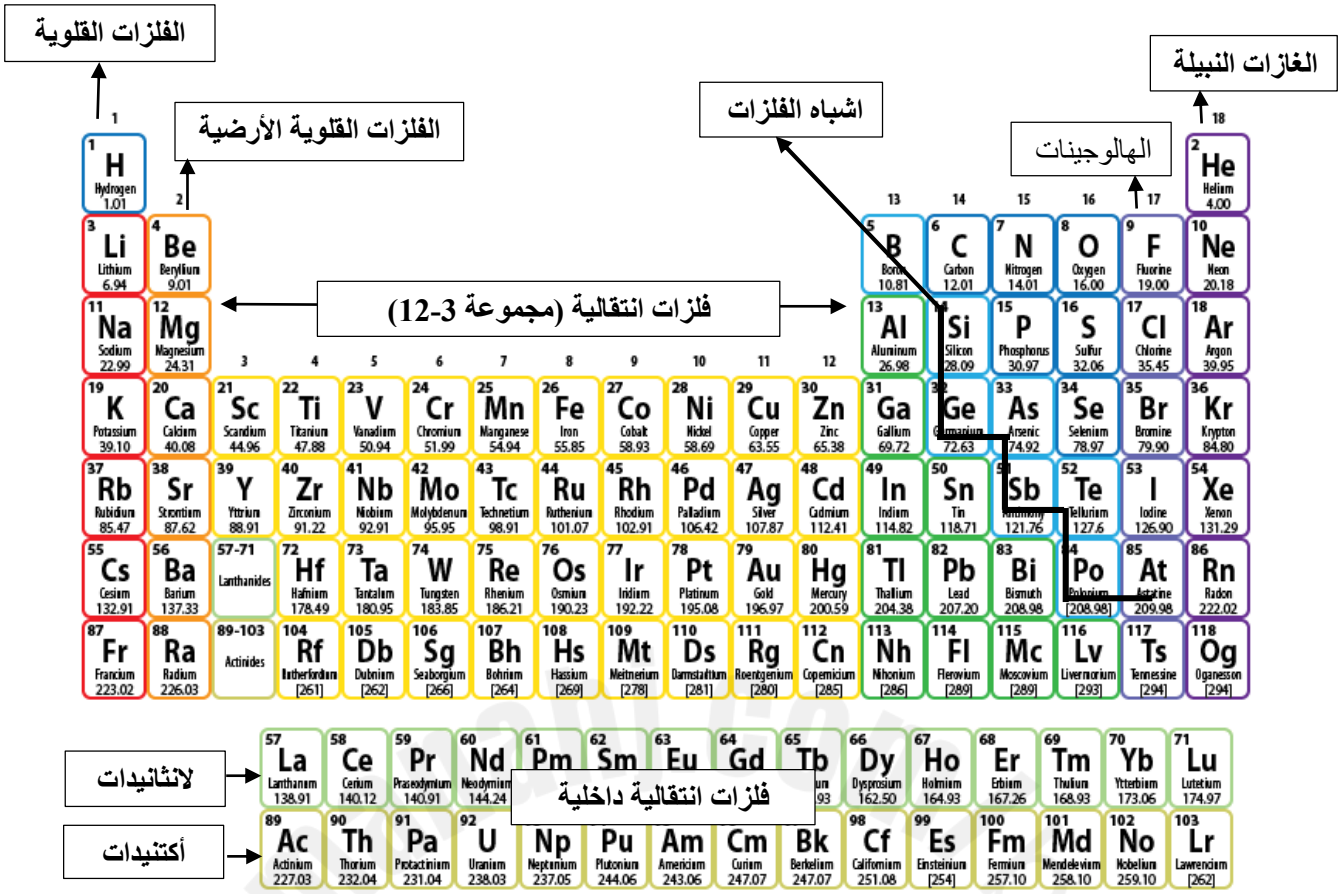
الدرس الأول: ثانيا (الجدول الدوري الحديث)

الجدول الدوري الحديث: جدول ترتب فيه العناصر تصاعديا حسب الزيادة في أعدادها الذرية بحيث تقع العناصر المتشابهة في الخواص في نفس العمود أو المجموعة.

- ✓ يتكون الجدول الدوري الحديث من مجموعة من المربعات، كل مربع يحتوي على اسم العنصر ورمزه وعدده الذري وكتلته الذرية وحالته الفيزيائية.



- ✓ يتكون من 7 دورات أفقية.
- ✓ يتكون من 18 مجموعة رأسية (أعمدة) أو عائلة.
- ✓ يتزايد العدد الذري للعناصر من اليسار لليمين في الجدول الدوري.
- ✓ يقسّم الجدول الدوري إلى فلزات ولافلزات وأشباه فلزات كما هو موضح على الجدول الدوري الحديث التالي:



تسمية بعض مجموعات الجدول الدوري:

عناصر المجموعة 1: الفلزات القلوية	**عناصر المجموعة 2**: الفلزات القلوية الأرضية
عناصر المجموعة 3 – 12: الفلزات الانتقالية	**عناصر أسفل الجدول الدورتين**: فلزات انتقالية داخلية
عناصر المجموعة 17: الهالوجينات	**عناصر المجموعة 18**: الغازات النبيلة

اصطلاحات الجدول الدوري:

المجموعات (العائلات): العناصر الموجودة في الأعمدة الرأسية في الجدول الدوري مرتبة حسب تزايد أعدادها الذرية.

الدورات: الصفوف الأفقية في الجدول الدوري الحديث للعناصر.

الفلزات: العناصر التي تكون في الحالة الصلبة في درجة حرارة الغرفة، وهي موصلة جيدة للحرارة والكهرباء وتكون بشكل عام لامعة وقابلة للطرق والسحب.

اللافلزات: عناصر بشكل عام إما غازات أو مواد صلبة معتمة أو لامعة وضعيفة التوصيل للحرارة والكهرباء.

الفلزات القلوية: عناصر المجموعة 1 ما عدا الهيدروجين، وهي عناصر نشطة كيميائيا، وتوجد عادة متحدة مع عناصر أخرى على شكل مركبات.

الفلزات القلوية الأرضية: عناصر المجموعة 2 في الجدول الدوري الحديث، وهي عناصر نشطة كيميائيا.

الفلزات الانتقالية: العناصر التي توجد في المجموعات من 3 – 12 وتنتمي للفئة d في الجدول الدوري.

الفلزات الانتقالية الداخلية: العناصر الانتقالية التي تنتمي إلى الفئة f في الجدول الدوري، وتتميز بأن أفلاك 4f و5f تكون ممتلئة أو ممتلئة جزئيا (وتقسم إلى لانثانيدات وأكتنيدات)

أشباه الفلزات: العناصر التي لها الخواص الفيزيائية والكيميائية لكل من الفلزات واللافلزات وعددها 8 وهي:

$$B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At$$

الهالوجينات: عناصر نشطة كيميائيا توجد في المجموعة 17 في الجدول الدوري.

الغازات النبيلة: عناصر خاملة كيميائيا تتميز بامتلاء مدراتها الأخيرة وتوجد في المجموعة 18 في الجدول الدوري.

العناصر المثالية: عناصر المجموعات 1 و2 ومن 13 – 18 (فئة s وفئة p) وسميت بعناصر المجموعات الرئيسية أو المثالية لأن لها العديد من الخواص الفيزيائية والكيميائية.

بعض خواص واستخدامات عناصر الجدول الدوري:

البروم Br هو اللافلز السائل في درجة حرارة الغرفة	الزئبق Hg هو الفلز السائل، ويستخدم في مقاييس الحرارة.	الليثيوم يستخدم في بطارية السيارات.
يستخدم النيون Ne (من الغازات النبيلة) في الإنارة.	يستخدم السليكون Si في الجراحة التجميلية.	الأكسجين أكثر العناصر وفرة في جسم الإنسان.
السليكون Si والجرمانيوم Ge من أشباه الفلزات التي تستخدم في صناعة رقائق الحاسوب والخلايا الشمسية.		

تعليلات مهمة:

1. **لا توجد عناصر المجموعة الأولى في الطبيعة على هيئة عناصر منفردة.**
ج: لأنها عناصر نشطة كيميائيا وتفقد إلكترونها في المدار الأخير بسهولة لتكوين مركبات كيميائية أكثر استقرار.
2. **تعتبر الهالوجينات أكثر اللافلزات نشاطا.**
ج: لأنها تحتاج لإلكترون واحد لتصل لأقرب غاز نبيل يليها (تصل لحالة الاستقرار الكيميائي).
3. **تتميز ذرات الغازات النبيلة بوجودها بمفردها في الطبيعة في صورة ذرية.**
ج: يرجع ذلك إلى التوزيع الإلكتروني المميز لذراتها حيث تتميز بامتلاء مداراتها الأخيرة.
4. **يستخدم الماغنسيوم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية مثل الحواسيب المحمولة.**
ج: لأنه عنصر خفيف وقوي، لذا يستخدم في الصناعة.

تطبيقات حول الجدول الدوري الحديث

س1: حدد أي العناصر الآتية عناصر مثالية وأيها عناصر انتقالية:

1. Li ( ) 2. Pt ( ) 3. C ( ) 4. Pm ( )

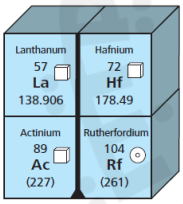
س2: (ضع دائرة حول الإجابة الصحيحة) لا توجد الفلزات القلوية في الطبيعة بشكل حر لأنها:

أ. صغيرة الحجم ب. نشطة جدا ج. لينة د. حالتها صلبة

س3: أكمل الجدول التالي:(مقارنة بين الفلزات واللافلزات)

	الحالة الفيزيائية	التوصيل للحرارة والكهرباء	البريق واللمعان	القابلية للطرق والسحب
الفلزات				
اللافلزات				

س4: وضح ما يشير إليه الخط الداكن في منتصف الشكل المجاور:



س5: ما الرمز الكيميائي للعناصر الآتية:

الرمز الكيميائي	العبارة
	غاز مشع يستخدم للتنبؤ بحدوث هزات أرضية والغاز النبيل ذي الكتلة الذرية الكبرى.
	يستخدم لطلاء علب المواد الغذائية، فلز يوجد في المجموعة 14 وله أقل كتلة ذرية في المجموعة.
	عنصر انتقالي يستخدم في صناعة الخزائن المضادة للسرقة، واسمه اسم قطعة نقدية.
	عنصر في الدورة 3 ويمكن استخدامه في صناعة رقائق الحاسوب لأنه شبه فلز.
	عنصر في المجموعة 13 الدورة 5 يستخدم في صناعة الشاشات المسطحة في أجهزة التلفزيون.
	العنصر الذي يستخدم فتيلا في المصابيح وله أكبر كتلة ذرية من بين العناصر الطبيعية في المجموعة 6
	عنصر في المجموعة 15 وغالبا ما يكون جزءا من مساحيق التجميل.
	هالوجين في الدورة 3 ويكون جزءا من منظفات الملابس، ويستخدم في صناعة الورق.
	عنصر يضاف إلى معجون الأسنان وماء الشرب لحماية الأسنان من التسوس.
	عنصر في المجموعة 1 يعتبر أحد مكونات ملح الطعام.
	عنصر في المجموعة 2 يستخدم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية مثل الحواسيب المحمولة.

الدرس الثاني: تصنيف العناصر

يمكنك معرفة التوزيع الإلكتروني وعدد إلكترونات التكافؤ من خلال موقع العنصر في الجدول الدوري الحديث.

س: ما المقصود بإلكترونات التكافؤ؟

ج: هي الإلكترونات التي توجد في المدار الأخير للذرة.

مثال: عنصر الليثيوم $_3Li$ توزيعه الإلكتروني $1S^2\underline{2S^1}$ يوجد في مداره الأخير 2S إلكترون واحد فيكون عدد إلكترونات التكافؤ له تساوي 1

علل: ذرات المجموعة الواحدة لها نفس الخواص الكيميائية.

ج: لأن لها نفس عدد إلكترونات التكافؤ نفسه

مثال: عنصر Li وعنصر Na يقع كل منهما في المجموعة الأولى ولذلك يتشابهان في خواصهما الكيميائية لاحتواء كل منهما على إلكترون تكافؤ واحد.

إلكترونات التكافؤ والدورة: يحدد رقم مستوى الطاقة الأخير الذي يحتوي على إلكترونات التكافؤ رقم الدورة التي يوجد فيها العنصر في الجدول الدوري.

مثال[1]: عنصر الليثيوم $_3Li$ توزيعه الإلكتروني $1S^2\underline{2S^1}$ يوجد إلكترون التكافؤ في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني ولذلك يقع العنصر في الدورة الثانية.

مثال[2]: عنصر الجاليوم $_{31}Ga$ تقع إلكترونات تكافؤه في مستوى الطاقة الرئيس الرابع $[Ar]4S^23d^{10}4P^1$ ولذلك يقع العنصر في الدورة الرابعة.

الربط بين عدد إلكترونات التكافؤ ورقم المجموعة للعناصر المثالية:

عناصر المجموعة الأولى: رقم المجموعة 1 = إلكترون تكافؤ واحد

عناصر المجموعة الثانية: رقم المجموعة 2 = إلكترونان تكافؤ

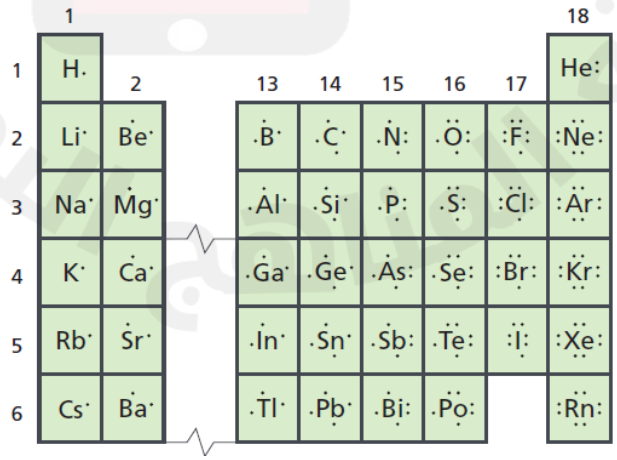
العناصر من مجموعة 13 – 18: نقوم بطرح 10 من رقم المجموعة فتظهر لها عدد إلكترونات التكافؤ والتي تظهر في التمثيل النقطي للإلكترونات.

مثال:

عناصر المجموعة 13: $(13 - 10) = 3 \leftarrow$ 3 إلكترونات تكافؤ

عناصر المجموعة 18: $(18 - 10) = 8$ إلكترونات تكافؤ، ماعدا الهيليوم له إلكترونان تكافؤ.

✓ **يوضح الشكل الآتي التمثيل النقطي لمعظم العناصر المثالية، حيث يساعد التمثيل النقطي الربط بين عدد إلكترونات التكافؤ ورقم المجموعة.**

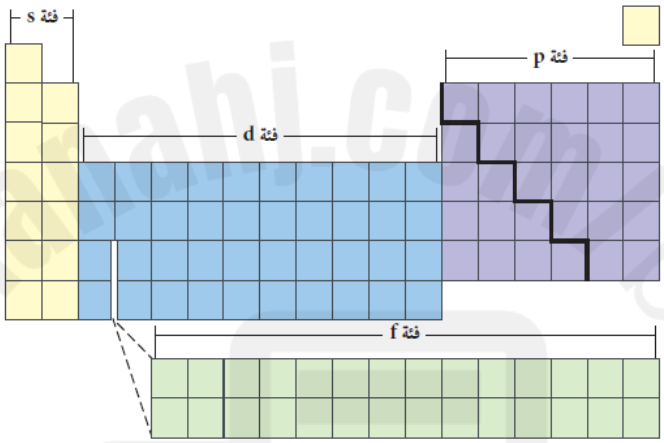


✓ لاحظ أن عدد إلكترونات التكافؤ ثابت للمجموعة الواحدة. ماعدا الهيليوم يختلف ضمن مجموعته.

عناصر الفئات في الجدول الدوري الحديث (S,P,d,f)

- ✓ قسّم الجدول الدوري فئات تمثل مستويات الطاقة الفرعية للذرة والتي تحتوي إلكترونات التكافؤ. ولوجود أربعة مستويات طاقة فرعية (S,P,d,f) فقد تم تقسيم الجدول الدوري إلى أربعة فئات مختلفة كما يلي:
- ✓ فئة s تشتمل مجموعتين فقط ← لأن الفلك s يتسع لإلكترونين
- ✓ فئة p تشتمل 6 مجموعات فقط ← لأن أفلاك p تتسع لـ 6 إلكترونات
- ✓ فئة d تشتمل على 10 مجموعات فقط ← لأن أفلاك d تتسع لـ 10 إلكترونات **(وهي أكبر الفئات)**
- ✓ فئة f تشتمل على 14 مجموعة فقط ← لأن أفلاك f تتسع لـ 14 إلكترونا

- ✓ الدورة رقم 1 تحتوي على فئة s ⇐ تحتوي على عنصرين ⇐ لأن الفلك s يتسع لإلكترونين
- ✓ الدورة رقم 2 تحتوي على فئة s و p ⇐ تحتوي على 8 عناصر ⇐ لأن الفلك s + الفلك p ⇐ (2 + 6)
- ✓ الدورة رقم 3 تحتوي على فئة s و p ⇐ تحتوي على 8 عناصر
- ✓ الدورة رقم 4 تحتوي على فئة s و p و d ⇐ تحتوي على 18 عنصرا
- ✓ الدورة رقم 5 تحتوي على فئة s وp وd ⇐ تحتوي على 18 عنصرا
- ✓ الدورة 6 و7 تحتوي كل منهما على فئة s وp وd وf



تعليلات مهمة:

1. لا يأخذ شكل الجدول الدوري شكلا منتظما.
ج: لأنه تم تقسيمه إلى فئات تمثل مستويات الطاقة الفرعية للذرة والتي تحتوي إلكترونات التكافؤ، حيث تختلف الفئات في سعتها للإلكترونات.

2. لا يوجد عناصر من فئة p في الدورة الأولى.
ج: لأن مستويات p الفرعية لا توجد في مستوى الطاقة الرئيس الأول.

3. عناصر المجموعة 18 (الغازات النبيلة) تقريبا لا تتفاعل كيميائيا.
ج: لأنها عناصر مستقرة، حيث أن مداراتها الأخيرة ممتلئة بالإلكترونات، وعددها 8 إلكترونات ماعدا الهليوم.

4. يوضع الهيدروجين في المجموعة الأولى بالرغم من أنه لافلز.
ج: لأنه يحتوي على إلكترون تكافؤ واحد وينتهي بالفئة S

5. يوضع الهليوم مع الغازات النبيلة بالرغم من انه ينتمي للفئة S
ج: لأن مداره الأخير مكتمل بالإلكترونات

س: ما الذي يحدد فئات الجدول الدوري؟
ج: تحدد مستويات الطاقة الفرعية التي تعبأ بالإلكترونات فئات الجدول الدوري.

س: ما التوزيع الإلكتروني الأكثر استقرارا؟
ج: nS^2nP^6

س: ما أوجه التشابه في الخواص الكيميائية بين كل من الكلور المستخدم في تبييض الملابس واليود الذي يضاف لملح الطعام؟
ج: لها توزيع إلكترونات تكافؤ نفسه S^2P^5

س: تسمى إحدى مجموعات العناصر الانتقالية بمجموعة النقود، فما رقم هذه المجموعة؟ وما عناصرها؟
ج: مجموعة 11، وعناصرها (نحاس، فضة، ذهب)

س: هل توجد إلكترونات تكافؤ لجميع عناصر المجموعة 17 في مستوى الطاقة الرئيس نفسه؟ فسر إجابتك.
ج: لا، لأن كل هالوجين يقع في دورة مختلفة، لذا تقع إلكترونات التكافؤ في أفلاك تنتمي إلى مستويات طاقة مختلفة.

س: ما الفلزان الانتقاليان المستخدمان في صناعة المجوهرات ويقعان في المجموعة 11، ولهما أقل كتلة ذرية.
ج: النحاس والفضة.

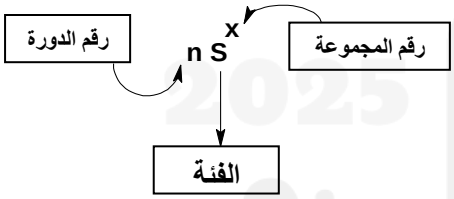
س: اكتب اسمي عنصرين لهما خصائص مشابهة لما يأتي:
1. اليود I (الكلور ، الفلور **)** **2. الباريوم Ba** (الماغنسيوم ، الكالسيوم)

==========

*** سوف نتعلم من التوزيع الإلكتروني لعناصر الجدول الدوري أن نحدد موقع العنصر، من خلال تحديد:**
1. فئة العنصر 2. رقم الدورة 3. رقم المجموعة

الفئة	**رمز مستوى الطاقة الفرعي الأخير في التوزيع الإلكتروني. (s,p,d,f)**
الدورة	**رقم مستوى الطاقة الأخير الذي يحتوي على إلكترونات التكافؤ.**
المجموعة	يعتمد رقم المجموعة على فئة العنصر فإذا كان العنصر من:
	1. فئة S: إذا رقم المجموعة = عدد إلكترونات التكافؤ.
	2. فئة P: رقم المجموعة = عدد إلكترونات التكافؤ + 10
	**3. فئة d: رقم المجموعة = عدد إلكترونات المستويين الفرعيين الأخيرين (nS + (n-1)d) **

أمثلة توضيحية: حدد فئة ورقم الدورة ورقم المجموعة للعناصر التالية:
نقوم بالتوزيع الإلكتروني ثم نحدد مدار التكافؤ ونلاحظ فئة العنصر.



1. إذا انتهى التوزيع الإلكتروني للعنصر بفئة S (القاعدة العامة بالشكل المجاور)
الصوديوم: $_{11}Na: 1S^2 2S^2 2P^6 \underline{\underline{3S^1}}$
الفئة: S رقم الدورة: 3 رقم المجموعة: 1

2. إذا انتهى التوزيع الإلكتروني للعنصر بفئة P (القاعدة العامة بالشكل المجاور)
الفلور: $_{9}F: 1S^2 \underline{\underline{2S^2 2P^5}}$
الفئة: P رقم الدورة: 2 رقم المجموعة: (2+5) +10 = 17

x y
n S n P

n: رقم الدورة
P: فئة العنصر
10+(x+y): رقم المجموعة

3. إذا انتهى التوزيع الإلكتروني للعنصر بفئة d (القاعدة العامة بالشكل المجاور)
السكانديوم (عدده الذري 21): $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 \underline{\underline{4S^2 3d^1}}$
الفئة: d رقم الدورة: 4 رقم المجموعة: (2+1) = 3

x y
n S (n-1)d

n: رقم الدورة
d: فئة العنصر
(x+y): رقم المجموعة

تطبيقات حول تصنيف عناصر الجدول الدوري

س1: أكمل الجدول التالي بالبيانات الصحيحة:

العنصر	التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل	مدار التكافؤ	التمثيل النقطي للعنصر	الفئة	الدورة	المجموعة	نوع العنصر (فلز/لا فلز/ شبه فلز)
$_{5}B$							
$_{12}Mg$							
$_{17}Cl$							
$_{50}Sn$							

س2: أكمل الجدول التالي بالبيانات الصحيحة:

العنصر	طريقة الترميز	التوزيع الإلكتروني	الفئة	رقم المجموعة	رقم الدورة
$_{22}Ti$	ترميز غاز نبيل				
$_{13}Al$	ترميز إلكتروني				
$_{4}Be$	رسم مربعات الأفلاك				
$_{53}I$	ترميز غاز نبيل				

س3: أكمل المقارنة التالية بين العنصر $_{7}A$ و $_{33}B$ في الجدول التالي:

المطلوب	$_{7}A$	$_{33}B$
(التوزيع الإلكتروني) ترميز غاز نبيل		
عدد إلكترونات التكافؤ		
عدد الإلكترونات المنفردة		
رقم الدورة		
رقم المجموعة		
فئة العنصر		
نوع العنصر (فلز/ لافلز / شبه فلز)		

س4:(ارجع للجدول الدوري) ما الرمز الكيميائي للعناصر التي لها التوزيع الآتي لإلكترونات تكافئها:

التوزيع لإلكترونات التكافؤ	رمز العناصر
S^2d^1	
S^2P^3	
S^2P^6	
S^2	
S^2d^6	

س5: (دون الرجوع للجدول الدوري) أكمل الجدول التالي بما يخص ذرات العناصر ذات التوزيع الإلكتروني الآتي:

التوزيع الإلكتروني	الفئة	رقم الدورة	رقم المجموعة
$[Ne]3S^2$			
$[He]2S^2$			
$[Kr]5S^1$			
$[Ar]4S^23d^{10}4P^5$			

س6: ما فئة العناصر التي توزيع إلكترونات التكافؤ لها على النحو الآتي:

التوزيع الإلكتروني	S^2P^4	S^1	S^2d^1	S^2P^1
فئة العناصر				

س7: اكتب العدد الذري للعنصر الذي ينطبق عليه الوصف التالي:

الوصف	العدد الذري
1. ينتهي توزيعه الإلكتروني بالفلك $5P^3$	
2. يقع في الدورة الثالثة والمجموعة الثانية	
3. يقع في الدورة الثانية وعدد إلكترونات التكافؤ له 5	
4. يقع في دورة العنصر $_{19}K$ ومجموعة العنصر $_{17}Cl$	
5. فلز انتقالي في الدورة الرابعة وعدد إلكتروناته المفردة 4	

س8: (دون الرجوع للجدول الدوري) اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية:

وصف العنصر	التوزيع الإلكتروني
1. يقع في المجموعة 2 والدورة 4	
2. يقع في المجموعة 12 والدورة 4	
3. غاز نبيل في الدورة 5	
4. يقع في المجموعة 16 والدورة 2	

س9: ضع دائرة حول الإجابة الصحيحة فيما يلي:

1. **أي عناصر تضاف إلكتروناتها إلى المستوى الفرعي 4f بزيادة العدد الذري عند التوزيع الإلكتروني؟**
أ. اشباه الفلزات ب. العناصر القلوية ج. اللانثانيدات د. العناصر القلوية الأرضية

2. **عناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري لها نفس:**
أ. عدد إلكترونات التكافؤ ب. الخواص الفيزيائية ج. عدد الإلكترونات د. التوزيع الإلكتروني

3. **أشباه الفلزات في الجدول الدوري توجد فقط في:**
أ. الفئة d ب. المجموعات 13-17 ج. الفئة f د. المجموعتين 1 و2

4. **ما المجموعة التي تحتوي على لا فلزات فقط؟**
أ. 1 ب. 12 ج. 15 د. 18

5. **يمكن توقع أن العنصر 118 له خواص تشبه:**
أ. الفلزات القلوية الأرضية ب. الهالوجين ج. أشباه الفلزات د. الغاز النبيل

6. **أي مما يلي يحتوي على فلز، لا فلز وشبه فلز؟**
أ. $_3Li$ ، $_{10}Ne$، $_{14}Si$ ب. $_3Li$ ، $_{12}Mg$، $_8O$
ج. $_3Li$ ، $_{10}Ne$، $_8O$ د. $_{14}Si$ ، $_1H$، $_5B$

7. أي مما يلي يحتوي على هالوجين، فلز قلوي أرضي وغاز نبيل؟

أ. $_{2}He$، $_{10}Ne$ ، $_{3}Li$ ب. $_{2}He$، $_{12}Mg$ ، $_{3}Li$

ج. $_{9}F$، $_{10}Ne$ ، $_{3}Li$ د. $_{2}He$، $_{9}F$ ، $_{4}Be$

8. ما اسم عناصر المجموعات من 3 إلى 12 التي تتوسط الجدول الدوري الحديث؟

أ. المثالية ب. النبيلة ج. الانتقالية الداخلية د. الانتقالية

س10: تأمل الجدول الدوري التالي ثم استخدمه للإجابة عن الأسئلة التي تليه:

																	R
	M														*Q*		
Z	*Y*											*D*	*A*	*G*			
					X		*T*			F			*K*				
					E												

(أ) حدد رمز العنصر الذي ينطبق عليه الوصف المذكور:

الوصف	رمز العنصر	الوصف	رمز العنصر
عنصر يقع في المجموعة 14 والدورة 3		فلز قلوي أرضي	
عنصر انتقالي		**عنصر توزيعه الإلكتروني** $[_{10}Ne]3S^2 3P^3$	
عنصر من الهالوجينات		عنصر ينتمي للفئة S	
غاز نبيل		فلز قلوي	
شبه فلز		عنصر يستخدم في صناعة النقود	
عنصر مثالي عدد إلكترونات تكافؤه 4		يتشابه في خواصه الكيميائية مع العنصر A	
عنصر مداره الفرعي P نصف ممتلئ		عنصر انتقالي له 6 إلكترونات مفردة	

(ب) ضع العناصر التالية في أماكنها في الجدول الدوري:

$_{36}Kr$	(L) عنصر ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ$5S^1$	(N) لا فلز يقع في المجموعة الأولى

(ج) أكمل الجدول التالي اعتمادا على الجدول الدوري أعلاه:

الوصف	الإجابة
اكتب أسماء العناصر الحقيقية الممثلة بالرموز R,Q,Z	R : Q: Z:
اكتب الأعداد الذرية للعناصر الممثلة بالرموز M,G,E	M: G: E:
اكتب التوزيع الإلكتروني بدلالة أقرب غاز نبيل للعنصر T	

الدرس الثالث: تدرج خواص العناصر (الحجم الذري – طاقة التأين – الكهروسالبية)

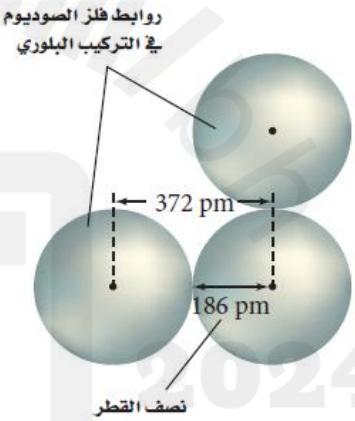
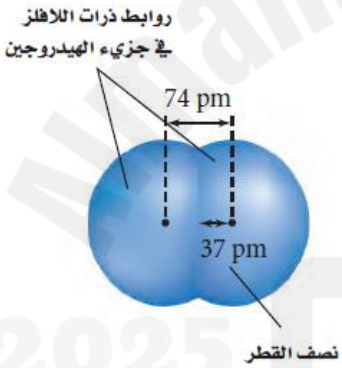
س: ما المقصود بتدرج الخواص؟
ج: ترتيب العناصر وفق تزايد أعدادها الذرية، بحيث يؤدي إلى تدرج في خواص هذه العناصر.

(أولا: نصف قطر الذرة: حجوم الذرات)

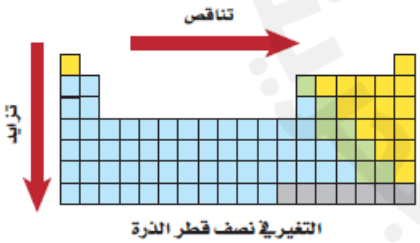
إن حجم الذرة من الخواص الدورية الذي يتأثر بالتوزيع الإلكتروني. ويعرف الحجم الذري بمقدار اقتراب ذرة من ذرة أخرى مجاورة لها، ولأن طبيعة الذرة المجاورة تختلف من ذرة لأخرى فإن الحجم الذري يتغير من مادة لأخرى.

علل: لماذا لا يمكن قياس نصف قطر الذرة بطريقة مباشرة.
ج: لأنه لا يوجد للذرة نهاية محددة، حيث أن الكثافة الإلكترونية تتناقص كلما ابتعدنا عن النواة.
وأنصاف أقطار الذرات تختلف باختلاف نوع الروابط مع الذرات الأخرى.

لجأ العلماء لقياس ما يسمى بنصف القطر التساهمي أو نصف القطر الفلزي الذرة كما هو موضح: (نلاحظ متى يستخدم كل منهما).
تعتمد أنصاف أقطار الذرات على نوع الروابط التي تكوّنها الذرات.

نصف القطر للذرة: هي نصف المسافة بين نواتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر. (للفلزات)	**نصف القطر التساهمي: هي نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين لنفس العنصر في جزيء غاز ترتبط ذرتاه برابطة تساهمية. (للافلزات)**
	

نلاحظ التغير في أنصاف أقطار الذرات عبر الدورات والمجموعات من خلال الشكل التالي:



أولا: تدرج خواص العناصر عبر الدورات: يتناقص نصف القطر عند الانتقال من يسار الدورة إلى يمينها،بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة مع بقاء مستويات الطاقة الرئيسية في الدورة ثابتا. ولكل عنصر متعاقب بروتون وإلكترون إضافيان، ويضاف الإلكترون الجديد في مستوى الطاقة الرئيس نفسه. ولايزداد حجب إلكترونات التكافؤ لأن لاتوجد مدارات إضافية لذلك تقوم شحنات النواة بجذب إلكترونات التكافؤ لتصبح أقرب إلى النواة.

ثانيا: تدرج خواص العناصر عبر المجموعات: يزداد نصف قطر الذرة عند الانتقال إلى أسفل المجموعة، كما تزداد شحنة النواة وتضاف الإلكترونات إلى مدارات في مستويات طاقة رئيسية أعلى. ويزداد حجم المستويات الخارجية مع زيادة رقم المستوى الرئيس وبذلك تصبح الذرة أكبر، زيادة حجم المستويات يعني أن الإلكترونات الخارجية تكون على مسافة أبعد من النواة مما يقلل تأثير الجذب الناتج عن شحنة النواة، كما تقوم المستويات بين النواة والإلكترونات الخارجية بحجب هذه الإلكترونات عن النواة.

ملاحظة: أكبر ذرات الجدول الدوري نصف قطر السيزيوم Cs ، وأصغر الذرات نصف قطر الهليوم He

علل لما يلي:

1. يقل نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة.

ج: لأن شحنة النواة تزداد، في حين يبقى مقدار حجب الإلكترونات الداخلية ثابتا. لذا فإن زيادة قوة جذب النواة للإلكترونات نحو الداخل يقلّل حجم الذرة.

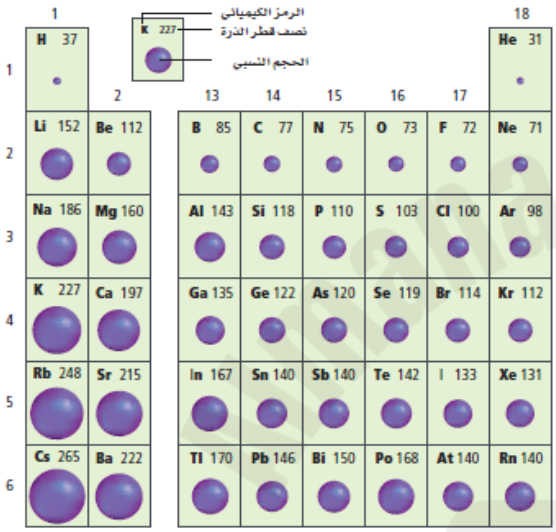
2. يزداد نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة.

ج: لأن عدد مستويات الطاقة الرئيسية يزداد، وحيث أن دورها هو حجب الإلكترونات الخارجية عن النواة فيصبح جذب النواة لهذه الإلكترونات ضعيفة، مما يزيد من حجم الذرة.

3. الفلزات أكبر حجما من اللافلزات.

ج: لأنها تقع على يسار الجدول أما اللافلزات فتقع على يمين الجدول وكلما اتجهنا نحو اليمين تزداد الشحنة الموجبة للنواة وتزداد قوة جذب النواة ويقل الحجم.

(الشكل المجاور يوضح التغير للعناصر المثالية عبر الدورات والمجموعات)



ملاحظات هامة:

إذا طلب منك تحديد أي أكبر حجم أو ترتيب حجوم الذرات:

1) **أكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر (يفضل بالطريقة المختصرة).**
2) **حدد المدار الأخير للعنصر والذي يساوي رقم المدار أو الدورة = n**
3) **حدد هل العناصر نفس الدورة أو نفس المجموعة؟ واتبع تدرجها عبر الدورة أو المجموعة أو اتبع القاعدتين التاليتين بالترتيب:**

أ. **عدد الكم الرئيسي n (عدد مستويات الطاقة أو عدد المدارات):**
(علاقة طردية) بين عدد المدارات وحجم الذرة، أي كلما زادت عدد المدارات زاد حجم الذرة.

ب. **(قوة جذب النواة للإلكترونات في المستوى الأخير):**
(علاقة عكسية) بين قوة جذب النواة والحجم الذري، أي كلما زادت (قوة جذب النواة) قل الحجم الذري.

أمثلة توضيحية:

س[1]: أي من العنصرين له أكبر نصف قطر الصوديوم $_{11}Na$ أم البوتاسيوم $_{19}K$ ؟

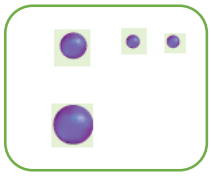
ج: التوزيع الإلكتروني للذرتين كما يلي: $_{11}Na:[_{10}Ne]3S^1$, $_{19}K:[_{18}Ar]4S^1$ **(Na له 3 مدارات و K له 4 مدارات) .**

نلاحظ أن العنصرين في نفس المجموعة وهي الأولى، وأن الصوديوم أعلى ثم البوتاسيوم أسفله، ولهذا البوتاسيوم له أكبر نصف قطر.
إذا ذرة البوتاسيوم لها أكبر نصف قطر ذري لأن عدد مستويات الطاقة أكثر، قوة جذب النواة تضعف بسبب حجب إلكترونات المستويات الداخلية لها، وبعد إلكترونات التكافؤ عن النواة بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة.

س[2]: أي من العنصرين له أكبر نصف قطر ذري المغنسيوم $_{12}Mg$ أم السليكون $_{14}Si$ ؟

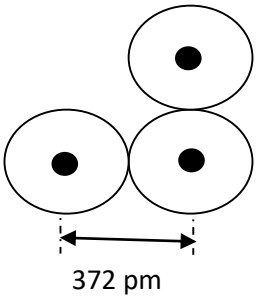
ج: التوزيع الإلكتروني للذرتين: $_{12}Mg:[_{10}Ne]3S^2$, $_{14}Si:[_{10}Ne]3S^23P^2$ ، نلاحظ أن الذرتين في نفس الدورة.
وأن المغنسيوم يسبق السليكون في الدورة، لذا المغنسيوم له أكبر نصف قطر ذري.
لأن شحنة نواة السليكون أعلى فتزداد قوة الجذب ويصغر نصف القطر، بينما المغنسيوم له أقل شحنة نواة فتقل قوة الجذب فيكون نصف القطر الذري له أكبر.

س[3]: رتب الذرات التالية تصاعديا وفقا للزيادة في أنصاف أقطارها ($_8O$ ، $_{19}K$ ، $_6C$ ، $_3Li$)؟



ج: من خلال التوزيع الإلكتروني للذرات نلاحظ أن Li وC وO تقع في نفس الدورة وهي الثانية، بينما يقع Li و K في نفس المجموعة، ولذا يمكننا تمثيلها ببساطة كما يلي: Li>C>O ترتيب أنصاف أقطارها من خلال الدورة الواحدة ، بينما K>Li وفقا للمجموعة الواحدة. فيكون الترتيب التصاعدي هو (O<C<Li<K)

تطبيقات حول نصف قطر الذرة (حجوم الذرات)



س1: اختر العبارة الصحيحة التي تصف الشكل المجاور وصفا صحيحا (تركيب بلوري لفلز ما):

	نصف القطر الفلزي (pm)	طول الرابطة (pm)
A	372	93
B	186	186
C	372	186
D	93	186

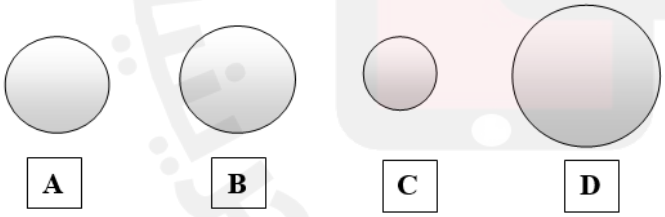
س2: هل يمكن تحديد أي العنصرين المجهولين له أكبر نصف قطر. إذا علمت فقط أن العدد الذري لأحدهما أكبر 20 مرة من الآخر؟ ولماذا؟

س3: أي العناصر في الحالات التالية له أكبر نصف قطر ذري مع تفسيرك للإجابة:

1. **الفلور $_{9}F$ ، البريليوم $_{4}Be$ أو النيتروجين $_{7}N$ ؟**
2. **التليريوم $_{52}Te$ ، الكبريت $_{16}S$ أو الفوسفور $_{15}P$ ؟**
3. **عنصر في الدورة 5، والمجموعة 2 أو عنصر في الدورة 3، والمجموعة 16؟**
4. **عنصر في الدورة 4، والمجموعة 18 أو عنصر في الدورة 2، والمجموعة 16؟**
5. **عنصر في الدورة 2، والمجموعة 1 أو عنصر في الدورة 3 والمجموعة 18؟**

س4: رتب العناصر التالية وفقا لزيادة نصف قطرها الذري مع توضيح سبب هذا الترتيب ($_{11}Na,_{15}P,_{10}Ne,_{37}Rb$)

س5: يبيّن الشكل المجاور الحجم النسبي لعناصر الأرجون، والنيون، والرادون والهليوم، أي منها يمثل الرادون؟ ولماذا؟



س6: لديك العناصر الافتراضية التالية المتتالية في عددها الذري ضمن الجدول الدوري، ادرس هذه العناصر ثم أكمل الجدول.

L A $_{9}$E R X Z M H F

زيادة العدد الذري ←

الوصف	الإجابة
1. ما رقم مجموعة العنصر L	
2. ما رمز الغاز النبيل	
3. أي من العناصر له أقل نصف قطر ذري L,A,E؟	
4. أي من العنصرين له قوة جذب نواة أقل X أو E؟	
5. رتب العناصر F,L,X وفقا للزيادة في أنصاف أقطارها.	

الدرس الثالث: تدرج خواص العناصر (الحجم الذري – طاقة التأين – الكهروسالبية)

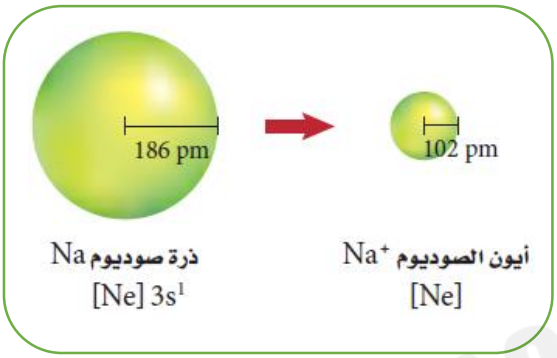
(أولا: نصف قطر الذرة: حجوم الأيونات): تستطيع الذرات فقد أو كسب إلكترون أو أكثر لتكوين الأيونات. ولأن الإلكترونات سالبة الشحنة فإن الذرات تكتسب شحنة إضافية عندما تكتسب إلكترونات أو تفقدها.

س: ما المقصود بالأيون؟

ج: ذرة أو مجموعة ذرية لها شحنة موجبة أو سالبة.

أولا: الأيون الموجب: يتكون عندما تفقد الذرة إلكترونا أو أكثر، وتفقد الإلكترونات من المدار الأخير.

(الفلزات تكوّن أيونات موجبة)



عندما تفقد الذرة الإلكترونات وتكون أيونا موجبا يصغر حجمها. ويعود ذلك إلى عاملين:

1. الإلكترون الذي تفقده الذرة غالبا ما يكون إلكترون تكافؤ وينتج عن فقدانه مدار خارجي فارغ مما يسبب نقصان نصف القطر.
2. يقلل التنافر الكهروستاتيكي بين ما تبقى من الإلكترونات بالإضافة إلى زيادة التجاذب بينها وبين النواة ذات الشحنة الموجبة مما يسمح للإلكترونات بالاقتراب من النواة.

علل: حجم الأيون الموجب أصغر من حجم ذرته المتعادلة.

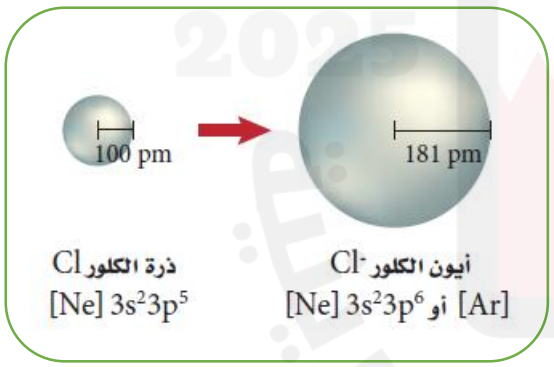
ج: بسبب فقد الإلكترونات مما يزيد من قوة جذب النواة للإلكترونات المتبقية فيقل حجم الأيون الموجب. ويقل التنافر بين الإلكترونات أيضا. وأحيانا عند فقد إلكترونات التكافؤ يفقد مدار كاملا مما يجعل حجم الأيون الموجب أقل.

ملاحظة: كلما ازداد عدد الإلكترونات المفقودة يقل الحجم الذري، لو فرضنا للعنصر بالرمز M فإن ترتيب الحجم:

$$M^{+3} \langle M^{+2} \langle M^{+1} \langle M$$

ثانيا: الأيون السالب: يتكون عندما تكتسب الذرة إلكترونا أو أكثر. وتضاف الإلكترونات المكتسبة للمدار الأخير.

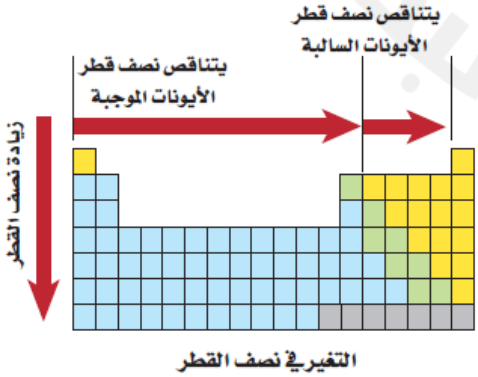
(اللافلزات تكوّن أيونات سالبة)



عندما تكتسب الذرة إلكترونات وتكون أيونات سالبة يزداد حجمها لأن إضافة إلكترون إلى الذرة يولّد تنافرا كهروستاتيكيا أكبر مع إلكترونات المستويات الخارجية ويدفعها بقوة نحو الخارج وينتج عن زيادة المسافة بين الإلكترونات الخارجية زيادة في مقدار نصف القطر.

علل: حجم الأيون السالب أكبر من حجم ذرته المتعادلة.

ج: لأنه عند إضافة إلكترون تزداد قوى التنافر بينه وبين الإلكترونات في المستوى الذي أضيف إليه مما يزيد من تباعدها فيزداد حجم الأيون السالب.

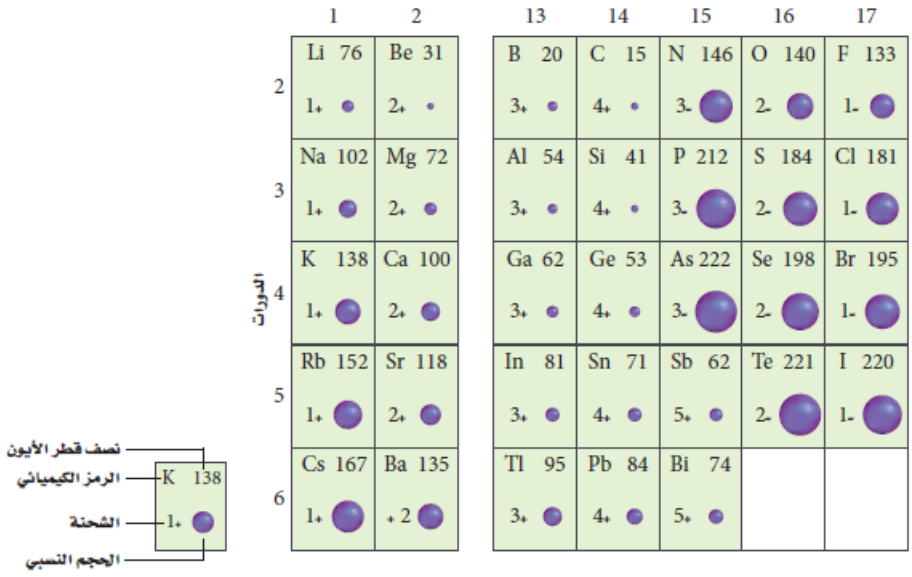


تدرج خواص العناصر عبر الدورات: كلما تحركنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة يتناقص حجم الأيون الموجب وعند المجموعة 15 و16 يتناقص حجم الأيون السالب الأكبر حجما أيضا تدريجيا.

تدرج خواص العناصر عبر المجموعات: عندما ننتقل إلى أسفل المجموعة فإن إلكترونات المستويات الخارجية في الأيون تكون في مستويات طاقة أعلى مما ينتج عنه زيادة في حجم الأيون.

ملاحظة: العناصر التي على يسار الجدول تكوّن ايونات موجبة، في حين تكوّن العناصر التي في الجهة اليمنى من الجدول أيونات سالبة أكبر حجما.

يوضح الشكل التالي نصف القطر الأيوني للعناصر المثالية مقيسا بوحدة pm(10^{-12}m)



==========

تطبيقات حول نصف قطر الذرة (حجوم الأيونات)

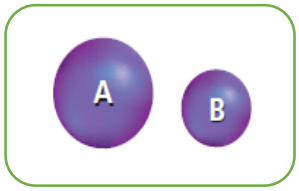
س1: من بيّن الأزواج التالية حدد من له أكبر نصف قطر مع توضيح السبب:

1. $(_{11}Na^{+}\ ،_{11}Na)$	**2.** $(_{8}O^{-1},_{8}O^{-2})$
3. $(_{53}Br^{-1},_{9}F^{-})$	**4.** $(_{9}F^{-}\ ،_{11}Na^{+})$
5. $M:[He]2S^{1}$ أو $R:[He]2S^{2}2P^{5}$	**6.** $X:[Ar]4S^{2}3d^{10}4P^{2}$ أو $N:[Ar]4S^{2}3d^{10}4P^{3}$

س2: رتب الأيونات التالية تصاعديا وفقا للزيادة في نصف قطرها:

1. $(_{13}Al^{+2},_{13}Al^{+1},_{13}Al^{+3},_{13}Al)$	
2. $(_{7}N^{-3},_{11}Na^{+},_{8}O^{-2},_{12}Mg^{+2})$	

س3: استخدم الشكل المجاور للإجابة عن الأسئلة التالية:



1. إذا كانت A تمثل أيونا وB تمثل ذرة للعنصر نفسه فهل يكون الأيون موجبا أو سالبا؟	
2. إذا كان A وB يمثلان نصفي قطر الذرة لعنصرين في الدورة نفسها، فما ترتيبهما؟	
3. إذا كان A وB يمثلان نصفي قطر أيونين لعنصرين في المجموعة نفسها، فما ترتيبهما؟	

س4: لاحظ الجدول الدوري التالي ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

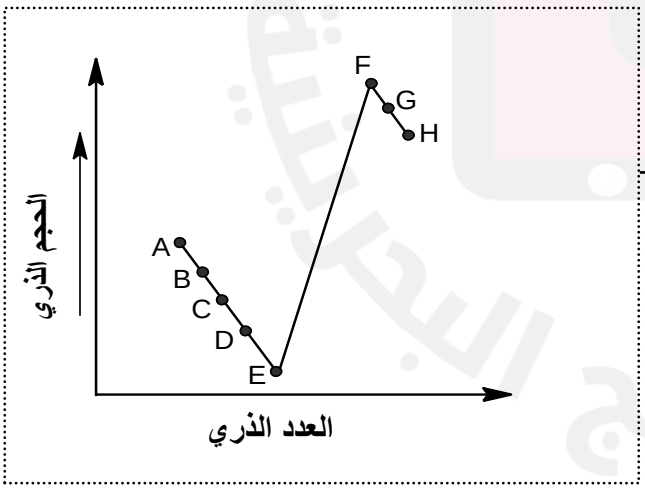
																	R
	M														*Q*		
Z	*Y*											*D*	*A*	*G*			
					X		*T*			**F**			*K*				
					E												

1. أي العناصر له أكبر نصف قطر ذري Z,Y,M؟	
2. أي العناصر له أكبر نصف قطر أيون Z,Y,G؟	
3. ما الرمز والعدد الذري لعنصر يشبه في خواصه العنصر الذي عدده الذري 4؟	
4. أيهما أكبر حجما A^{3-} أم K^{3-} ؟	
5. ما رمز العنصر الذي له أصغر حجم ذري؟	
6. رتب العناصر وفقا للزيادة في نصف قطرها الذري(D,M,Y)	

س5: اختر الإجابة الصحيحة فيما يلي:

1. **أي مما يلي له أصغر حجم؟** أ. $_{10}Ne$ ب. $_{8}O^{2-}$ ج. $_{9}F^{-}$ د. $_{7}N^{3-}$
2. **أي مما يلي له أكبر حجم؟** أ. $_{11}Y^{+}$ ب. $_{17}L^{-}$ ج. $_{3}X^{+}$ د. $_{4}M^{2+}$
3. **أي مما يلي له أصغر حجم؟** أ. $_{3}X^{+}$ ب. $_{2}Y$ ج. $_{1}Z^{-}$ د. $_{6}C^{4+}$
4. **أي مما يلي يمتلك أقل حجم؟** أ. $_{11}Na^{+}$ ب. $_{11}Na$ ج. $_{13}Al^{3+}$ د. $_{13}Al$
5. **ما العناصر التي لها أكبر حجم ذري في الجدول الدوري؟**
   أ. **الفلزات** ب. **الغازات النبيلة** ج. **الهالوجينات** د. **اللافلزات**

س6: لاحظ الشكل المجاور الذي يمثل العلاقة بين الحجم الذري والعدد الذري لعناصر متتابعة في الجدول الدوري والمعلومات حوله ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



معلومات خاصة بالشكل المجاور
1. **العنصر A من الدورة الثالثة**
2. **العنصر E غاز نبيل**
3. **العناصر من A إلى H متتابعة في الجدول الدوري.**

1. **ما فئة العنصر E؟**
2. **أكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر A بطريقة الترميز الإلكتروني؟**
3. **ما عدد إلكترونات التكافؤ للعنصر F؟ ولماذا؟**
4. **أي من العناصر السابقة عنصرا انتقاليا؟**
5. **أي من العنصرين له أصغر نصف قطر ذري E أم B؟**
6. **أي من العناصر له نصف قطر أيون أكبر B أم F؟**
7. **ما شحنة الأيون الذي يكوّنه العنصر G؟**

الدرس الثالث: تدرج خواص العناصر (الحجم الذري – طاقة التأين – الكهروسالبية)

ثانيا: (طاقة التأين):

يتطلب تكوين أيون موجب نزع إلكترون من ذرة متعادلة، ويحتاج هذا العمل إلى طاقة، للتغلب على قوة التجاذب بين شحنة النواة الموجبة والشحنة السالبة للإلكترون، وتسمى بطاقة التأين.

س: ما المقصود بطاقة التأين؟

ج: الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة في الحالة الغازية. (ووحدتها KJ/mol)

تسمى الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأول من الذرة بطاقة التأين الأولى وتمثل بالمعادلة التالية:

$$X_{(g)} + \underline{energy}_1 \rightarrow X^{+}_{(g)} + e^{-}$$

ويمكننا نزع إلكترونات إضافية بعد انتزاع الإلكترون الأول من الذرة، كما يلي:

طاقة التأين الثانية: الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من أيون أحادي موجب (+1) وهو في الحالة الغازية.

$$X^{+}_{(g)} + \underline{energy}_2 \rightarrow X^{2+}_{(g)} + e^{-}$$

طاقة التأين الثالثة: الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من أيون ثنائي موجب (+2) وهو في الحالة الغازية.

$$X^{2+}_{(g)} + \underline{energy}_3 \rightarrow X^{3+}_{(g)} + e^{-}$$

تدرج خواص العناصر عبر الدورات:

تزداد طاقة التأين الأولى عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة نفسها، وذلك بسبب الزيادة في شحنة النواة لكل عنصر مما يؤدي لزيادة قوة تمسك النواة بإلكترونات التكافؤ.

علل: تزداد طاقة التأين الأولى عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة الواحدة.

ج: بسبب صغر الحجم الذري وزيادة قوة جذب النواة للإلكترونات فتزداد طاقة التأين.

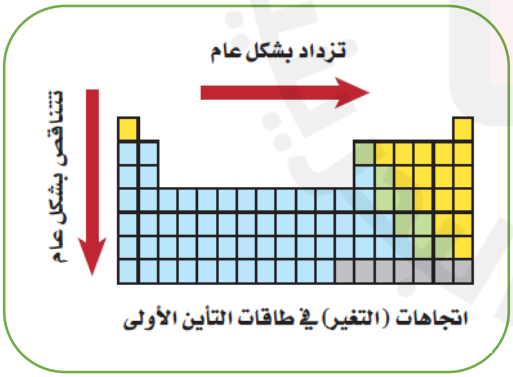
تدرج خواص العناصر عبر المجموعات:

تقل طاقة التأين الأولى عند الانتقال إلى أسفل المجموعة ويعود ذلك إلى زيادة حجم الذرة والحاجة إلى طاقة أقل لانتزاع الإلكترون كلما ابتعد عن النواة.

علل: تقل طاقة التأين الأولى عند الانتقال إلى أسفل المجموعة الواحدة في الجدول الدوري.

ج: بسبب زيادة الحجم الذري وضعف جذب النواة للإلكترونات فتقل طاقة التأين.

يوضح الشكل المجاور التغير في طاقة التأين الأولى عبر الدورات والمجموعات



1) **لكل عنصر طاقة تأين تخصه، وتختلف عن طاقة تأين أي عنصر آخر.**
2) **أعلى عناصر الجدول الدوري طاقة تأين هي الغازات النبيلة، لأن تركيبها الإلكتروني يتميز بالثبات والاستقرار، مما يجعل انتزاع إلكترون من ذرة لها تركيب إلكتروني مستقر أمر صعب ويحتاج لطاقة تأين عالية.**
3) **بشكل عام اللافلزات أعلى طاقة تأين من الفلزات الممثلة، مهما كان رقم الكم الرئيسي n الذي ينتهي به التوزيع الإلكتروني.**
4) **طاقة تأين فلزات المجموعة 1 منخفضة، لذا تميل لتكوين أيونات موجبة.**
5) **طاقة تأين عناصر المجموعة 18 عالية جدا، لذلك لا تكون أيونات حيث أن التوزيع المستقر لها يحد من نشاطها الكيميائي.**
6) **تكون طاقة التأين عالية جدا عند نزع إلكترون من مدار داخلي مكتمل مستقر وثابت أو من أيون موجب بسبب قوة جذب النواة له.**

ملاحظات هامة: إذا طلب من له طاقة تأين أعلى أو أقل:

1) اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر.
2) حدد المدار الأخير للعنصر والذي يساوي رقم المدار أو الدورة n
3) حدد هل العناصر في نفس الدورة أو المجموعة؟ واتبع تدرجها عبر الدورة أو المجموعة. **وإن اختلفت تتبع القواعد التالية:**

أ. **امتلاك تركيب غاز نبيل:** العنصر أو الأيون الذي له تركيب غاز نبيل أي مكتمل مداره الأخير يمتلك تركيب عالي الاستقرار وثابت، مما يجعل نزع إلكترون أمرا صعبا يحتاج لطاقة تأين عالية.

ب. **رقم الكم الرئيسي n (عدد مستويات الطاقة) أو البعد عن النواة:** تتناسب طاقة التأين **عكسيا** مع رقم الكم، كلما كبر رقم الكم ازداد بعد الإلكترون عن النواة وبالتالي يكون أقل انجذابا للنواة وبالتالي يحتاج لطاقة قليلة لنزعه. والعكس صحيح.

ج. **قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الأخير (شحنة النواة الفعالة):** تتناسب طاقة التأين تناسبا **طرديا** مع قوة جذب النواة للإلكترونات، وكلما زادت قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الأخير فيكون نزعه صعبا ويحتاج لطاقة تأين عالية.

✓ **ملاحظة هامة:** عند مقارنة طاقة التأين للعناصر، نتبع العوامل حسب ترتيبها إذا كان العامل الثاني يؤكد ويساند العامل الأول نذكر العاملين، أما إذا كان العامل الثاني يناقض العامل الأول فلا نذكره، ونكتفي بالعامل الأول لأنه الأهم.

أمثلة توضيحية:

س[1]: أي من العنصرين $_{9}X$ أو $_{35}Y$ له أعلى طاقة تأين؟

ج: التوزيع الإلكتروني للعنصرين $_{9}X:[_{2}He]2S^{2}2P^{5}$ ، $_{35}Y:[_{18}Ar]4S^{2}3d^{10}4P^{5}$. نلاحظ أن العنصرين يقعان في نفس المجموعة 17، وأن العنصر X يكون أعلى المجموعة في الدورة 2 والعنصر Y أسفل المجموعة في الدورة 4 إذا تكون طاقة تأين العنصر X أعلى حيث أن حجمه الذري صغير مما يجعل النواة تجذب إلكترونات المدار الأخير بقوة ويكون بحاجة لطاقة تأين عالية، على عكس العنصر Y والذي يكون حجمه كبيرا فتقل قوة جذب نواته لإلكترونات المدار الأخير فتكون الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون قليلة.

س[2]: أي من العنصرين $_{10}L$ أو $_{11}Z$ له أعلى طاقة تأين؟

ج: التوزيع الإلكتروني للعنصرين $_{10}L:[_{2}He]2S^{2}2P^{6}$ ، $_{11}Z:[_{10}Ne]3S^{1}$ نلاحظ أن العنصرين لا يقعان في نفس الدورة ولا يقعان في نفس المجموعة، ولهذا سوف نتبع القواعد السابق ذكرها، نلاحظ أن العنصر L يمتلك تركيب غاز نبيل (أي تركيب مستقر) بامتلاء مداراته وهذا يؤكد أن عملية انتزاع إلكترون منه صعب ويحتاج إلى طاقة تأين عالية، بينما العنصرZ لا يمتلك تركيب غاز نبيل ولهذا تكون طاقة التأين له أقل من العنصرL ويمكن نزع إلكترونه بطاقة تأين أقل . **(طاقة تأين L < طاقة تأين Z).**

(مقارنة قيم طاقة التأين للعنصر الواحد):

عند مقارنة قيم طاقة التأين لنفس العنصر فإننا نجد أن طاقة التأين الثانية أعلى من طاقة التأين الأولى، وكذلك طاقة التأين الثالثة أعلى من طاقة التأين الثانية وهكذا. والسبب في ذلك يعود إلى أنه عند نزع إلكترون من ذرة أو أيون فتزداد قوة جذب النواة على الإلكترونات المتبقية مما يزيد من الحاجة لطاقة تأين عالية لنزع إلكترون آخر.

مثال[1]: (علل) طاقة التأين الثانية للمغنسيوم $_{12}Mg$ أكبر من طاقة التأين الأولى له.

ج: طاقة التأين الأولى تعني نزع إلكترون من ذرة متعادلة، وطاقة التأين الثانية نزع إلكترون من أيون أحادي موجب، فيكون التوزيع الإلكتروني كما يلي: تكون طاقة التأين الثانية أعلى بسبب أن نزع الإلكترون الثاني يكون من أيون أحادي موجب وهو أكثر انجذابا للنواة (قوة تمسك النواة بالإلكترون كبيرة) وبالتالي يحتاج لطاقة تأين أعلى منه عند نزع الإلكترون الأول.

$_{12}Mg: 1S^{2}2S^{2}2P^{6}3S^{2}$
$_{12}Mg^{1+}: 1S^{2}2S^{2}2P^{6}3S^{1}$

مثال[2]: (علل) طاقة التأين الثانية للصوديوم $_{11}Na$ أكبر من طاقة التأين الأولى له.

ج: تكون طاقة التأين الثانية أعلى بسبب أن الإلكترون الثاني ينزع من تركيب إلكتروني مستقر (الأيون يمتلك تركيب غاز نبيل مستقر) وأيضا بسبب أن الإلكترون الثاني أقرب للنواة وتتمسك به النواة بقوة فنحتاج لطاقة تأين عالية جدا لانتزاعه.

$_{11}Na: 1S^{2}2S^{2}2P^{6}3S^{1}$
$_{11}Na^{1+}: 1S^{2}2S^{2}2P^{6}$

لاحظ الزيادة في طاقة التأين لنفس العنصر مما يدل على تمسك النواة بقوة بالإلكترونات القريبة منها.

رمز العنصر	إلكترونات التكافؤ	طاقة التأين (kJ/mol)		
		1st	2nd	3rd
Li	1	520	7300	
Be	2	900	1760	14,850

(معرفة عدد إلكترونات التكافؤ (رقم المجموعة) من خلال طاقة التأين).

من خلال الاطلاع على قيم طاقة التأين لعنصر ما، معرفة إلكترونات التكافؤ لهذا العنصر أي معرفة رقم مجموعته. أو معرفة عدد الإلكترونات التي يمكن أن يخسرها.

مثال1: اعتمادا على قيم طاقة التأين بوحدة كيلوجول / مول للعنصر X حدد رقم مجموعته.

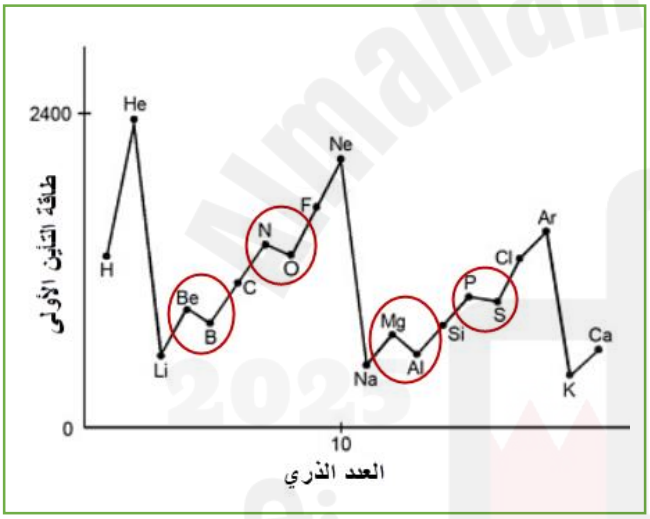
رمز العنصر	طاقة التأين الأولى	طاقة التأين الثانية	طاقة التأين الثالثة	طاقة التأين الرابعة
X	950	2110	6450	7420

الحل:

نقوم بحساب الفرق بين طاقات التأين

رمز العنصر	طاقة التأين الأولى	طاقة التأين الثانية	طاقة التأين الثالثة	طاقة التأين الرابعة
X	950	2110	6450	7420
	1160	4340	970	

نلاحظ أن أكبر قيمة بين هذه الفروقات ظهرت بين طاقة التأين الثانية وطاقة التأين الثالثة وهذا يعني أن الإلكترون الثالث ينزع من تركيب غاز خامل، وبالتالي فإن الإلكترونات التي نزعت قبله هي إلكترونات التكافؤ. وبالتالي فإن مجموعة العنصر X هي المجموعة 2 (عدد إلكترونات التكافؤ له 2).



(حالات شاذة عند مقارنة طاقة التأين):

لاحظ المخطط المجاور والذي يوضح طاقة التأين الأولى لعناصر الدورات الثلاث الأولى. وتم وضع دائرة حول الحالات الشاذة في تدرج خواص العناصر لطاقة التأين.

1) يجب أن يكون لعنصر B أعلى طاقة تأين من عنصر Be، ولكن يتضح العكس. نلاحظ التوزيع الإلكتروني للعنصرين:

$_4Be: 1S^2 2S^2$

$_5B: 1S^2 2S^2 2P^1$

لاحظ أن آخر فلك $2S^2$ لعنصر Be مكتمل بالإلكترونات مما يعطيه ثباتا نسبيا واستقرارا. بينما يسهل نزع الإلكترون من آخر مستوى فرعي $2P^1$ للعنصر B

2) يجب أن يكون لعنصر O طاقة تأين أعلى من عنصر N، ولكنه يتضح العكس. ومن خلال التوزيع الإلكتروني نلاحظ:

$_7N: 1S^2 2S^2 2P^3$

$_8O: 1S^2 2S^2 2P^4$

لاحظ أن آخر فلك $2P^3$ لعنصر N نصف مكتمل بالإلكترونات مما يعطيه ثباتا نسبيا واستقرارا. بينما يسهل نزع الإلكترون من آخر مستوى فرعي $2P^4$ للعنصر O

الاستنتاج:

- ✓ **إذا طاقة تأين عناصر المجموعة 2 > طاقة تأين عناصر المجموعة 13**
- ✓ **إذا طاقة تأين عناصر المجموعة 15 > طاقة تأين عناصر المجموعة 16**

علل:

1. **لا تميل الذرات التي قيم طاقة تأينها عالية لتكوين أيونات موجبة.**

ج: لأن هذه الذرات تتمسك بإلكتروناتها بقوة كبيرة.

2. **طاقة التأين المنخفضة لليثيوم تكسبه أهمية في صنع بطاريات الحاسوب.**

ج: لأن سهولة خسارة إلكترونه يساعد البطارية على إنتاج قدرة كهربائية أكبر.

3. **فلزات المجموعة الأولى (1) تميل لتكوين أيونات موجبة.**

ج: لأن طاقة التأين لها منخفضة.

4. **عناصر مجموعة الغازات النبيلة (18) لا تكوّن أيونات.**

ج: لأن طاقة تأينها عالية جدا حيث أن التركيب الإلكتروني المستقر لها يحد من نشاطها الكيميائي.

5. **يلجأ الغواصون إلى استخدام خليط هليوكس – أكسجين مخفف بالهليوم.**

ج. بسبب إن الزيادة في الضغط الذي يتعرض له الغواصون تحت سطح الماء يتسبب في دخول كمية أكبر من الأكسجين إلى الدم، مما يسبب الإرباك والغثيان. بحيث أن طاقة تأين الهليوم العالية لا تسمح بالتفاعل الكيميائي مع الدم.

6. **نحتاج إلى طاقة لإزالة الإلكترون الثاني من ذرة الليثيوم $_3Li$ أكبر من الطاقة اللازمة لإزالة الإلكترون الرابع من ذرة الكربون $_6C$**

ج: التوزيع الإلكتروني للعنصرين هو:

$_3Li: 1S^2 2S^1$
$_6C: 1S^2 2S^2 2P^2$

في حالة الليثيوم يكون الإلكترون الثاني في مدار داخلي مكتمل ويصل الليثيوم لتركيب غاز نبيل فتكون الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الثاني والقريب من النواة بحاجة لطاقة عالية، بينما في حالة الكربون يكون إلكترونه الرابع وهو (إلكترون تكافؤ) في مدار خارجي يسهل نوعا ما نزعه فتكون الطاقة اللازمة لنزعه أقل.

7. **لا يشكّل الألمنيوم $_{13}Al$ ضمن مركباته الأيون Al^{4+} موضحا إجابتك بالتوزيع الإلكتروني.**

ج: وذلك لأنه كي يتشكل Al^{4+} فإنه يجب نزع الإلكترون الرابع من أيون ثلاثي موجب (+3) له تركيب غاز نبيل $1S^2 2S^2 2P^6$

قاعدة الثمانية

س: ما المقصود بقاعدة الثمانية؟

ج: تنص على أن الذرة تكتسب الإلكترونات أو تخسرها أو تشارك بها، لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير.

س: ما الفائدة من قاعدة الثمانية؟

ج: تكمن فائدة هذه القاعدة في تحديد نوع الأيون الذي ينتجه العنصر، كما هو موضح:

1. **العناصر التي تمتلك في مستواها الأخير (1، 2، 3) أي الفلزات تصل للاستقرار ويصبح في مدارها الأخير 8 إلكترونات مثل الغازات النبيلة عن طريق فقد إلكتروناتها في المستوى الأخير لتكوين أيونات موجبة على الترتيب (+1، +2، +3)**

2. **العناصر التي تمتلك في مدارها الأخير (5، 6، 7) أي اللافلزات تصل للاستقرار ولتركيب الغازات النبيلة عن طريق اكتساب إلكترونات لتصل في مدارها الأخير إلى عدد 8 إلكترونات فتكتسب على الترتيب وتكون أيونات سالبة (-3، -2، -1).**

تلخيص ما سبق:

عدد الإلكترونات في المدار الأخير	1	2	3
عدد الإلكترونات المفقودة	1	2	3
الأيون الناتج	+1	+2	3+

عدد الإلكترونات في المدار الأخير	5	6	7
عدد الإلكترونات المكتسبة	3	2	1
الأيون الناتج	-3	-2	1-

علل: قاعدة الثمانية لا تشمل عناصر الدورة 1 (H، He) في الجدول الدوري.

ج: لأنها تحتاج لإلكترونين فقط.

س: ما الأيون الذي تكوّنه العناصر التالية ($_{11}Na$ ، $_9F$ ، $_{15}P$) ؟

ج: (Na^+ ، F^- ، P^{3-})

تطبيقات حول طاقة التأين وقاعدة الثمانية

س1: حدد من بين العناصر التالية من له أعلى طاقة تأين مع ذكر السبب:

.1	$_{19}K$ ، $_{3}Li$	
.2	$_{36}Kr$ ، $_{2}He$	
.3	$_{3}Y^{+}$ ، $_{1}H$	
.4	$_{37}X, _{1}T, _{19}R, _{3}L$	
.5	$_{18}X, _{11}T, _{16}R, _{17}L$	

س2: حدد من له أعلى طاقة تأين ثان أعلى مما يلي موضحا السبب:

.1	$R:[He]2S^2, L:[He]2S^1$	
.2	$_{13}X, _{11}T, _{12}R, _{20}L$	

س3: موضحا إجابتك بالتوزيع الإلكتروني وبذكر السبب المناسب أمام كل فقرة مما يلي:

1) طاقة تأين الغازات النبيلة عالية جدا.
2) طاقة التأين الثانية لعنصر $_{11}Na$ أعلى من طاقة التأين الثانية لعنصر $_{13}Al$
3) لا يكوّن عنصر المغنسيوم $_{12}Mg$ أيون مغنسيوم Mg^{3+} في مركباته.
4) من المتوقع أن تخسر ذرة الكربون $(_{6}C)$ أربعة إلكترونات وليس خمسة إلكترونات.
5) تقع عناصر الليثيوم والبوتاسيوم والسيزيوم في المجموعة الأولى ولكن السيزيوم أكثرها نشاطا.

س4: اكتب معادلة تمثل طاقة تأين ذرة الصوديوم إذا علمت أن طاقة التأين لمول من ذرات الصوديوم 495.8 كيلوجول/مول؟

س5: رتب الجسيمات التالية تصاعديا وفقا لزيادة طاقة التأين الأولى:

1) ($_{19}K^{+}$ ، $_{18}Ar$ ، $_{12}Mg^{2+}$ ، $_{20}Ca^{2+}$)
2) ($X:[Ar]3d^{10}4S^24P^2, Z:[Ar]3d^{10}4S^24P^1, N:[Ar]3d^{10}4S^24P^3$)
3) ($_{19}X$ ، $_{8}R$ ، $_{17}W$)

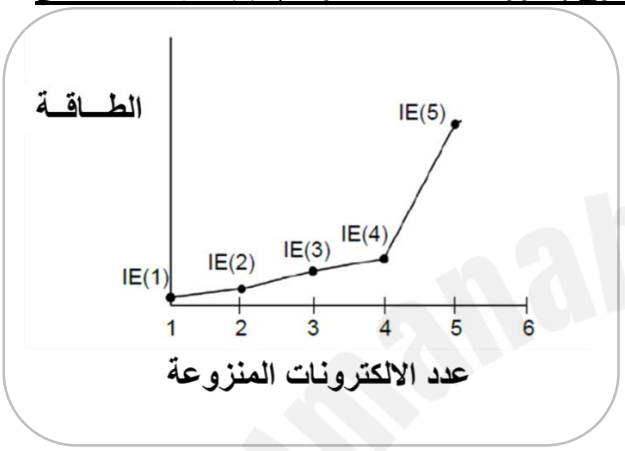
س6: ادرس بيانات الجدول التالي التي توضح قيم طاقات التأين الخمس الأولى لعنصر ما، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

طاقة التأين	الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة
KJ/mol	870	1950	3810	7900	9000

1. ما عدد إلكترونات التكافؤ لهذا العنصر؟ فسر إجابتك.

2. إذا كان العنصر مثاليا، ما رقم مجموعته؟ وما هي فئته؟ فسر إجابتك.

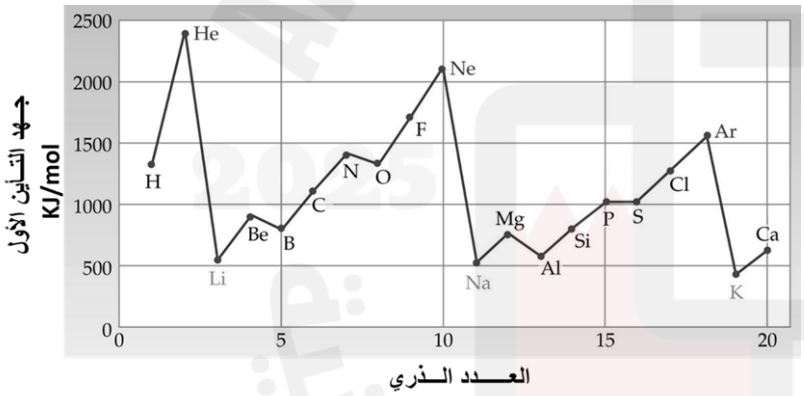
س7: لاحظ الرسم المجاور الذي يوضح طاقات التأين الخمس اللازمة لنزع إلكترونات أحد العناصر، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



1. ما عدد إلكترونات التكافؤ لهذا العنصر؟ فسر إجابتك.

2. إذا كان العنصر مثاليا، ما رقم مجموعته؟ وما هي فئته؟ فسر إجابتك.

س8: ادرس الشكل التالي ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



1.أي عنصر له أعلى طاقة تأين ولماذا؟

2.كيف يتدرج الحجم الذري للغازات النبيلة؟ ولماذا؟

3. لماذا الفارق في طاقة التأين يكون كبيرا بين الغاز النبيل والعنصر الذي يليه مباشرة؟

4.لماذا تكون طاقة تأين الأكسجين أقل من طاقة تأين النيتروجين؟

س9: يوضح الشكل المقابل جزء من الجدول الدوري لاحظه ثم أجب عما يلي:

			He
A	D	E	Ne
B			
C			

a) ما العنصر الأكبر حجما؟
b) ما العنصر الذي له أعلى طاقة تأين؟
c) ما العنصر الذي له أعلى قوة جذب نواة لإلكتروناته؟
d) ما الأيون الذي يكوّن العنصر E لكي يستقر؟ ولماذا؟

س10: ثلاثة عناصر كيميائية رموزها الافتراضية X,Y,Z ادرس وصفها التالي للإجابة عن الأسئلة التي تليها:

العنصر X	يحتوي على ثلاث مستويات رئيسية بحيث تتساوى عدد إلكتروناته في المستوى الثالث مع عدد إلكتروناته في المستوى الأول.
العنصر Y	ينتهي توزيعه الإلكتروني بالمستوى الفرعي $3d^6$
العنصر Z	توزيع إلكتروناته في المدار الأخير كما يلي $3P_X^2$, $3P_Y^2$, $3P_Z^1$

1) ما رمز العنصر الذي يعتبر لا فلز؟
2) ايهما أصغر حجما X أم Z؟ ولماذا؟
3) كم عدد الإلكترونات المنفردة للعنصر Y؟
4) ايهما له أعلى طاقة تأين X أم Z؟
5) ما رمز الأيون الذي يكوّنه العنصر X لكي يستقر؟
6) ما العدد الذري للعنصر X؟ وما تمثيله النقطي؟

س11: اعتمادا على مواقع العناصر في نموذج الجدول الدوري الآتي أجب عن الأسئلة التي تليه:

H																	
Q	E												R		Z	W	
A	M												B		Y	V	
							X						D				

1) أي من العناصر B أم M أم A له طاقة تأين ثانية أعلى؟
2) أي من العناصر Q أم H أم A له أعلى طاقة تأين أولى؟
3) رتب العناصر E,Z,M حسب تزايد طاقة تأينها الأولى.
4) رتب العناصر E,Z,M حسب تزايد نصف قطرها.
5) ما شحنة الأيون الأكثر استقرارا للعنصر E؟
6) اكتب التركيب الإلكتروني للمستوى الأخير (الخارجي) لذرة العنصر D؟

س12: لديك بعض العناصر الافتراضية في الجدول الدوري وأعدادها الذرية، مستعينا بها أجب عما يلي:

العنصر	$_{11}X$	$_{12}Y$	$_{16}Z$	$_{17}L$	$_{19}A$	$_{22}M$	$_{25}Q$	$_{30}R$	$_{36}T$

1) أي العنصرين له أعلى طاقة تأين ثاني؟
2) ما عدد الإلكترونات المنفردة للعنصر Q؟
3) اكتب بالطريقة المختصرة التوزيع الإلكتروني للأيون الذي يكوّنه العنصر Z؟
4) ما رمز العنصر الذي لا يكوّن أيونات؟

س13: اختر الإجابة الصحيحة مما يلي:

1. ما العنصر الذي له أكبر نصف قطر ذري؟ علما بأن طاقة التأين الأولى بوحدة KJ/mol مبينة أمام كل عنصر.
أ. A , (376) ب. B ,(496) ج. C , (558) د. D , (906)

2. العنصر الذي يمتلك أعلى طاقة تأين هو الذي ينتهي توزيعه الإلكتروني بالفلك
أ. $3S^2$ ب. $2S^2$ ج. $3P^1$ د. $2P^1$

3. ما طاقة التأين الأولى لـ $_{35}Br$ ، إذا علمت أن طاقة التأين الأولى على الترتيب لـ $_{17}Cl$ و $_{53}I$ هي 1255 ، 1008 ؟
أ. 1140 ب. 1681 ج. 1410 د. 890

4. ما الغاز النبيل الذي يضاف لخليط هليوكس – أكسجين المستخدم من قبل الغواصين؟
أ. Ne ب. Ar ج. Rn د. He

الدرس الثالث: تدرج خواص العناصر (الحجم الذري – طاقة التأين – الكهروسالبية)

ثالثا: (الكهروسالبية):

س: ما المقصود بالكهروسالبية؟

ج: تعرف على أنها مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية.

تدرج خواص العناصر عبر الدورات:

علل: تزداد الكهروسالبية عند الانتقال من اليسار لليمين في الجدول الدوري.

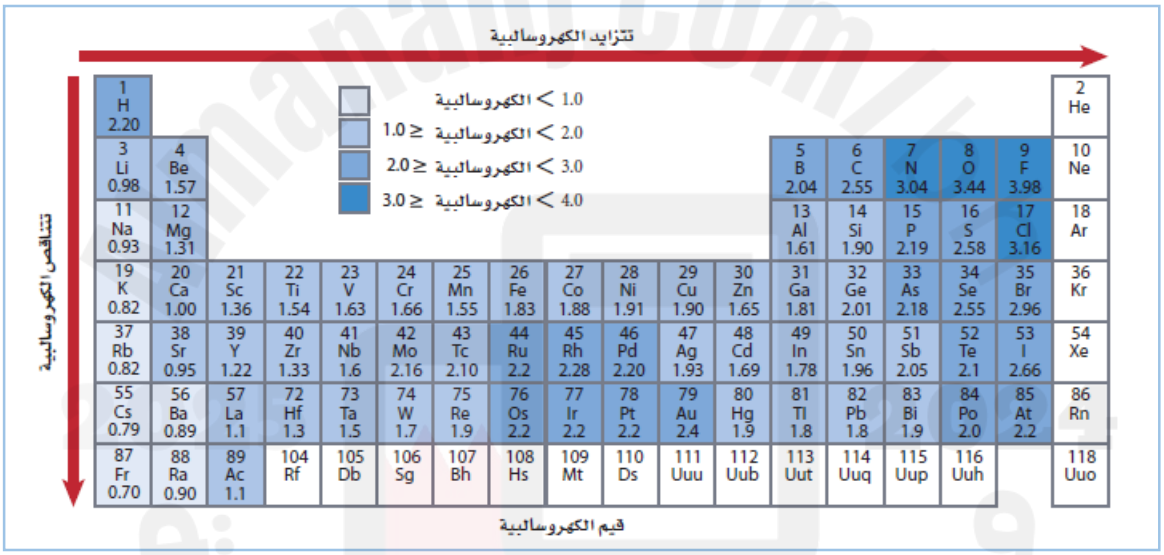
وذلك بسبب صغر الحجم الذري وزيادة قوة جذب النواة لإلكترونات الرابطة نحوها بقوة.

تدرج خواص العناصر عبر المجموعات:

علل: تقل الكهروسالبية عند الانتقال من أعلى إلى أسفل المجموعة في الجدول الدوري.

ج: بسبب زيادة حجم الذرة، فكلما كان الحجم الذري أكبر أصبحت إلكترونات الرابطة بعيدة عن نواة هذه الذرة، وهذا يجعل مقدرة الذرة (كبيرة الحجم) أقل قدرة على جذب إلكترونات الرابطة باتجاهها مما يجعل الذرة الأكبر حجما أقل كهروسالبية.

✓ **لاحظ تدرج الكهروسالبية عبر الدورات والمجموعات في الجدول الدوري وقيم الكهروسالبية للعناصر**



ملاحظات هامة:

- **قيم الكهروسالبية تعطى بوحدات الباولنج، نسبة للعالم الأمريكي باولنج.**
- **أعلى عناصر الجدول الدوري كهروسالبية الهالوجينات.**
- **أعلى العناصر كهروسالبية هو الفلور ($_9F$) وقيمة الكهروسالبية له تساوي 3.98**
- **أقل العناصر كهروسالبية هو الفرنسيوم ($_{87}Fr$) وقيمة الكهروسالبية له تساوي 0.7**
- **الغازات النبيلة ليس لها قيم كهروسالبية لأن مدارها الأخير مكتمل فهي لا تميل نحو كسب الإلكترونات، ولا تكون روابط، وتشكّل بصعوبة عددا قليلا من المركبات.**
- **ترتيب قيم الكهروسالبية يكون (اللافلزات > H > C > أشباه الفلزات> الفلزات).**
- **يتم تحديد العنصر الأعلى أو الأقل كهروسالبية من خلال تدرج خواصها عبر الدورة أو المجموعة، وإن اختلفت في الدورة والمجموعة فنتبع القاعدتين التاليتين:**

أ) **رقم الكم الرئيسي n (عدد مستويات الطاقة) أو البعد عن النواة:** زيادة رقم الكم (n) أي زيادة حجم الذرة فكلما كان الحجم الذري أكبر أصبحت إلكترونات الرابطة بعيدة عن نواة هذه الذرة، وهذا يجعل مقدرة الذرة (كبيرة الحجم) أقل قدرة على جذب إلكترونات الرابطة باتجاهها مما يجعل الذرة الأكبر حجما أقل كهروسالبية.

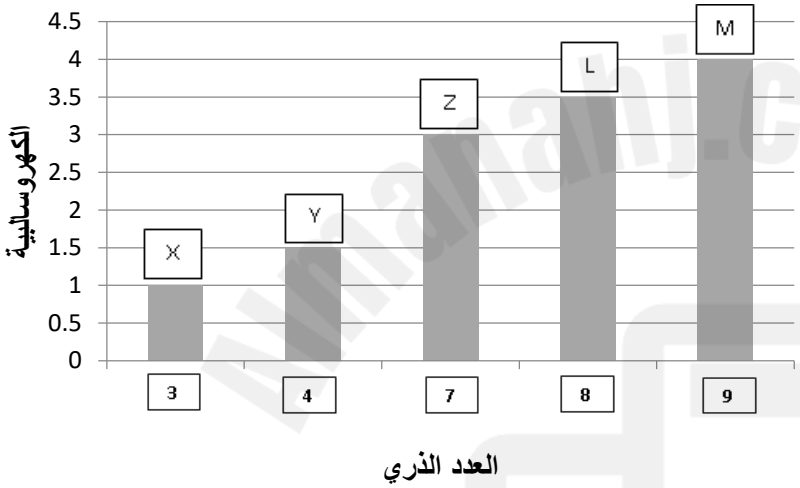
ب) **قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الأخير (شحنة النواة الفعالة):** فكلما زادت قوة جذب النواة كانت مقدرتها على جذب إلكترونات الرابطة باتجاهها أكبر، وهذا يعني أن الذرة يكون لها أعلى كهروسالبية.

تطبيقات حول الكهروسالبية

س1: حدد من بين العناصر التالية من له أعلى كهروسالبية مع ذكر السبب:

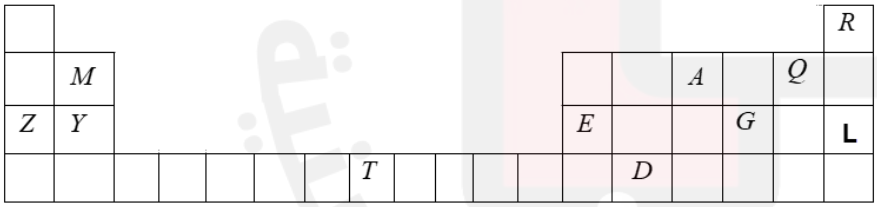
.1	$_{35}Br$ ، $_{9}F$	
.2	$_{8}O$ ، $_{4}Be$	
.3	$_{19}Y$ ، $_{33}X$	
.4	$_{37}X, _{1}T, _{19}R, _{3}L$	
.5	$_{18}X, _{11}T, _{16}R, _{17}L$	

س2: لديك خمسة عناصر M,L,Z,Y,X بعضها فلز والآخر لا فلز، ويوضح الرسم البياني الآتي العلاقة بين الأعداد الذرية و الكهروسالبية لهذه العناصر، أدرس الرسم ثم أجب عما يلي:



1) ما رمز العنصر الأكبر حجما؟
2) أي من العنصرين X أم Y له أعلى طاقة تأين ثانية؟
3) لماذا العنصر M له أعلى كهروسالبية؟
4) ما عدد التكافؤ للعنصر Z؟

س3: اعتمادا على مواقع العناصر في نموذج الجدول الدوري الآتي أجب عن الأسئلة التي تليه:



1) ما رمز العنصر الأعلى كهروسالبية؟
2) ما رمز العنصر الذي يكوّن مركبات بصعوبة بالغة؟
3) رتب العناصر التالية وفقا للزيادة في قيمة الكهروسالبية M,A,Y ؟
4) هل توجد قيمة كهروسالبية للعنصر R؟ ولماذا؟
5) على ماذا تدل القيمة التي تحتها خط في المعادلة الآتية: $E^{2+}_{(g)} + \underline{2744kJ/mol} \longrightarrow E^{3+}_{(g)} + e^-$

س4: أي العبارات الآتية غير صحيحة؟

أ) نصف قطر ذرة الصوديوم $_{11}Na$ أصغر من نصف قطر ذرة المغنسيوم $_{12}Mg$
ب) قيمة الكهروسالبية للكربون $_{6}C$ أكبر من قيمة الكهروسالبية للبورون $_{5}B$
ج) نصف قطر الأيون $_{35}Br^-$ أكبر من نصف قطر ذرة Br
د) طاقة التأين الأولى لعنصر $_{19}K$ أكبر من طاقة التأين الأولى لعنصر $_{37}Rb$

الدرس الأول: الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

أولا: تكوين الأيون الموجب:

*** يتم فقد إلكترونات التكافؤ، وهي التي توجد في مدار التكافؤ لتكوين الأيونات الموجبة**

س: ما المقصود بالكاتيون؟
ج: الأيون الذي يحمل شحنة موجبة ويتكون عند فقد الذرة لإلكترونات التكافؤ.
مثل فقد ذرة الصوديوم لإلكترون المدار الأخير فيتكون كاتيون الصوديوم Na^+ .

س: التوزيع الإلكتروني للصوديوم هو $_{11}Na:[_{10}Ne]3S^1$ وعندما يفقد إلكترونا يصبح توزيعه الإلكتروني هو $_{11}Na^+:[_{10}Ne]$ وهو التوزيع الإلكتروني للنيون.

س: هل تغيرت ذرة الصوديوم إلى ذرة نيون؟ فسر إجابتك.
ج: لم تتحول ذرة الصوديوم لذرة النيون، بل تحولت إلى أيون صوديوم أحادي الشحنة الموجبة، لأن عدد البروتونات 11 الذي يحدد ذرة الصوديوم مازال ثابتا داخل النواة، ولم يتغير.

علل: تعتبر ذرات الفلزات نشطة كيميائيا.
ج: لأنها تفقد إلكترونات تكافؤها بسهولة.

*** أكثر الفلزات نشاطا هي فلزات المجموعتين الأولى والثانية.**

*** الجدول يوضح الأيونات التي تكونها ذرات فلزات المجموعات 1 و 2 و 13**

المجموعة	التوزيع العام لعناصر المجموعة	شحنة الأيون المتكون
1	nS^1 [غاز نبيل]	+1 فقد إلكترون
2	nS^2 [غاز نبيل]	+2 فقد إلكترونين
13	nS^2nP^1 [غاز نبيل]	+3 فقد ثلاثة إلكترونات

س: ما العبارة التي لا تنطبق على أيون $_{21}Sc^{3+}$ ؟
a) يشبه التوزيع الإلكتروني للأرجون نفسه.
b) عبارة عن أيون عنصر الإسكانديوم بثلاث شحنات موجبة.
c) يعد عنصرا مختلفا عن ذرة Sc المتعادلة.
d) تم تكوينه بإزالة إلكترونات التكافؤ من Sc

* أيونات الفلزات الانتقالية*

a) مستوى الطاقة الخارجي للفلزات الانتقالية هو nS^2

علل: تتميز الفلزات الانتقالية بتعدد إلكترونات تكافؤها.
ج: لأن الفلزات الانتقالية تفقد إلكترونين من إلكترونات التكافؤ من مستوى الطاقة الخارجي nS^2 ثم تفقد إلكترونات من الفلك d، فلذلك تتميز الفلزات الانتقالية بتعدد تكافؤها،
- ✓ **مثال الحديد يكوّن أيونا ثنائيا وأيونا ثلاثيا (Fe^{+3}, Fe^{+2}).**

إعداد أ. باسل السابودي

*** التوزيع الإلكتروني الشبيه بالتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل***

- ✓ **التوزيع الإلكتروني الثماني هو التوزيع الإلكتروني للذرة المستقرة. (للغازات النبيلة، ماعدا الهليوم).**
- ✓ **توجد توزيعات أخرى للإلكترونات تعطيها بعض الاستقرار (تفقد ذرات عناصر المجموعات 11-14) لتكون مستوى طاقة خارجيا ذا أفلاك فرعية مملوءة هي** S, P, d **وهو** $nS^2nP^6nd^{10}$.

مثال: التوزيع الإلكتروني لأيون الخارصين $_{30}Zn^{+2}: 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 3d^{10}$
يشار إلى هذا التوزيع الإلكتروني المستقر نسبيا بالتوزيع الإلكتروني الشبيه بالغاز النبيل.

- ✓ **يوجد توزيع إلكتروني يعطي الذرة بعض الاستقرار وهو** $nS^2nP^6nd^5$.

مثال: التوزيع الإلكتروني لأيون Fe^{+2} **كما يلي:** $_{26}Fe^{+2}: 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 3d^5$

ثانيا: تكوين الأيون السالب:

*** يتم اكتساب إلكترونات حتى تصبح مداراتها الأخير مكتملة بثمانية إلكترونات،وتصبح الذرة أيونا سالبا.**

س: ما المقصود بالأنيون؟
ج: هو الأيون الذي يحمل شحنة سالبة، ويتكون عند اكتساب الذرة لإلكترون أو أكثر حتى يصبح في مدارها الأخير ثمانية إلكترونات.

مثال: تكتسب ذرة الكلور إلكترونا ويصبح توزيع أيون الكلوريد كما يلي: $_{17}Cl^-: 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6$

- ✓ **يوضح الجدول التالي أيونات المجموعات 15 و 16 و 17 وتوزيعها الإلكتروني العام:**

المجموعة	التوزيع العام لعناصر المجموعة	شحنة الأيون المتكون	
15	nS^2nP^3 [غاز نبيل]	-3	باكتساب ثلاثة إلكترونات
16	nS^2nP^4 [غاز نبيل]	-2	باكتساب إلكترونين
17	nS^2nP^5 [غاز نبيل]	-1	باكتساب إلكترون

س: ما هو مجموع الإلكترونات في جميع أفلاك S في أيون $^{45}_{21}Sc^{3+}$ ؟
(ج: 6 إلكترونات)
س: ما التوزيع الإلكتروني العام لمدار التكافؤ لأيون الفوسفور الأكثر استقرارا (العدد الذري = 15)؟
(ج: $3S^2 3P^6$)
س: ما شحنة الأيون الأكثر استقرارا للعنصر الذي عدده الذري 19؟
(ج = +1)
س: لماذا يتشكّل أيون النيكل بعدد تأكسد +2 (عدده الذري = 28)؟
(ج: لأنه يخسر إلكتروني المستوى الخارجي 4S).
س: اشرح لماذا يكوّن الكالسيوم أيون Ca^{2+} وليس أيون Ca^{3+} (عدده الذري 20)؟
ج: التوزيع الإلكتروني للكالسيوم $[Ar]4S^2$ فيقد إلكتروني التكافؤ ويتكون أيون ثنائي موجب وإذا فقد إلكترون إضافي فسيكون إلكترونا داخليا ويصبح غير مستقر.

تكوين الروابط الأيونية

س: ما المقصود بالرابطة الأيونية؟

ج: القوة الكهروستاتيكية التي تمسك الجسيمات ذات الشحنات المختلفة في المركبات الأيونية.

س: ما المقصود بالمركبات الأيونية؟

ج: المركبات التي تحتوي على روابط أيونية.

ملاحظات هامة:

1. **تتكون الرابطة الأيونية بين فلز (ذرة تفقد إلكترونات) وذرة لافلز (تكتسب إلكترونات).**
2. **المركبات الأيونية تحتوي على عدد من الشحنات الموجبة تساوي عدد الشحنات السالبة، فلذلك تكون مركبات متعادلة كهربائيا.**
3. **يمكن تمثيل تكوين الرابطة الأيونية بعدة طرق انظر الصفحة التالية.**

**** تكوين الرابطة الأيونية ****

يجب التوزيع الإلكتروني ومعرفة عدد إلكترونات التكافؤ ومن ثم معرفة الذرة التي تفقد والذرة التي تكتسب،

مثال: وضح كيف تتكون المركبات الأيونية من العناصر الآتية مستخدما التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)

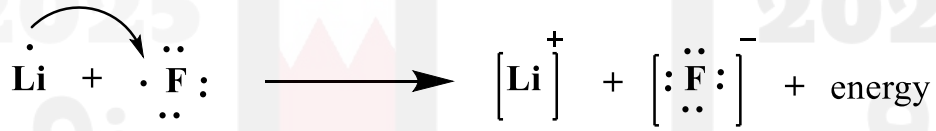
1. $_{3}Li$ و $_{9}F$

✓ **نقوم أولا بالتوزيع الإلكتروني ونحدد عدد إلكترونات التكافؤ ثم نقوم بتمثيل لويس للعناصر كما يلي:**

$$_{3}Li : 1S^{2}\underline{2S^{1}}$$

$$_{9}F : 1S^{2}\underline{2S^{2}2P^{5}}$$

✓ **نلاحظ ان الليثيوم يفقد إلكترون والفلور يحتاج لإلكترون فتكون الصيغة للمركب الأيوني الناتج LiF**

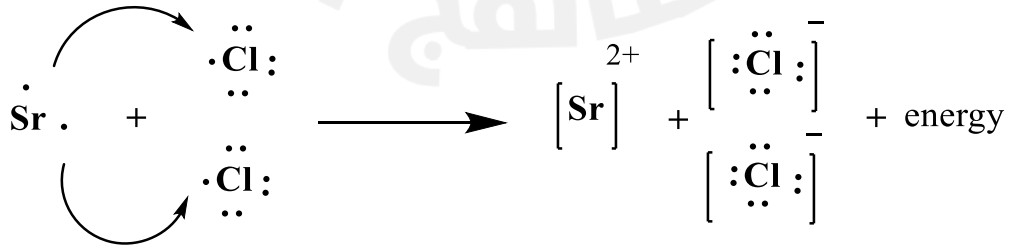


2. $_{38}Sr$ و $_{17}Cl$:

$$_{38}Sr : [_{36}Kr]\underline{5S^{2}}$$

$$_{17}Cl : [_{10}Ne]\underline{3S^{2}3P^{5}}$$

✓ **نلاحظ أن الاسترانشيوم يفقد إلكترونين والكلور يحتاج لاكتساب إلكترون ولذلك الصيغة للمركب الأيوني تكون $SrCl_2$**



خمس طرق مختلفة لتكوين الرابطة الأيونية:

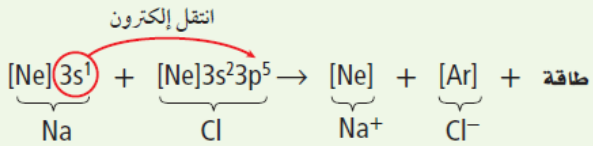
مثال: مثل بطرق مختلفة تكوين المركب الأيوني كلوريد الصوديوم NaCl

تكوين كلوريد الصوديوم

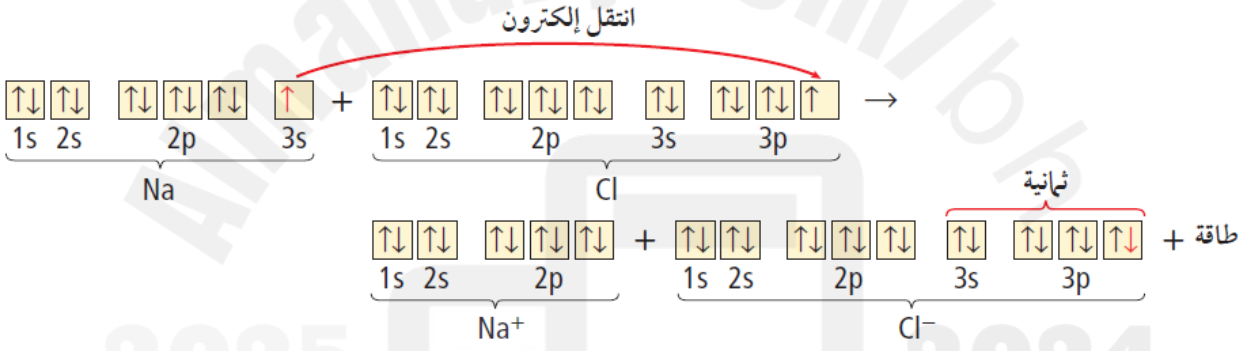
المعادلة الكيميائية

$$Na + Cl \rightarrow Na^+ + Cl^- + \text{طاقة}$$

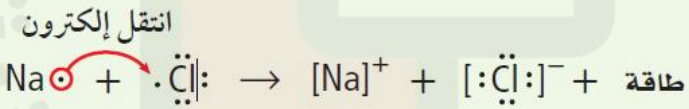
التوزيع الإلكتروني



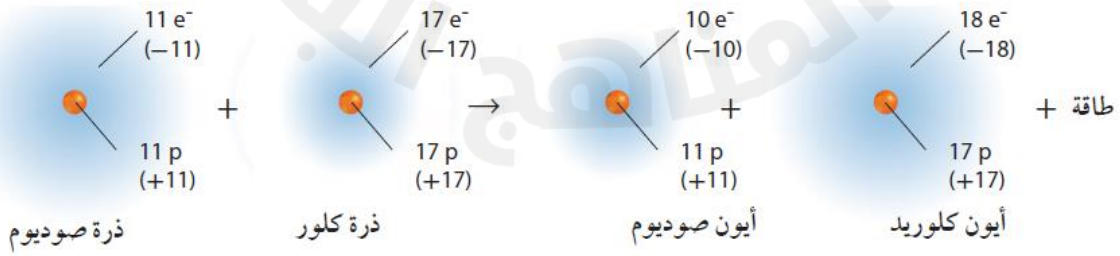
التوزيع الإلكتروني بطريقة رسم مربعات الأفلاك



التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)



النماذج الذرية



خواص المركبات الأيونية

✓ **معظم المركبات الأيونية مواد صلبة وتتواجد على هيئة شبكة بلورية تترتب فيها الأيونات الموجبة والأيونات السالبة ترتيبا منتظما.**

س: ما المقصود بالبلورة؟
ج: عبارة عن ترتيب هندسي ثلاثي الأبعاد للجسيمات، بحيث تحاط الأيونات الموجبة بالأيونات السالبة وتحاط الأيونات السالبة بالأيونات الموجبة.

علل لكل مما يلي:

1. تختلف البلورات في شكلها؟
ج: بسبب اختلاف حجوم الأيونات وأعدادها المكونة للبلورة.

2. تتميز الكثير من البلورات بألوان زاهية.
ج: وذلك لأنها تحتوي على فلزات انتقالية ذات ألوان مميزة.

3. المركبات الأيونية لها درجة انصهار وغليان مرتفعة.
ج: بسبب قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة ولذلك تكون بحاجة لطاقة كبيرة لتفكيكها.
أي بسبب قوة الروابط الأيونية.

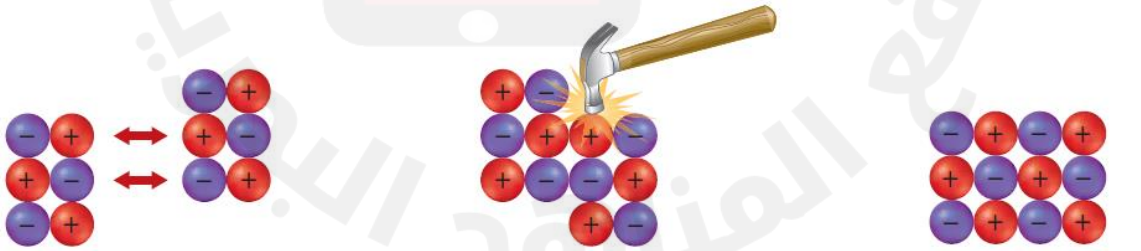
4.لا تستطيع المواد الأيونية الصلبة توصيل الكهرباء.
ج: لأن الأيونات تكون مقيدة الحركة في الحالة الصلبة، بسبب قوى الجذب الكبيرة.

5. محاليل ومصاهير المركبات الأيونية توصل الكهرباء.
ج: بسبب أن الأيونات تكون حرة الحركة فلذلك توصل الكهرباء.

6. تمتاز البلورات الأيونية بالقوة والصلابة.
ج: بسبب قوة التجاذب التي تحافظ على الأيونات في أماكنها.

7. تمتاز البلورات الأيونية بالهشاشة.
ج: لأنه عندما تؤثر قوة خارجية على أيونات البلورة وتكون هذه القوة قادرة على التغلب على قوى التجاذب بين الأيونات فإن البلورة تتفتت لأجزاء صغيرة، لأن هذه القوة الخارجية تحرك الأيونات ذات الشحنات المتشابهة بعضها مقابل بعض مما يجعل قوة التنافر تفتت البلورة. كما هو موضح بالشكل التالي:

الشكل 3-8 تنجذب الأيونات بعضها نحو بعض بقوة جذب كبيرة، فتثبت في أماكنها، لذا يتطلب قوة أكبر لتتغلب عليها.



بلورة أيونية منتظمة

للبلورة نمط منتظم للأيونات قبل تأثير القوة الخارجية فيها.

تؤدي القوة الخارجية إلى إعادة ترتيب الجسيمات

إذا كانت القوة المؤثرة كبيرة بقدر كاف فإنها تحرك الأيونات من أماكنها.

تؤدي قوة التنافر إلى كسر البلورة

تؤدي قوة التنافر بين الأيونات ذات الشحنات المتشابهة إلى كسر البلورة.

س: ما المقصود بالإلكتروليت ؟
ج: المركب الأيوني الذي يوصل محلوله التيار الكهربائي.

الطاقة والروابط الأيونية

✓ **تمتص الطاقة أو تنطلق أثناء التفاعل الكيميائي، وذلك يكون التفاعل إما طارد أو ماص للحرارة.**

س: ما المقصود بكل مما يلي:

1. التفاعل الطارد للحرارة؟

ج: التفاعل الذي يصحبه انطلاق للحرارة.

2. التفاعل الماص للحرارة؟

ج: التفاعل الذي يصحبه امتصاص للحرارة.

علل لما يلي: تكوّن المركبات الأيونية يوصف دائما بأنه طارد للحرارة.

ج: لأنه عندما تتجاذب الأيونات الموجبة والسالبة يتكون نظاما أكثر استقرارا طاقته أقل من طاقة الأيونات المنفردة، وينطلق الفائض من الطاقة في صورة طاقة حرارية.

س: ما المقصود بطاقة البلورة؟

ج: هي الطاقة التي تلزم لفصل 1 mol من المركب الأيوني.

✓ **تعتمد طاقة البلورة على عاملين هما:**

1. **عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة.**
2. **حجم الأيونات.**

ملاحظات حول عوامل طاقة البلورة:

✓ **كلما زاد عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة تزداد قوة الجذب فتلزم طاقة كبيرة للفصل بين الأيونات.**

✓ **كلما صغر حجم الأيونات تزداد قوة التجاذب فتلزم طاقة أكبر للفصل بين الأيونات. (علاقة عكسية)**

✓ **كلما ازدادت طاقة البلورة ارتفعت درجة الانصهار والغليان للمركب الأيوني. (علاقة طردية)**

مثال: حدد من له أعلى طاقة بلورة KF أم KBr؟

ج: نلاحظ **العامل الأول**: وهو عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة ويساوي إلكترون واحد من البوتاسيوم يفقد في المركبين، ولذلك نتجه **للعامل الثاني** ونلاحظ أن البوتاسيوم متواجد في المركبين وحجم أيونه ثابت، وننتقل لملاحظة حجم أيون الفلوريد وأيون البروميد فنلاحظ أن حجم أيون الفلوريد أصغر من حجم أيون البروميد، نستنتج من ذلك أن التجاذب بين أيون الفلوريد والبوتاسيوم أكبر منه في حالة التجاذب بين أيون البروميد والبوتاسيوم، وكلما زاد التجاذب بين الأيونات فتزداد طاقة البلورة، ولهذا KF له أعلى طاقة البلورة.

س: (اختر الإجابة الصحيحة) تتعلق جميع خواص كلوريد الصوديوم NaCl الآتية بقوة روابطه الأيونية ماعدا:

أ. صلابة البلورة ب. ارتفاع درجة الغليان **ج.** ارتفاع درجة الانصهار **د.** انخفاض القابلية للذوبان

س: أي الجزيئات التالية تملك أعلى طاقة بلورة؟

أ. KI **ب.** KF **ج.** KCl **د.** KBr

س: وضح العلاقة بين طاقة البلورة وقوة الرابطة الأيونية في مركب أيوني؟

ج: هناك تناسب طردي بينهما، كلما كانت طاقة البلورة كبيرة يزداد التجاذب بين الأيونات وبذلك تزداد قوة الرابطة الأيونية.

س: علل: يمتلك المركب $MgCl_2$ طاقة بلورة أكبر مما يمتلكها المركب NaCl.

(إن لزم: الأعداد الذرية Na=11 ، Mg=24 ، Cl=17)

ج: بسبب زيادة عدد الشحنات مما يزيد من قوة التجاذب بين الأيونات بالإضافة إلى حجم الأيون الموجب يكون أصغر مما يزيد من قوة التجاذب.

تطبيقات حول الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

س1: علل لما يلي:

1. لا تكوّن الغازات النبيلة روابط كيميائية.

2. لا يتحد البوتاسيوم $_{19}K$ مع النيون $_{10}Ne$ لتكوين مركب.

س2: كلما زاد نشاط الذرة ارتفعت طاقة الوضع لها، فأيهما له طاقة وضع أكبر النيون $_{10}Ne$ أم الفلور $_{9}F$ ؟ ولماذا؟

س3:(أ) وضح بالتوزيع الإلكتروني والشرح كيف يتكون كل أيون للعناصر التالية ليصل للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل:

1. الباريوم $_{56}Ba$:

2. النيتروجين $_{7}N$:

(ب) كيف تكوّن ذرة الحديد $_{26}Fe$ كل من الأيونين التاليين (Fe^{2+} ، Fe^{3+})؟

س4: ما هو مجموع عدد البروتونات والإلكترونات في أيون $^{23}_{11}Na^{+}$ ؟

س5: ما العدد الذري للعنصر X إذا كان التوزيع الإلكتروني للأيون X^{2+} ينتهي بالفلك $4P^3$ ؟

س6: ما العدد الذري للعنصر X إذا كان التوزيع الإلكتروني للأيون X^{2-} ينتهي بالمستوى $3P^6$ ؟

س7:(اختر الإجابة الصحيحة) أي من الأيونات التالية له التوزيع الإلكتروني لأيون الإسكانديوم $_{21}Sc^{3+}$ ؟

أ. $_{24}Cr^{2+}$ **ب.** $_{20}Ca^{2+}$ **ج.** $_{30}Zn^{2+}$ **د.** $_{26}Fe^{3+}$

س8: (اختر الإجابة الصحيحة) عندما تتحد ذرة فلز وذرة لا فلز فإن ذرة اللافلز:

أ. تفقد إلكترونات ويقل حجمها
ب. تفقد إلكترونات ويزداد حجمها
ج. تكتسب إلكترونات ويقل حجمها
د. تكتسب إلكترونات ويزداد حجمها

س9: حدد أمام كل مركب نسبة الأيونات الموجبة للأيونات السالبة:

1. $MgCl_2$ 2. CaO 3. Al_2S_3 4. KCl

س10: (أ) فيم يتشابه العنصر M مع أيونه M^{2-} ؟

(ب) ما العدد الذري لعنصر له نفس التوزيع الإلكتروني لأيون $_{56}M^{2+}$ ؟

س11: وضح كيف تتكون الرابطة الأيونية بين كل من الصوديوم ($_{11}Na$) والنيتروجين ($_{7}N$) لتكوين المركب الأيوني، باستخدام التمثيل النقطي للإلكترونات.

س12: وضح بالرسم تكوين الرابطة الأيونية بين الألمنيوم $_{13}Al$ والفلور $_{9}F$ مستخدما رسم مربعات الأفلاك.

س13: أ. أكمل الجدول التالي المخصص للعنصرين الباريوم $_{56}Ba$ و الكلور $_{17}Cl$:

العنصر	طريقة الترميز	التوزيع الإلكتروني	الفئة	رقم المجموعة	رقم الدورة
$_{56}Ba$	ترميز الغاز النبيل				
$_{17}Cl$	الترميز الالكتروني				

ب. وضح كيف تتكون الرابطة الأيونية بين كل من الكلور والباريوم لتكوين المركب الأيوني، باستخدام التمثيل النقطي للإلكترونات.

س14: وضح كيف تتكون الرابطة الأيونية بين كل من الليثيوم ($_{3}Li$) والكبريت ($_{16}S$) لتكوين المركب الأيوني، باستخدام التمثيل النقطي للإلكترونات.

س15: وضح كيف تتكون الرابطة الأيونية بين كل من البوتاسيوم ($_{19}K$) و الفلور ($_{9}F$) بطريقة النماذج الذرية.

س16: وضح كيف تتكون الرابطة الأيونية بين كل من الصوديوم ($_{11}Na$) و الفلور ($_{9}F$) بطريقة
1. التوزيع الإلكتروني. 2. المعادلة الكيميائية؟

س17: الجدول التالي يبين عدد من الجسيمات، ادرسه جيدا ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

الجسيم	A	B	C	D	E	F	G
عدد البروتونات	3	6	7	8	11	12	17
عدد الإلكترونات	2	6	10	10	10	10	18

1. أي الجسيمات يمثل ذرات متعادلة؟
2. أي الجسيمات يمثل أيونا ثلاثيا سالبا؟
3. عيّن جسيم يرتبط بنسبة 1:1 في مركب محلوله موصل للتيار الكهربي.

س18: أي من المركبات الآتية له أعلى طاقة بلورة ولماذا؟ CaO ، K_2O ، $CsCl$ ، KCl

س19: حدد المركب الأيوني ذي درجة الانصهار العليا: AgCl ، KI ، MgO وفسر إجابتك.

س20: تأمل الجدول الدوري التالي ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

																	R
	M											**B**			*Q*		
Z	*Y*											*D*	*A*	*G*			
					X		*T*			**F**			*K*		**V**		
					E							**U**					

1) **ما عدد إلكترونات التكافؤ للعنصر A؟**

2) **ما الأيون الذي يكوّنه العنصر G؟**

3) **ما رمز العنصر الذي له نفس التوزيع الإلكتروني إلى الأيون B^{4+} ؟**

4) **ما رمز العنصر الذي له 6 إلكترونات منفردة؟**

5) **كيف تتكون الرابطة الأيونية بين Z و A؟ بطريقة تمثيل لويس النقطي**

6) **ما رمز العنصر الأعلى كهروسالبية؟ ولماذا؟**

7) **رتب العناصر Y,Z,M وفقا للزيادة في طاقة التأين الأولى.**

8) **أي من المركبين له طاقة بلورة أعلى ZQ أم ZV؟**

9) **اكتب التوزيع الإلكتروني بدلالة أقرب غاز نبيل للأيون K^{3-} ؟**

10) **اكتب التوزيع الإلكتروني للمدار الأخير للعنصر U .**

الدرس الثاني: صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها

س[1] ما المقصود بكل مما يلي:

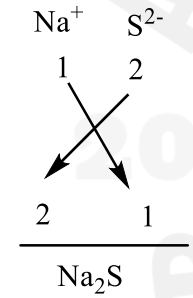
1. **وحدة الصيغة الكيميائية:** أبسط نسبة يمكن أن تمثل الأيونات في المركب الأيوني.
2. **الأيون أحادي الذرة:** أيونات تتكون من ذرة واحدة فقط.
3. **عدد التأكسد:** الشحنة الموجبة أو السالبة التي يحملها أيون أحادي الذرة.
4. **أيونات عديدة الذرة:** أيون يتكون من ذرتين أو أكثر مرتبطتين معا.
5. **الأيون الأكسجيني:** أيون عديد الذرات يتكون غالبا من عنصر لافلزي يرتبط مع ذرة أكثر من الأكسجين.

أولا: صيغ المركبات الأيونية الثنائية وتسميتها.

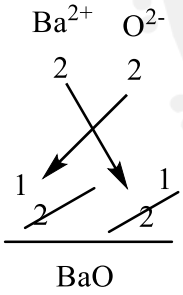
يكتب الأيون الموجب أولا ثم الأيون السالب ويتم تبادل التكافؤات.
يسمى المركب بإضافة (يد) للأيون السالب ثم يكتب اسم الأيون الموجب

أيونات أحادية الذرة		
المجموعة	الذرات التي تكوّن الأيونات	شحنة الأيون
1	H, Li, Na, K, Rb, Cs	+1
2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba	+2
15	N, P, As	−3
16	O, S, Se, Te	−2
17	F, Cl, Br, I	−1

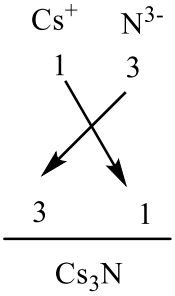
مثال[1]: جد صيغة المركب الأيوني المتكون من الصوديوم والكبريت، ثم أكتب اسمه.
اسم المركب: كبريتيد الصوديوم



مثال[2]: جد صيغة المركب الأيوني المتكون من الباريوم والأكسجين، ثم أكتب اسمه.
اسم المركب: أكسيد الباريوم



مثال[3]: جد صيغة المركب الأيوني المتكون من السيزيوم والنيتروجين، ثم أكتب اسمه.
اسم المركب: نيتريد السيزيوم



ثانيا: صيغ المركبات الأيونية عديدة الذرات.

✓ تسمية المركبات الأيونية عديدة الذرات، يذكر اسم الأيون السالب عديد الذرات دون تغيير ويليه اسم الأيون الموجب.

الأيونات عديدة الذرات			
الاسم	الأيون	الاسم	الأيون
الأمونيوم	NH_4^+	البيرايودات	IO_4^-
النيتريت	NO_2^-	الأسيتات	$C_2H_3O_2^-$
النترات	NO_3^-	الفوسفات ثنائية الهيدروجين	$H_2PO_4^-$
الهيدروكسيد	OH^-	الكربونات	CO_3^{2-}
السيانيد	CN^-	الكبريتيت	SO_3^{2-}
البرمنجنات	MnO_4^-	الكبريتات	SO_4^{2-}
البيكربونات	HCO_3^-	الثيوكبريتات	$S_2O_3^{2-}$
الهيبوكلورايت	ClO^-	البيروكسيد	O_2^{2-}
الكلورايت	ClO_2^-	الكرومات	CrO_4^{2-}
الكلورات	ClO_3^-	ثنائي الكرومات	$Cr_2O_7^{2-}$
البيركلورات	ClO_4^-	الفوسفات الهيدروجينية	HPO_4^{2-}
البرومات	BrO_3^-	الفوسفات	PO_4^{3-}
الأيودات	IO_3^-	الزرنيخات	AsO_4^{3-}

مثال[1]: اذكر اسم المركبات الأيونية التالية:

1. KNO_3
2. $Ca(ClO_4)_2$
3. $LiOH$
4. $Al_2(CO_3)_3$
5. Na_2SO_4
6. $AgC_2H_3O_2$
7. $(NH_4)_2S$
8. $Al(NO_3)_3$
9. $NaIO_4$
10. $Sr(NO_3)_2$
11. $MgSO_4$
12. KNO_3

ج:

1. نترات البوتاسيوم
2. بيركلورات الكالسيوم
3. هيدروكسيد الليثيوم
4. كربونات الألمنيوم
5. كبريتات الصوديوم
6. اسيتات الفضة.
7. كبريتيد الأمونيوم
8. نترات الألمنيوم
9. بيرأيودات الصوديوم
10. نترات الاسترانشيوم
11. كبريتات المغنسيوم
12. نترات البوتاسيوم

مثال[2]: اكتب صيغة المركبات الأيونية التالية:

1. كرومات الفضة
2. فوسفات الكالسيوم
3. بيرايودات البوتاسيوم
4. نيتريد البوتاسيوم
5. كربونات الأمونيوم
6. نيتريد المغنسيوم
7. بيركلورات الصوديوم
8. سيانيد الصوديوم

ج:

1. Ag_2CrO_4
2. $Ca_3(PO_4)_2$
3. KIO_4
4. K_3N
5. $(NH_4)_2CO_3$
6. Mg_3N_2
7. $NaClO_4$
8. $NaCN$

ثالثا: صيغ المركبات الأيونية التي تحتوي على عناصر فلزية لها أكثر من عدد تأكسد.

- ✓ تسمى هذه المركبات بالطريقة المتبعة عند تسمية المركبات الأيونية الثنائية ولكن الأيون الموجب (الفلز) يحدد عدد تأكسده ويكتب بعد اسمه بالرقم الروماني بين قوسين.
- ✓ غالبا هذه الفلزات تعتبر فلزات انتقالية وفلزات المجموعتين 13 & 14.
- ✓ لا تنطبق هذه القاعدة على فلزات المجموعتين 1 & 2 إذ أن لها تكافؤ واحد فقط.

أيونات فلزية أحادية الذرة	
الأيونات الشائعة	المجموعة
Sc^{3+}, Y^{3+}, La^{3+}	3
Ti^{2+}, Ti^{3+}	4
V^{2+}, V^{3+}	5
Cr^{2+}, Cr^{3+}	6
Mn^{2+}, Mn^{3+}, Tc^{2+}	7
Fe^{2+}, Fe^{3+}	8
Co^{2+}, Co^{3+}	9
Ni^{2+}, Pd^{2+}, Pt^{2+}, Pt^{4+}	10
Cu^{+}, Cu^{2+}, Ag^{+}, Au^{+}, Au^{3+}	11
Zn^{2+}, Cd^{2+}, Hg^{2+}	12
Al^{3+}, Ga^{2+}, Ga^{3+}, In^{+}, In^{2+}, In^{3+}, Tl^{+}, Tl^{3+}	13
Sn^{2+}, Sn^{4+}, Pb^{2+}, Pb^{4+}	14

ملاحظة هامة: يمكن استنتاج عدد تأكسد الفلز من خلال معرفة شحنة الأيون السالب.

مثال[1]: اكتب أسماء المركبات الأيونية التالية:

1. $FeCl_3$: نعلم أن الحديد فلز انتقالي وله أكثر من عدد تأكسد، والكلور شحنته -1، إذا الحديد عدد تأكسده +3
الاسم: كلوريد الحديد (III).
2. $Cu(NO_3)_2$: النترات شحنتها -1، فيكون النحاس عدد تأكسده +2
الاسم: نترات النحاس (II).
3. Ag_2S : كبريتيد الفضة.
4. $Pb(CH_3COO)_2$: اسيتات الرصاص.

مثال [2]: أكتب الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني:

1. كبريتات الحديد (II): $FeSO_4$ (II)
2. كبريتات الحديد (III): $Fe_2(SO_4)_3$
3. كبريتات النحاس(II): $CuSO_4$
4. زرنيخات الرصاص: $Pb_3(AsO_4)$

تطبيقات حول صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها

س1: في مسابقة الكيمياء توجب على فاطمة أن تضع علامة (√) أمام التسمية أو الصيغة الصحيحة للمركبات الأيونية أو علامة (×) أمام التسمية أو الصيغة الخاطئة وذلك من خلال الأيونات الموجودة في المربع التالي:

Al^{3+}	CrO_4^{2-}	S^{2-}	OH^-	Fe^{3+}	HCO_3^-
K^+	Ba^{2+}	NH_4^+	Cu^+	N^{3-}	Cl^-

1. ( ) بيكربونات البوتاسيوم . 2. ( ) Al_2S_3 3. ( ) كلوريد الحديد II 4. ( ) كلوريد الأمونيوم.
5. ( ) $Al_2(CrO_4)_3$ 6. ( ) $Fe(OH)_3$ 7. ( ) $K(HCO_3)_2$ 8. ( ) كلوريد الباريوم.
9. ( ) كبريتيد الأمونيوم 10. ( ) CuS 11. ( ) نيتريد الألمنيوم III 12. ( ) $Ba(OH)_2$

س2: أكمل الجدول التالي:

	رمز الأيون الموجب	رمز الأيون السالب	الصيغة الكيميائية للمركب	اسم المركب
.1		CO_3^{2-}		كربونات المنجنيز II
.2	NH_4^+		NH_4ClO_4	
.3			$NaC_2H_3O_2$	
.4				يوديد الكالسيوم

س3: سم المركبات الآتية:

$NaClO$	Na_2SO_3	$LiIO_3$	$NaMnO_4$
$Ca_3(PO_4)_3$	$K_2Cr_2O_7$	Cu_2S	CrF_3
CoO	NH_4I	$NaNO_2$	$Cr_2(SO_4)_3$
$Cu_3(PO_4)_2$	Cu_2SO_4	$Fe(OH)_2$	$PbBr_2$

س4: أكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية:

فلوريد الليثيوم	فوسفات الألمنيوم	نترات الخارصين	كربونات الكالسيوم
أكسيد الحديد III	أكسيد الأمونيوم	نترات النحاس II	كرومات الألمنيوم
برومات البوتاسيوم	فوسفات الأمونيوم	ثيوكبريتات المغنسيوم	اسيتات الكالسيوم

إعداد أ. باسل السابودي

س5: اكتب صيغة المركب الأيوني المكون من أيونات عنصر من عناصر المجموعة 2 مع الأيون العديد الذرات المكون من الكربون والأكسجين فقط؟

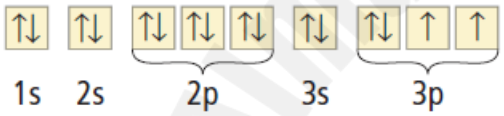
س6: ما الرقم السفلي المصغر الذي ستستعمله في كتابة صيغ المركبات الأيونية في الحلات الآتية:

فلز قلوي وهالوجين	**فلز قلوي ولا فلز من المجموعة 16**
فلز قلوي أرضي وهالوجين	**فلز قلوي أرضي ولا فلز من المجموعة 16**

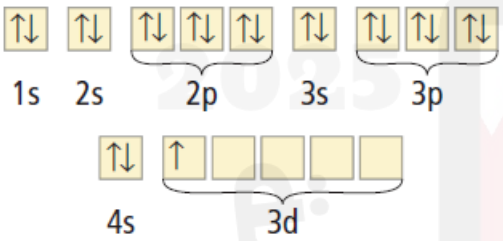
س7: فسّر لماذا لا يكون ناتج تفاعل الباريوم $_{56}Ba$ مع اليود $_{53}I$ هو BaI؟

س8: اشرح ماذا يعني اسم أكسيد الإسكانديومIII بلغة الإلكترونات المفقودة والمكتسبة، اكتب الصيغة الكيميائية الصحيحة له؟

س9: يوضح الشكل التالي رسم مربعات أفلاك الكبريت. اشرح كيف يكوّن الكبريت أيونه؟



س10: اشرح تكوين أيون الإسكانديوم Sc^{3+} اعتمادا على رسم مربعات الأفلاك الموضح بالشكل التالي:



س11: عند تكوين مركبات من الأيونات التالية (K^+ ، NO_3^- ، CrO_4^{2-} ، Al^{3+} ، Fe^{3+}) فأي مما يلي يعدُّ صحيحاً ؟

A	K_2CrO_4
B	االنترات الحديد
C	$Al(NO_3)_3$
D	كرومات الألومنيوم

أ. (B) ب. (A) و (C) و(D) ج. (C) و (D) د. (A) و (B)

الدرس الثالث: الروابط الفلزية وخواص الفلزات

الروابط الفلزية

س[1]: ما المقصود بكل مما يلي:

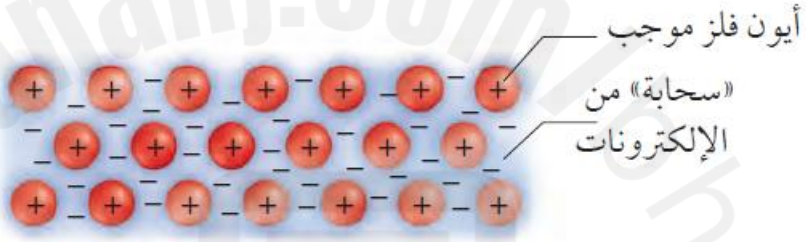
1. **نموذج السحابة الإلكترونية:** يقترح هذا النموذج أن جميع الذرات في الفلز الصلب تتشارك بإلكترونات التكافؤ مكونة سحابة من الإلكترونات والتي تفسر الخواص الفلزية لهذه الذرات.
2. **الإلكترونات الحرة:** الإلكترونات التي تكوّن الرابطة الفلزية، وتكون حرة الحركة من ذرة لذرة أخرى في الفلز، ولا تكون منجذبة نحو ذرة بعينها.
3. **الرابطة الفلزية:** هي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات الحرة في الشبكة الفلزية.

ملاحظة:

- ✓ **تشترك الفلزات مع المركبات الأيونية في عدة خواص، فالروابط في الفلزات والمركبات الأيونية تعتمد على التجاذب بين الجسيمات ذات الشحنات المختلفة.**

س[2]: كيف ترتبط ذرات الفلز بعضها مع بعض في الشبكة البلورية؟

ج: ترتبط أيونات الفلز مع بعضها البعض بواسطة سحابة إلكترونات التكافؤ.



س[3]: ما هي الخواص الفيزيائية للفلزات؟

ج:

1. درجة الغيان والانصهار لها عالية. 2. لها قابلية الطرق والسحب. 3. توصل الحرارة والكهرباء.
4. لها بريق ولمعان. 5. تتميز بالصلابة والقوة.

ملاحظات:

- ✓ **الزئبق Hg فلز سائل عند درجة حرارة الغرفة لذا يستخدم في مقاييس درجات الحرارة وأجهزة قياس الضغط.**
- ✓ **درجة انصهار التنجستن w تساوي 3422 C ولذلك يصنع منه فتيل المصباح الكهربائي وبعض أجزاء السفن.**

علل لما يلي:

1. درجة غليان الفلزات مرتفعة.

ج: لأنه يجب فصل الذرات عن مجموعة الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة مما يتطلب طاقة كبيرة.

2. درجة انصهار الفلزات ليست مرتفعة كدرجة الغليان.

ج: لأن الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة ليست بحاجة إلى طاقة كبيرة جدا لجعلها تتحرك فوق بعضها البعض.

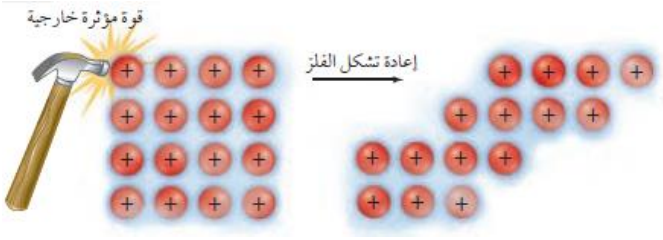
3. الفلزات توصل الكهرباء والحرارة.

ج: لأن الإلكترونات الحرة الحركة تنقل الحرارة من مكان لآخر.

- **الفلزات تنقل التيار الكهربائي لأن الإلكترونات الحرة تتحرك بسهولة بوصفها جزءا من التيار الكهربي عند حدوث فرق جهد عبر الفلز.**

4. الفلزات قابلة للطرق والسحب. (يمكن تحويل الفلزات إلى صفائح وأسلاك)

ج: لأن القوة الخارجية تؤدي إلى جعل الأيونات تتحرك عبر الإلكترونات الحرة مما يجعل الفلز قابلا للطرق والسحب.



5. الفلزات لها بريق ولمعان.

ج: لأن الإلكترونات الحرة تتفاعل مع الضوء من خلال امتصاصه وإطلاق الفوتونات مما ينتج عنه البريق واللمعان.

6. تتميز الفلزات الانتقالية بالصلابة والقوة.

ج: بسبب توفر الإلكترونات في الفلك S والفلك d، حيث كلما زادت عدد الإلكترونات الحرة ازدادت الصلابة والقوة.

7. الفلزات القلوية لينة.

ج: لأن لها إلكترون تكافؤ واحد في الفلك S.

السبائك الفلزية

س: ما المقصود بالسبيكة؟

ج: خليط من العناصر ذات الخواص الفلزية الفريدة.

ملاحظات:

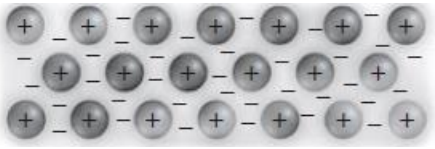
- ✓ تختلف خواص السبائك قليلا عن خواص عناصرها المكونة لها، الفولاذ عبارة عن حديد مخلوط بعنصر واحد على الأقل، وتبقى بعض خواص الحديد موجودة ولكن للفولاذ خواص إضافية مثل زيادة القوة.
- ✓ تختلف خواص بعض السبائك بسبب اختلاف طرائق تصنيعها، وفي حالة بعض الفلزات تنتج بعض الخواص المختلفة اعتمادا على طريقة التسخين والتبريد.

س: لماذا تصنع السبائك المعدنية؟

ج: للسبائك خواص مختلفة عن الفلزات النقية المكونة لها، وبعض السبائك أكثر قسوة وصلابة من الفلز النقي.

السبائك التجارية		
الاسم الشائع	التركيب	الاستعمالات
النيكو	50% Fe, 20% Al, 20% Ni, 10% Co	المغناطيسات
البراس (النحاس الأصفر)	67–90% Cu, 10–33% Zn	السباكة، والأدوات العامة، والإضاءة
البرونز (النحاس الأحمر)	70–95% Cu, 1–25% Zn, 1–18% Sn	الأجراس، والميداليات
الحديد الصب	96–97% Fe, 3–4% C	القوالب
الذهب – عيار 10 قراريط	42% Au, 12–20% Ag, 37.46% Cu	المجوهرات (الحلي الذهبية)
حبيبات الرصاص	99.8% Pb, 0.2% As	حبيبات الطلقات النارية
البيوتر	70–95% Sn, 5–15% Sb, 0–15% Pb	أدوات المائدة
الفولاذ	73–79% Fe, 14–18% Cr, 7–9% Ni	المغاسل، والأدوات
فضة النقود	92.5% Ag, 7.5% Cu	أدوات المائدة، والحلي

تطبيقات حول الروابط الفلزية وخواص الفلزات



س[1]: استعن بالشكل الآتي للإجابة عن السؤال الذي يليه:

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

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

س[2]: لماذا يستخدم الذهب في صناعة الحلي والموصلات الكهربائية في الأجهزة الإلكترونية؟

س[3]: يتغير شكل الصوديوم عند التأثير فيه بقوة خارجية، في حين يتفتت كلوريد الصوديوم عند طرقه بالقوة نفسها. لم هذا الاختلاف في سلوك هاتين المادتين الصلبتين؟

س[4]: كيف تتشابه الرابطة الفلزية والرابطة الأيونية؟

س[5]: لماذا الألمنيوم $_{13}Al$ أكثر صلابة ودرجة انصهاره أعلى من الصوديوم $_{11}Na$ بالرغم من كونهما فلزان؟

س[6]: تبلغ درجة انصهار$_4Be$ 1287C° في حين تبلغ درجة انصهار $_3Li$ 180C° اشرح سبب هذا الاختلاف الكبير في درجة الانصهار؟

س[7]: تبلغ درجة غليان التيتانيوم $_{22}Ti$ 3297C° في حين تبلغ درجة حرارة غليان النحاس $_{29}Cu$ 2570C°
اشرح سبب الاختلاف في درجة غليان هذين الفلزين؟

س[8]: لماذا يعد اصطلاح الإلكترونات الحرة مناسبا لوصف إلكترونات الرابطة الفلزية؟

س[9]: لماذا لا تكون بعض العناصر ومنها اليود والكبريت روابط فلزية؟

س[10]: لماذا يعد عنصر الفضة $_{47}Ag$ موصلا جيدا للكهرباء؟

س[11]: من له أعلى درجة انصهار الفضة $_{47}Ag$ أم النحاس $_{29}Cu$ ؟ ولماذا؟

س[12]: حدد الخاصية التي لا تنطبق على الفلزات الانتقالية من بين الخاصيات التالية:

أ. قابلية الطرق والسحب **ب. موصلة جيدة للكهرباء**
ج. كثافتها مرتفعة **د. درجة انصهارها منخفضة**

الدرس الأول (a 1-4) : الروابط التساهمية الأحادية ، الرابطة سيجما (σ)

س1: ما المقصود بالرابطة التساهمية؟

وما عدد إلكترونات التكافؤ لكل من:

1. ${}_{16}S$ (.....) 2. ${}_{15}P$ (.....) 3. ${}_{52}Te$ (.....) 4. ${}_{53}I$ (.....)

س2: كيف تتكون الرابطة التساهمية؟

س3: كيف يرتبط استقرار الرابطة مع القوى التي تؤثر في الذرات؟

س4: ارسم تركيب لويس لكل جزيء مما يأتي:(العدد الذري $H=1$ ، $C=6$ ، $Se=34$ ، $I=53$ ، $P=15$ ، $F=9$ ، $Si=14$)

1. HI :

2. H_2Se :

3. CF_4 :

4. PH_3 :

س5: ما المقصود بكل مما يلي:

1. **الجزيء:**
2. **رابطة سيجما:**

س6: كوّن قائمة بالأفلاك التي تكون رابطة سيجما في المركب التساهمي؟

س7: ماهي الأفلاك التي تكون رابطة سيجما في جزيء الميثان CH_4 ؟

س8: كم رابطة سيجما توجد في المركب CH_3NH_2 ؟

الدرس (4-1 b): الرابطة التساهمية المتعددة ، الرابطة باي (π)

س1: ما المقصود بالرابطة باي (π)؟

س2: كيف تتكون الرابطة باي (π)؟ موضحا بالرسم الرابطة باي في جزيء الأكسجين O_2 ؟

س2: كم رابطة باي (π) توجد في المركب $H-C\equiv C-H$ ؟

س3: ارسم تركيب لويس لكل جزيء مما يأتي، مع تحديد عدد الأزواج غير المشتركة على كل ذرة؟

1. O_2 **2. N_2**

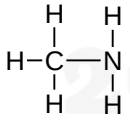
الدرس (4-1 c): قوة الرابطة التساهمية

س1: قارن بالتعريف بين التفاعل الطارد للحرارة والتفاعل الماص للحرارة؟

س2: ما المقصود بكل مما يلي:

1. **طول الرابطة:**
2. **طاقة تفكك الرابطة:**

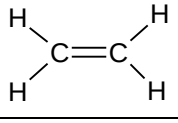
س3: لاحظ المركبين التاليين ثم أجب عن السؤال التالي:



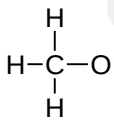
، $C\equiv N^-$

أي رابطة من الروابط بين الكربون والنيتروجين الآتية أقصر؟ وأيها أقوى؟ ولماذا؟

س3: لاحظ المركبين المجاورين ثم أجب عن الأسئلة التالية:

المركب الأول	المركب الثاني
$H-C\equiv C-H$	

1. **توقع الطاقة النسبية لتفكك الرابطة التساهمية لكل نوع من أنواع الروابط التساهمية في كل مركب؟**
2. **إذا علمت أن طاقة التفكك للرابطة $C\equiv C, C=C, C-H$ على الترتيب تساوي (416 ، 614 ،839) كيلوجول/مول . ما قيمة الطاقة التي نحتاجها لتفكيك كل مركب؟**

س4: إذا كان لديك الجزيئات الآتية ($O=C=O$ ، $C\equiv O$ ، )

1. **أي الجزيئات تكون الرابطة بين الكربون والأكسجين هي الأضعف؟**
2. **أي الجزيئات تكون فيها الرابطة أقوى؟**
3. **ما عدد روابط π في جزيء CO_2؟**

الدرس (a 2-4): تسمية الجزيئات (تسمية المركبات الجزيئية ثنائية الذرات)

س1: سمّ الجزيئات الآتية:

SeO_3	Cl_2O_7	SBr_2	PCl_5
N_2O_4	S_2F_4	NF_3	CO
ClF_3	SO_3	PH_3	SiO_2
S_2O_3	N_2F_4	P_4O_6	H_2O

س2: أكتب صيغ الجزيئات الآتية:

سداسي فلوريد الكبريت	**عشاري فلوريد ثنائي الكبريت**	**أول أكسيد الكلور**
رباعي كلوريد الكربون	**ثلاثي أكسيد ثنائي الفوسفور**	**ثاني كبريتيد الكربون**
ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخ	**ثاني أكسيد السيلينيوم**	**رباعي يوديد السيليكون**

س3: أكتب الاسم العلمي لكل من المركبات التالية:

الأمونيا	**أكسيد النيتريك**	**الهيدرازين**

الدرس (b 2-4): تسمية الأحماض (الأحماض الثنائية – الأحماض الأكسجينية)

س1: سمّ كلا من الأحماض الآتية:

HNO_2	H_2SO_3	$HClO_2$	H_2S
HF	H_3PO_4	H_2Se	$HBrO_3$
HCN	$HClO$	H_2CO_3	HIO_4

س2: أكتب الصيغة الجزيئية لكل من الأحماض الآتية:

حمض الكلوريك	**حمض النيتريك**	**حمض الكبريتيك**	**حمض الهيدروكلوريك**
حمض الأسيتيك	**حمض بيركلوريك**	**حمض اليوديك**	**حمض الهيدروبروميك**
حمض البروموز	**حمض الهيدرويوديك**	**حمض الزرنيخيك**	**حمض الثيوكبريتيك**

س3: اكتب تعريفا مناسبا لكل من الحمض الثنائي والحمض الأكسجيني؟ موضحا الصيغة العامة لكل منهما؟

الدرس (a 3-4): التراكيب الجزيئية (الصيغ البنائية – تراكيب لويس)

استخدم برنامج QR code لمشاهدة الجدول الدوري وإيجاد الأعداد الذرية للعناصر ⟸ http://tiny.cc/vfufyy
(الأعداد الذرية معطاة لك في الامتحان)

خطوات رسم تراكيب لويس
https://goo.gl/oFBVB4

س1: ما المقصود بكل مما يلي:

1. الصيغة البنائية
2. الصيغة الجزيئية؟

س2: (أ) أكمل الجدول التالي:

المركب	الصيغة الجزيئية	الصيغة البنائية
ثلاثي فلوريد النيتروجين	NF_3	

(ب) لماذا وضعت ذرة النيتروجين في المركز للجزيء NF_3؟

س3: غاز الفوسجين عديم اللون أكثر سمية من غاز الكلور بتسع مرات وصيغته الكيميائية $COCl_2$ فإذا علمت أن الأعداد الذرية (Cl=17 ، O=8 ، C=6) أجب عن الأسئلة التالية:

1) حدد الذرة المركزية:
2) احسب العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ:
3) احسب العدد الكلي لأزواج الترابط:
4) احسب عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة:
5) ارسم شكل لويس:

س4: ارسم تركيب لويس لكل من الجزيئات التالية:

PH_3	SiF_4	AlH_3	CS_2
C_2H_2	BeH_2	H_2S	CO_2
C_2H_6	$COCl_2$	CH_4	SeO_3

س5: ارسم تركيب لويس لكل من الأيونات التالية:

ClO_4^-	NH_4^+	CN^-
NO_3^-	BF_4^-	PO_4^{3-}

الدرس (4-3 b): التراكيب الجزيئية (أشكال الرنين)

س1: ما المقصود بالرنين؟

وهل يمكن رسمها لمركب ثنائي يحتوي على روابط سيجما فقط؟

س2: ارسم ثلاثة أشكال رنين لكل من الأيونات التالية:

1. CO_3^{2-}

2. SO_3^{2-}

3. NO_3^-

س3: ارسم شكلي رنين لكل من الأيونات والجزيئات التالية:

1. HCO_2^-

2. NO_2^-

3. SO_2

4. O_3

5. HCO_3^-

6. N_2O

س4: ما هو تركيب لويس الصحيح (الحقيقي) إلى O_3 ؟

الدرس (C 3-4): التراكيب الجزيئية (استثناءات قاعدة الثمانية)

س1: ما المقصود بكل مما يلي:

1. الرابطة التساهمية التناسقية.

2. قاعدة الثمانية الممتدة.

س2: ما هي الأسباب الثلاثة (الحالات) التي تجعل الجزيء لا ينتمي للجزيئات التي تحقق قاعدة الثمانية؟

ج:

.1

.2

.3

س3: وضح بتركيب لويس تكوين الرابطة التناسقية بين جزيئي BH_3 و NH_3 ؟

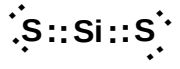
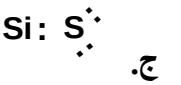
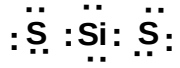
س4: أي العناصر الآتية يكوّن جزيئا تمثل إحدى ذراته قاعدة الثمانية الممتدة؟ وضح إجابتك

1. $_5B$ **2.** $_6C$ **3.** $_{15}P$ **4.** $_8O$ **5.** $_{34}Se$

س5: أي مما يلي لا يحقق قاعدة الثمانية؟

1. SO_4^{2-} 2. BCl_3 3. Cl_2 4. H_2S

س6: أي مما يلي يمثل تركيب لويس إلى ثنائي كبريتيد السيليكون؟

أ. :S::Si::S: ب.  ج.  د. 

س7: ما هو تركيب لويس الى $POCl_3$ ؟

س8: ارسم تركيب لويس لكل من الأيونات والجزيئات التالية مع كتابة رقم القاعدة التي ينتمي إليها بين القوسين:

(1) ينتمي الى الكترونات تكافؤ فردي

(2) ينتمي لقاعدة الثمانية الممتدة

(3) ينتمي الى الاستقرار بأقل من ثمانية إلكترونات

ClF_3 ( )	NO ( )	AsF_6^- ( )	SF_6 ( )
BH_3 ( )	ClO_2 ( )	NO_2 ( )	XeF_4 ( )

س9: ما هو الجزيء الذي يتبع قاعدة الثمانية الممتدة؟

أ. PCl_5 ب. HCl ج. H_2O د. PCl_3

الدرس (4-4 a): التراكيب الجزيئية (أشكال الجزيئات – نموذج VSEPR)

استخدم برنامج QR code لمشاهدة الأشكال الفراغية للجزيئات ⇐ https://goo.gl/LmE5

س1: ما المقصود بكل مما يلي:

1. نموذج VSEPR
2. زاوية الرابطة
3. التهجين
4. الأفلاك المهجنة

س2: كيف يؤثر وجود زوج إلكترونات غير مترابط في المسافات بين أفلاك الروابط المشتركة؟

س3: قارن بين حجم الفلك الذي يحتوي على زوج إلكترون مشتركا وآخر يحتوي زوج إلكترونات غير مرتبط؟

س4: عندما يكون تهجين الذرة المركزية لمركب ما SP^3 ، ما عدد ونوع الأفلاك التي تكوّن هذا النوع من التهجين ، وكم عدد الأفلاك المهجنة الناتجة؟

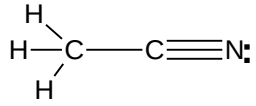
س5: أكمل الجدول التالي، من خلال تعريف التهجين المتوقع للذرة المركزية.

الصيغة الجزيئية	نوع التهجين	تراكيب لويس
XeF_4		
HOF		
SCl_2		

س6: علل:

1. **تكون قيمة زاوية الرابطة بين الأفلاك المهجنة في جزيء الماء 104° بينما في جزيء النشادر 107.3°؟**
2. **باعتماد التهجين SP^3 للذرة (O) ، فإنه من المتوقع أن تكون الزاوية $H-O-H$ في الجزيء H_2O تساوي 109.5° لكنها في الواقع 104.5° ؟**
3. **حسب نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR شكل الجزيء $BeCl_2$ خطي أماّ شكل جزيء H_2O منحني بالرغم من إن كلتا الذرتين تكونّان نفس العدد من الروابط التساهمية (الأعداد الذرية Be:4 و O:8)**

س[7]: الصيغة البنائية لمركب أسيتونيتريل CH_3CN هي:



حدد نوع التهجين الموجود في كل ذرة من ذرات الكربون. فسّر إجابتك.

س[8]: ارسم شكل لويس لكل من الجزيئات والأيونات ثم حدد شكل الجزيء أو الأيون ومقدار زاوية الرابطة في الأفلاك المهجنة؟

CH_2O	OCl_2	NH_4^+
NCl_3	BeF_2	PF_5
CS_2	CCl_2F_2	$AlCl_3$
PH_3	H_2Se	H_2O
CH_4	COS	SF_6
BF_3	OF_2	$NbBr_5$

س[9]: ما نوع التهجين في الذرة المركزية لكل من: HOF ، NH_2Cl ، PF_5 و KrF_2 ؟

س[10]: من خصائص الأفلاك المهجنة SP

أ. عددها ثلاثة ب. عددها اثنان ج. خطية الاتجاه د. (ب ، ج) معا

الدرس (a 5-4): (الميل الإلكتروني- الكهروسالبية- الروابط التساهمية القطبية)

س1: اكتب تعريفا لكل مما يلي:

1. **الميل الإلكتروني:**

2. **الكهروسالبية:**

3. **رابطة تساهمية غير قطبية (نقية):**

4. **رابطة تساهمية قطبية:**

س2: علل لما يلي:

1. **ينحني مجرى الماء البطيء من الصنبور عندما يقترب منه بالون مشحون بالكهرباء الساكنة.**

2. **لا يمكن إزالة بقعة الزيت عن الأقمشة باستخدام الماء فقط.**

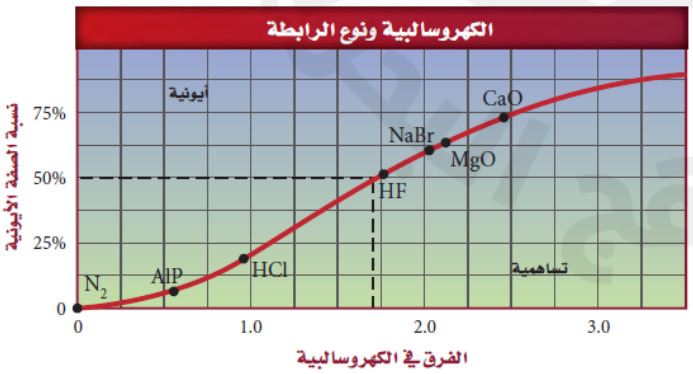
3. **يعد CF_4 جزيئا غير قطبي مع انه يحتوي على روابط قطبية.**

4. **تأثر الجزيئات القطبية بالمجال الكهربائي والانتظام داخله.**

س3: قارن بين أماكن إلكترونات الترابط في الرابطة التساهمية القطبية والرابطة التساهمية غير القطبية؟

س4: ما الفرق بين الجزيء القطبي والجزيء غير القطبي؟

س5: لاحظ الشكل المجاور ثم حدد نسبة الصفة الأيونية لمركب HCl؟



س6: استخدم قيم الكهروسالبية في الجدول الدوري للإجابة عن الأسئلة التالية:

قيم الكهروسالبية لمجموعة من عناصر الجدول الدوري

1 H 2.20																
3 Li 0.98	4 Be 1.57											5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98
11 Na 0.93	12 Mg 1.31											13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16
19 K 0.82	20 Ca 1.00	21 Sc 1.36	22 Ti 1.54	23 V 1.63	24 Cr 1.66	25 Mn 1.55	26 Fe 1.83	27 Co 1.88	28 Ni 1.91	29 Cu 1.90	30 Zn 1.65	31 Ga 1.81	32 Ge 2.01	33 As 2.18	34 Se 2.55	35 Br 2.96
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95	39 Y 1.22	40 Zr 1.33	41 Nb 1.6	42 Mo 2.16	43 Tc 2.10	44 Ru 2.2	45 Rh 2.28	46 Pd 2.20	47 Ag 1.93	48 Cd 1.69	49 In 1.78	50 Sn 1.96	51 Sb 2.05	52 Te 2.1	53 I 2.66
55 Cs 0.79	56 Ba 0.89	57 La 1.10	72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 1.7	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.2	78 Pt 2.2	79 Au 2.4	80 Hg 1.9	81 Tl 1.8	82 Pb 1.8	83 Bi 1.9	84 Po 2.0	85 At 2.2
87 Fr 0.7	88 Ra 0.9	89 Ac 1.1														

فلز
شبه فلز
لافلز

فرق الكهروسالبية ونوع الرابطة

فرق الكهروسالبية	نوع الرابطة
>1.7	أيونية غالبًا
$0.4-1.7$	تساهمية قطبية
<0.4	تساهمية غالبًا
0	تساهمية غير قطبية

a. حدد نوع الرابطة:

$C-O$ .....

$P-H$ .....

$C-Br$ .....

b. بين الرابطة الأكثر قطبية فيما يلي موضحا السبب: $C-F$ و $C-N$ ؟

.....

.....

C. توقع أي الروابط الآتية أكثر قطبية:

1. $C-H$ 2. $C-O$ 3. $C-N$ 4. $C-Cl$

d. رتب الروابط الآتية تصاعديا حسب زيادة القطبية:

1. $C-H$ 2. $N-H$ 3. $Si-H$ 4. $O-H$ 5. $Cl-H$

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

1. $C-O$ 2. $N-F$ 3. $Si-H$ 4. $C-S$ 5. $O-F$

س7: بيّن ما إذا كانت الجزيئات أو الأيونات الآتية قطبية وفسّر إجابتك:

BF_3	CF_4	H_2S	CS_2
CH_3Cl	H_3O^+	PCl_5	SCl_2
SF_6	AsH_3	ClF	NCl_3

س8: ما هو المركب القطبي من بين المركبات التالية:

أ. CH_4 ب. CO_2 ج. SF_6 د. NH_3

س9: للجزيء ثلاثي فلوريد النيتروجين الصيغة NF_3 :

1) **ارسم تركيب لويس للجزيء NF_3 (الأعداد الذرية N=7 ، F=9)**

2) **ما هو شكل هذا الجزيء؟**

3) **ما هي قيمة زاوية الرابطة؟**

4) **ما نوع التهجين؟**

5) **هل الجزيء قطبي أو غير قطبي؟ ولماذا؟**

الدرس (4-5 b):(خواص المركبات التساهمية – المواد الصلبة التساهمية الشبكية)

س1: اكتب تعريفا لكل مما يلي:

1. قوى التشتت:

2. قوى ثنائية القطب – ثنائية القطب:

3. المواد الصلبة التساهمية الشبكية:

4. الرابطة الهيدروجينية:

س2: عدد ثلاثا من خواص المركبات التساهمية في الحالة الصلبة؟

(1

(2

(3

س3: أذكر الخواص العامة الرئيسة للمواد الصلبة التساهمية الشبكية؟

(1

(2

(3

س4: علل لما يلي:

1. الملح لا ينصهر بينما السكر ينصهر عند درجات حرارة منخفضة.

2. يمتلك الألماس درجة انصهار عالية جدا.

س5: أكمل الجدول التالي:

الصلب	وصف الرابطة	خواص الصلب	مثال
أيوني			
جزيئي تساهمي			
فلزي			
تساهمي شبكي			

أسئلة منوعة

س1: أكمل الجدول التالي:

نوع الرابطة	عدد الإلكترونات المترابطة	الذرات التي تكوّن الرابطة
التساهمية الأحادية		
التساهمية الثنائية		
التساهمية الثلاثية		

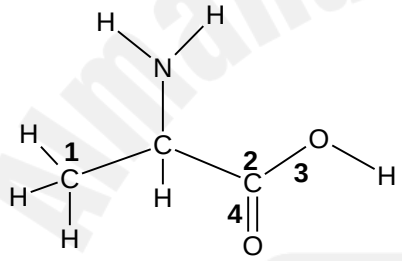
س2: أي الغازات الثنائية الذرات فيما يأتي له أقصر رابطة بين ذرتيه؟

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

س3: أي المركبات الآتية ليس له شكل الجزيء المنحني؟

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

س4: تأمل الصيغة البنائية التالية ثم أجب عن الأسئلة التالية:

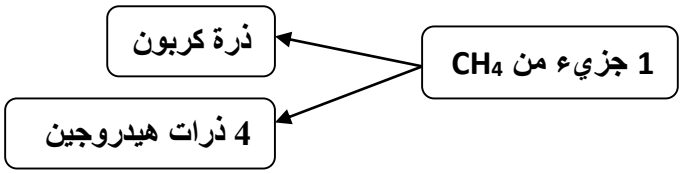


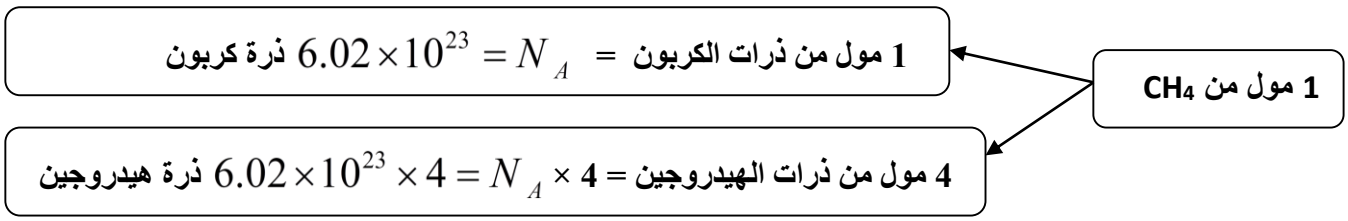
1. **ما هو تهجين ذرة الكربون رقم 1؟**
2. **ما هو تهجين ذرة كربون رقم 2؟**
3. **أي من الرابطتين رقم 3 ورقم 4 بين ذرتي الكربون والأكسجين أقصر؟ ولماذا؟**
4. **ما عدد روابط سيجما في الجزيء؟**
5. **ما عدد روابط باي في الجزيء؟**

إعداد أ. باسل السابودي

الدرس (1-5) : مولات المركبات

الإجابات النهائية للمسائل الرقمية للوحدة الخامسة
http://tiny.cc/crsfyy





القوانين المستخدمة

1. عدد المولات = $\dfrac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}}$

عدد أفوجادرو $N_A = 6.02 \times 10^{23}$

2. عدد المولات = $\dfrac{\text{عدد الجسيمات}}{\text{عدد أفوجادرو} \times z}$

z
عدد ذرات عنصر ما أو ايونات في مركب، أو عدد وحدات صيغة كيميائية، أو عدد الجزيئات.

3. $\dfrac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \dfrac{\text{عدد الجسيمات}}{\text{عدد أفوجادرو} \times z}$

س[1]: ما المقصود بكل مما يلي:

1. الصيغة الكيميائية:
2. المول:
3. الكتلة المولية:

س[2]: لماذا يمكن استعمال الكتلة المولية بوصفها معامل تحويل؟

س[3]: (أ) كم عدد مولات ذرات كل عنصر في 2.5 مول من $C_{12}H_{22}O_{11}$ ؟

(ب) كم عدد مولات ذرات الأكسجين في 5 من P_2O_5 ؟

س[4]: أي المركبات يحتوي عددا أكبر من مولات الكربون في المركبات التالية: $C_6H_8O_6$ ، $C_3H_8O_3$ ، $C_8H_8O_3$ ؟ فسّر اجابتك؟

س5: احسب عدد مولات كل من أيونات الكبريتات وأيونات الحديد في 4 مول من $Fe_2(SO_4)_3$ ؟

ملاحظة هامة: ارجع للجدول الدوري لاستخدام الكتل الذرية للعناصر لإجابة الأسئلة من س6 إلى س19 إن لزم)

س6: صنف المركبات التالية إلى أيونية أو جزيئية ثم احسب الكتلة المولية لها:

1. $(NH_4)_3PO_4$:
2. Na_2SO_3 :
3. $KC_2H_3O_2$:
4. $C_{12}H_{22}O_{11}$:

س7: ما كتلة $2.5\times10^2 mol$ من $Ca(OH)_2$ ؟

س8: ما كتلة $2.55mol$ من $KMnO_4$ ؟

س9: ما عدد مولات $25.4mg$ من $PbCl_4$ ؟

س10: ما عدد مولات $2.5Kg$ من Fe_2O_3 ؟

س11: ما عدد مولات CH_3OH في $100g$ منه؟

س12: احسب عدد مولات Ca^{2+} الموجودة في $100mg$ من $CaCO_3$؟

س13: احسب عدد الجزيئات في $47g$ من CH_3OH ؟

س14: كم مولا من الحديد يمكن استخراجه من $100Kg$ من Fe_3O_4 ؟

س15: ما كتلة كلوريد الصوديوم التي تحتوي على 4.59×10^{24} وحدة صيغة كيميائية؟

س16: عينة من كبريتيت الصوديوم Na_2SO_3 كتلتها $2.25g$ احسب:

1. **عدد أيونات Na^+ :**
2. **عدد أيونات SO_3^{2-} :**
3. **الكتلة بالجرامات لوحدة صيغة كيميائية واحدة من Na_2SO_3 في العينة:**

س17: يستعمل الإيثانول C_2H_5OH مصدرا للوقود، ويخلط حاليا مع الجازولين، إذا كان لديك عينة من الإيثانول كتلتها $45.1g$ فاحسب:

1. **عدد ذرات الكربون الموجودة فيها:**
2. **عدد ذرات الهيدروجين الموجودة فيها:**
3. **عدد ذرات الأكسجين الموجودة فيها:**

س[18]: عينة من ثاني أكسيد الكربون CO_2 كتلتها 52g ، احسب:

1. عدد ذرات الكربون الموجودة فيها:

2. عدد ذرات الأكسجين الموجودة فيها:

3. كتلة جزيء واحد من CO_2 بالجرامات:

س[19]: عينة من كرومات الفضة كتلتها 25.8g

1. اكتب صيغة كرومات الفضة:

2. احسب عدد الأيونات الموجبة فيها:

3. احسب عدد الأيونات السالبة فيها:

4. احسب مقدار الكتلة بالجرامات لوحدة صيغة كيميائية واحدة:

س[20]: ما عدد الأيونات الكلية عند ذوبان مولا واحدا من كلوريد الصوديوم في الماء؟

الدرس (5-2a) : النسبة المئوية للمكونات - الصيغ الأولية

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة (للعنصر)} = \frac{\text{كتلة العنصر}}{\text{كتلة المركب}} \times 100$$

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة من خلال الصيغة الكيميائية} = \frac{\text{كتلة العنصر في مول واحد من المركب}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} \times 100$$

((خطوات إيجاد الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية))

س: ما هي الصيغة الأولية لمركب يتكون من 25.9% نيتروجين ، و 74.1% أكسجين ؟ علما بأن الكتلة المولية للعناصر هي O = 16g/mol ، N = 14g/mol ،
ثم اوجد الصيغة الجزيئية اذا كانت الكتلة المولية له تساوي 216g/mol ؟
الحل:

	خطوات الحل	O	N
.1	التعبير عن النسب المئوية بكتلة بالجرامات	74.1	25.9
.2	حساب عدد المولات = الكتلة ÷ الكتلة المولية	74.1 ÷16 = 4.63 mol	25.9÷14 = 1.85 mol
.3	اقسم عدد المولات على أصغر عدد من المولات	4.63÷1.85 = 2.5	1.85÷1.85 = 1
.4	اضرب في أصغر معامل إن وجد عدد غير صحيح، للحصول على أعداد صحيحه	2.5 × 2 = 5	1 × 2 = 2
.5	أكتب الصيغة الأولية	N_2O_5	

لإيجاد الصيغة الجزيئية للمركب نواصل إكمال الخطوات السابقة

	خطوات الحل	
.6	نحسب الكتلة المولية للصيغة الأولية	(2 × 14 + 5 × 16) = 108g/mol
.7	إيجاد العدد الصحيح الذي يربط بين الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية = الكتلة المولية للصيغة الجزيئية ÷ الكتلة المولية للصيغة الأولية	216 ÷ 108 = 2
.8	اضرب العدد في الصيغة الأولية لإيجاد الصيغة الجزيئية	2 (N_2O_5) = N_4O_{10}
.9	أكتب الصيغة الجزيئية	N_4O_{10}

س[1]: ما المقصود بكل مما يلي:

1. **النسب المئوية للمكونات**
2. **الصيغة الأولية**

س[2]: ما النسبة المئوية بالكتلة لحمض الفوسفوريك H_3PO_4 ؟ الكتل الذرية (H=1, O=16, S=32) g/mol

س3: أي المركبين الآتيين تكون فيه النسبة المئوية بالكتلة للكبريت أعلى: H_2SO_4 **أم** H_2SO_3 **؟ موضحا اجابتك**

الكتل الذرية g/mol (H=1, O=16, S=32)

س4: أي من المركبين التاليين يحتوي على نسبة حديد أعلى لكل Kg (Fe_2O_3 ، Fe_3O_4 **) ؟ موضحا إجابتك**

الكتل الذرية g/mol (O=16 Fe=55.84)

س5: ما الصيغة الأولية لمركب يحتوي على 35.98% ألومنيوم ، 64.02% كبريت ؟

الكتل الذرية $Al = 26.98$ ، $S = 32.07$

س6: يتكون الأسبرين من 60% كربون، 4.44% هيدروجين، و 35.56% أكسجين. فما صيغته الأولية؟
الكتل الذرية $H=1$ ، $O=16$ ، $C=12$

س7: ما الصيغة الأولية للمركب الذي يحتوي على $10.52g\ Ni$ ، $4.38g\ C$ **و** $5.10g\ N$ **؟**
الكتل الذرية $N=14.007$ ، $C=12.01$ ، $Ni=58.69$

س8: حدد الصيغة الأولية لكل مركب مما يأتي:

1. $C_6H_8O_6$: **2.** $C_{10}H_8$: **3.** C_2H_4 :

س9: لماذا لا تمثل الصيغة التالية $C_3H_6O_3$ صيغة أولية لمركب يتكون من هيدروجين وأكسجين وكربون؟

الدرس (5-2b) : الصيغ الجزيئية

س[1]: ما المقصود بالصيغة الجزيئية؟

س[2]: وجد أن مركبا يحتوي على $49.98g\ C$ **و** $10.47g\ H$ **فإذا كانت الكتلة المولية (MM) للمركب** $58.12g/mol$
الكتل الذرية $C=12.01$ ، $H=1.008$

أ. احسب النسبة المئوية لكل من الكربون والهيدروجين:

ب. أوجد الصيغة الأولية للمركب (موضحا ذلك بالحسابات الكيميائية):

ج. أوجد الصيغة الجزيئية للمركب (موضحا ذلك بالحسابات الكيميائية)

س[3]: سائل عديم اللون يتكون من 46.68% نيتروجين، 53.32% أكسجين، وكتلته المولية (MM) $60.01g/mol$
فما الصيغة الجزيئية؟ الكتل الذرية $N=14.007$ ، $O=16$

س4: مادة كيميائية تتكون من 29.09% أكسجين، 5.45% هيدروجين و 65.45% كربون
فإذا كانت الكتلة المولية (MM) $110g/mol$ **فما الصيغة الجزيئية؟ الكتل الذرية** $O=16$ ، $C=12.01$ ، $H=1.008$

س5: يحتوي جزيء النيكوتين على 17.35% نيتروجين، 8.65% هيدروجين و 74% كربون فإذا كانت الكتلة المولية للنيكوتين (MM) $162.261g/mol$ **حدد الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية للنيكوتين؟**
الكتل الذرية $C=12.01$ ، $H=1.008$ ، $N=14.007$

س6: أكمل الجدول التالي: علما بأن الكتل الذرية (C = 12 ، H=1 ، O = 16)

المادة	الصيغة الأولية	الكتلة المولية للصيغة الأولية g/mol	الكتلة المولية للصيغة الجزيئية g/mol	الصيغة الجزيئية
الإيثلين جليكول	CH_3O	……	62	……..
حمض البيوتيرك	.....	44	.....	$C_4H_8O_2$

س7: يشير التحليل الكهربائي لحمض الإيثانويك الى أنه يتكون من 40% كربون، 6.67% هيدروجين، 53.33% أكسجين وأن الكتلة المولية لهذا الحمض 60g/mol احسب:

1. الصيغة الأولية للمركب؟ علما بأن الكتلة المولية g/mol (C = 12 ، H = 1 ، O = 16)

2. الصيغة الجزيئية للمركب:

س8: مركب يحتوي على 50.05% كبريت، و 49.95% أكسجين، احسب:

1. الصيغة الأولية للمركب علما بأن الكتلة المولية للكبريت 32.07g/mol وللأكسجين 16g/mol

2. الصيغة الجزيئية للمركب، إذا علمت أن الكتلة المولية له 64.07g/mol

الدرس (5-3a) : حسابات المعادلات الكيميائية (علاقة المول بالجسيم – النسبة المولية)

س[1]: ماذا يقصد بكل مما يلي:

1. الحسابات الكيميائية:

2. النسبة المولية:

3. الجسيمات:

4. قانون بقاء الكتلة:

س[2]: لماذا يجب استعمال المعادلة الكيميائية الموزونة في حل المسائل الكيميائية؟

س[3]: لماذا تعد النسب المولية أساس الحسابات الكيميائية؟

س[4]: لماذا تستخدم المعاملات في النسب المولية بدلا من الأرقام السفلية المصغرة الموجودة عن يمين الصيغة الكيميائية؟

س[5]: فسر كيف يساعدك قانون بقاء الكتلة على تفسير معادلة كيميائية موزونة بالكتلة؟

س[6]: $CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$

فسر معادلة التفاعل السابق اعتمادا على عدد الجسيمات وعدد المولات والكتلة مبينا مراعاة قانون حفظ الكتلة؟

س[7]: وازن المعادلة التالية وقم بتفسيرها من حيث عدد الجسيمات والمولات والكتلة اخذا بعين الاعتبار قانون فعل الكتلة

$$Mg + O_2 \longrightarrow MgO$$

س[8]: وازن المعادلة الآتية، ثم حدد جميع النسب المولية الممكنة: $C_4H_{10} + O_2 \longrightarrow H_2O + CO_2$

الدرس (5-3b) : حسابات المعادلات الكيميائية (التحويل بين المول والكتلة والجسيمات)

س[1]: يتكوّن حمض الكبريتيك من تفاعل ثاني أكسيد الكبريت SO_2 مع الأكسجين والماء.

a . أكتب معادلة كيميائية موزونة لتكوين حمض الكبريتيك

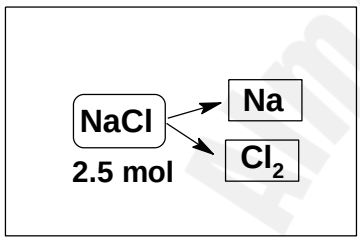
b. ما عدد مولات H_2SO_4 الناتجة من تفاعل 12.5mol من SO_2 ؟

c. ما عدد مولات O_2 المطلوبة؟

س[2]: ما عدد مولات الهيدروجين الناتجة من تفاعل 0.2mol من الصوديوم مع كمية فائضة من الماء وفقا للمعادلة التالية:

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$$

س[3]: يتفكك كلوريد الصوديوم إلى عناصره الأساسية بتمرير تيار كهربي، فما كمية غاز الكلور بالجرامات التي تحصل عليها من العملية الموضحة؟ الكتلة المولية للكلور 35.5g/mol



س[4]: ما هي كتلة الحديد الناتجة عند استخدام 100.187mol من Fe_2O_3 وفقا للمعادلة الموزونة التالية:

الكتلة المولية Fe=55.84 g/mol $Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$

س5: يستخدم صاروخ تيتان مزيجا من الهيدرازين N_2H_4 ورابع أكسيد النيتروجين N_2O_4 وفقا للتفاعل التالي:

$$N_2O_4 + 2N_2H_4 \longrightarrow 3N_2 + 4H_2O$$

إذا تم استخدام 200g من الهيدرازين كم تكون كتلة الماء الناتجة؟ (الكتل المولية $O=16$ ، $H=1$ ، $N=14$)

س6: احسب كتلة الأمونيا الناتجة من تفاعل 2.7g من الهيدروجين وفقا للتفاعل: $3H_2 + N_2 \longrightarrow 2NH_3$

(الكتل المولية $H=1$ ، $N=14$)

س7: يحضر غاز أكسيد ثنائي النيتروجين بإضافة حمض النيتريك وحمض الهيدروكلوريك إلى كلوريد القصدير وحسب المعادلة الآتية: $2HNO_3 + 8HCl + 4SnCl_2 \longrightarrow 5H_2O + 4SnCl_4 + N_2O$

(الكتل المولية $O=16$ ، $H=1$ ، $N=14$)

أ. ما كتلة غاز N_2O الناتجة عن استهلاك 2 مول من حمض الهيدروكلوريك؟

ب. ما عدد مولات الماء الناتجة عن استهلاك 5 مول من حمض النيتريك؟

س8: يحضر رابع كلوريد التيتانيوم من تفاعل أكسيد التيتانيوم والكلور وفحم الكوك وفقا للمعادلة التالية:

$TiO_2 + C + 2Cl_2 \longrightarrow TiCl_4 + CO_2$ **، ما الكتلة الكلية للمتفاعلات إذا تفاعل 1.25mol من** TiO_2 **؟**

(الكتل المولية $O = 16$ ، $Cl = 35.5$ ، $C = 12$ ، $Ti = 47.867$**)**

س9: أحد الغازات المستخدمة في نفخ وسادة السلامة الهوائية الموجودة في مقود السيارة هو أزيد الصوديوم NaN_3 **وفقا للمعادلة التالية:** $2NaN_3 \longrightarrow 2Na + 3N_2$ **، احسب كتلة** N_2 **الناتجة عن تحلل 100g من** NaN_3 **؟**

(الكتل المولية $Na = 23$ ، $N = 14$**)**

س10: ينتج التيتانيوم من تسخين كلوريد التيتانيوم الرباعي مع الصوديوم وفقا للتفاعل التالي:

$TiCl_4 + 4Na \longrightarrow Ti + 4NaCl$ ، **احسب كتلة الصوديوم اللازمة لإنتاج 5mol من التيتانيوم؟** الكتل المولية $Na = 23$

س11: تتحلل كلورات البوتاسيوم عند التسخين وفقا للمعادلة الموزونة التالية:

$2KClO_3 \xrightarrow{\Delta} 2KCl + 3O_2$

1. حدد ثلاث نسب مولية من المعادلة السابقة:

2. احسب عدد مولات الأكسجين الناتجة من انحلال 1mol من كلورات البوتاسيوم؟

3. ما كتلة كلورات البوتاسيوم التي تنتج عدد أفوجادرو من ذرات الأكسجين؟
علما بأن الكتلة المولية لـ $KClO_3$ = 122.5g/mol

س12: يتفاعل الألمنيوم مع الأكسجين وفقا للمعادلة الموزونة التالية:

$$4Al + 3O_2 \xrightarrow{\Delta} 2Al_2O_3$$

1. حدد ثلاث نسب مولية من المعادلة السابقة

2. ما عدد مولات Al_2O_3 التي تنتج من تفاعل 1.8mol من الألمنيوم مع وفرة من الأكسجين؟

3. كم جراما من الأكسجين يلزم للتفاعل مع 0.6mol من الألمنيوم علما بأن الكتلة المولية لغاز الأكسجين 32g/mol ؟

4. كم ذرة أكسجين تلزم للتفاعل مع 5.4g من الألمنيوم؟ الكتل المولية $Al = 27g/mol$

س13: احترقت كتلة 6.9g من الإيثانول C_2H_6O احتراقا تاما في الأكسجين ليتكوّن ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء.

1) اكتب المعادلة الموزونة لتفاعل احتراق الإيثانول.

2) ما هي النسبة المولية بين C_2H_6O و CO_2 من جهة ثم بين H_2O و CO_2 من جهة أخرى؟

3) احسب كتلة النواتج بالجرام. (الكتل المولية H:1 g/mol ، O: 16 g/mol ، C:12 g/mol)

الحمد لله رب العالمين