نيـــو أكاديميـ
Neu Academy

الفصل الدراسيـــ
الأولـــــــــــ



مـــــادة الكيميـــــاء

الصـــف العاشـــر

إعداد أ / نـــوره علـــي

#neuacad.kw 96596041427



الوحدة الاولى (الالكترونات فى الذرة)

الفصل الأول نماذج الذرة

علم الكيمياء

- يدرس علم الكيمياء التغيرات التى تطرأ على المادة والتفاعلات المصاحبة لها
- مثال تفاعل فوق أكسيد الهيدروجين مع الخميرة



↙ يؤدى إلى تكون الرغوة وانطلاق الغاز
↙ مما يدل على حدوث تغير كيميائي يمكن ملاحظته بالعين

علم الكيمياء

- هو العلم الذى يدرس تركيب المادة وخواصها والتغيرات التى تطرأ عليها والطاقة المصاحبة لهذه التغيرات

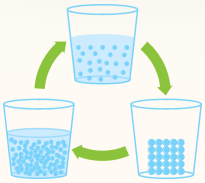


علل : يوصف علم الكيمياء بانه العلم المركزى

- لما له من دور محورى فى الربط بين فروع العلوم الطبيعية مثل الفيزياء والأحياء والجيولوجيا

المـــــــــادة : -

كل ما له كتلة ويشغل حيزاً من الفراغ



- قد تكون المادة صلبة او سائلة او غازية
- تتميز المادة بخصائص فيزيائية وكيميائية تميزها عن غيرها من المواد
- تتكون المادة فى جوهرها من جسيم متناهى فى الصغر يسمى الذرة

الـــــــــذرة : -

الجزء الأصغر من العنصر ويحتفظ بخواص ذلك العنصر



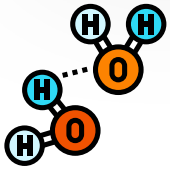
فروع الكيمياء

ينقسم علم الكيمياء إلى فروع متعددة يختص كل فرع بدراسة نوع معين من المواد او التفاعلات الكيميائية : -

1 الكيمياء العضوية (Organic Chemistry)

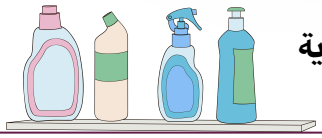
مجال الدراسة:

المواد التي تحتوي غالبًا على روابط بين الكربون والهيدروجين.



الاستخدامات:

- الأدوية
- البلاستيكات
- الوقود
- المنظفات
- المبيدات الحشرية
- الأصباغ.



2 الكيمياء غير العضوية (Inorganic Chemistry)

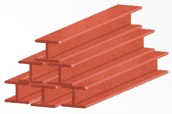
مجال الدراسة:

الفلزات واللافلزات ومركباتها، الأحماض، القواعد، الأملاح، والأكاسيد.



الاستخدامات:

- مواد البناء
- السبائك الإلكترونية.



3 الكيمياء الفيزيائية (Physical Chemistry)

مجال الدراسة:

سلوك المادة وتغيراتها والطاقة المصاحبة لها.



الاستخدامات:

- تطوير البطاريات
- تبريد المحركات.



4 الكيمياء التحليلية (Analytical Chemistry)

مجال الدراسة:

تحليل مكونات المادة وتحديد كمّية كل مكون.



الاستخدامات:

- فحص جودة مياه الشرب
- مراقبة تلوث الهواء
- كشف الغش التجاري.



5 الكيمياء الحيوية (Biochemistry)

مجال الدراسة:

المواد والتفاعلات الكيميائية التي تحدث داخل الكائنات الحية.



الاستخدامات:

- دراسة عملية الهضم
- عمل الإنزيمات
- تحاليل الدم والسموم.





أشطر كتكوت





أسئلة

السؤال الأول: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية:

1. كل ما له كتلة ويشغل حيّزاً من الفراغ.
2. الجزء الأصغر من العنصر ويحتفظ بخواص ذلك العنصر

السؤال الثاني: أكمل العبارات التالية بما تراه مناسباً:

1. تُعتبر ..... أحد فروع علم الكيمياء، والتي تهتم بدراسة المواد التي تحتوي غالبًا على روابط بين الكربون والهيدروجين.
2. دراسة الهضم وعمل الإنزيمات تعتبر من استخدامات فرع الكيمياء .....

السؤال الثالث: علل لما يلي تعليلاً علميّاً سليماً:

1. يوصف علم الكيمياء بـ «العلم المركزي»

.....

.....

السؤال الرابع: علل لما يلي تعليلاً علميّاً سليماً:



1. أثناء فحص جودة مياه الشرب، لاحظ فريق من المختبر أن العينة تحتوي على مواد مذابة بنسب مختلفة، وتم استخدام طرق كيميائية لتحديد هذه المكونات بدقة. استنتج اسم فرع الكيمياء المناسب لهذه الحالة، وفسّر كيف تساعد الكيمياء في ضمان سلامة مياه الشرب وصحة الإنسان؟

.....

.....

السؤال الخامس: أكمل الخريطة الذهنية التالية:

- الكيمياء العضوية
- علم الكيمياء
- الكيمياء غير العضوية
- الكيمياء الفيزيائية
- الكيمياء التحليلية
- الكيمياء الحيوية.





الوحدة الاولى (الالكترونات فى الذرة)

الفصل الاول تطور النماذج الذرية

تتكون الذرة من نواة تحتوي على نوعين من الجسيمات الأساسية هما:
البروتونات (موجبة الشحنة)، والنيوترونات (متعادلة الشحنة)، وحول النواة تدور الإلكترونات (سالبة الشحنة).



النماذج الذرية
1. نموذج رذرفورد للذرة
2. نموذج بور لذرة الهيدروجين
3. النموذج الميكانيكي الموجي للذرة
4. النموذج الكمي للذرة

1 نموذج رذرفورد للذرة

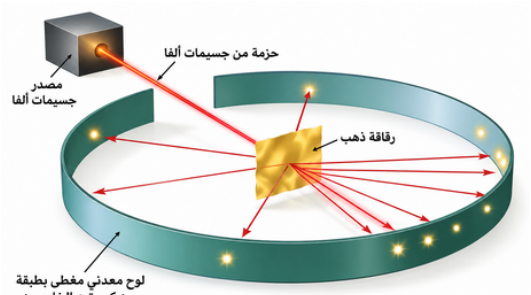


قام العالمان جيجر ومارسدن تحت إشراف ارنست رذرفورد
ببحث يتعلق بـ دراسة اختراق الأشعة المختلفة للأجسام الصلبة

التجربة 👇

1 سُمح لجسيمات ألفا الموجبة (α) أن تصطدم بلوح معدني مبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين وتم تحديد موضع وعدد جسيمات ألفا بدلالة الومضات التي ظهرت على اللوح.

2 وُضعت رقاقة الذهب بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح المعدني.



تجربة رذرفورد (2)



المشـــــــاهدة	الاستـــــــنتـــــــاج
• نفاذ معظم جسيمات ألفا خلال رقاقة الذهب دون أي انحراف في مسارها.	← الذرة معظمها فراغ.
• انحراف عدد قليل من جسيمات ألفا عن مسارها بعد اصطدامها برقاقة الذهب.	← الذرة تحتوي جسيماً مشحوناً بشحنة موجبة (النواة) مشابهة لشحنة جسيمات ألفا، لذلك تنافرت معها.
• ارتداد عدد قليل جداً من جسيمات ألفا في اتجاه مصدرها، بعد اصطدامها برقاقة الذهب.	← يوجد بالذرة جزء يشغل حيزاً صغيراً جداً بالنسبة لحجم الذرة يتركز فيه معظم كتلة الذرة (النواة).





الاعتراضات التي لم يستطع رذرفورد الإجابة عليها

اعترض العلماء على تفسير رذرفورد لكيفية دوران الإلكترون حول النواة وتشبيه دورانها بدوران الكواكب حول الشمس

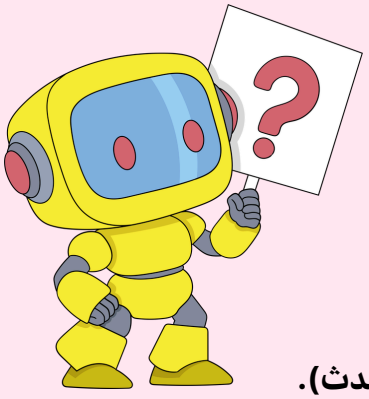
👈 لسببين:

السبب الأول:

الإلكترونات جسيمات تحمل شحنة كهربائية أما الكواكب فهي متعادلة الشحنة.

السبب الثاني:

قوانين علم الفيزياء توضح أن عند دوران الإلكترونات حول النواة



⬇️

تفقد طاقة باستمرار بسبب حركتها

⬇️

فتقل سرعتها تدريجياً

⬇️

فتقل قوة الطرد المركزي لها وتتغلب قوة جذب النواة للإلكترونات

⬇️

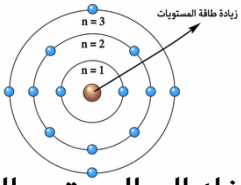
فتتحرك في مسار حلزوني حتى تلتصق بالنواة وتنهار الذرة (هذا لا يحدث).

2 نموذج بور لذرة الهيدروجين

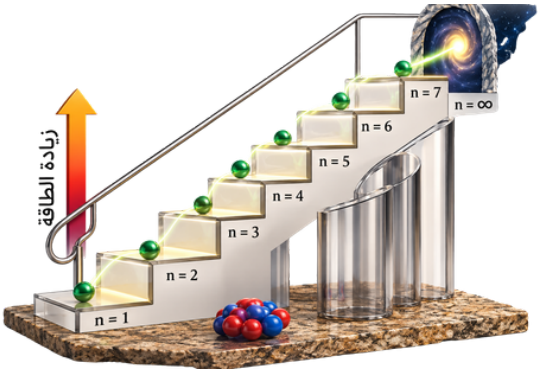
اختار بور أبسط الذرات وهي الهيدروجين واستعان بنتائج أبحاث العلماء عن طيف الانبعاث الذري في وضع نموذجه للذرة لتفسير كيفية دوران الإلكترون حول النواة دون أن يفقد طاقة.

فروض نظرية بور

1. تدور الإلكترونات حول نواة الذرة في مستويات طاقة معينة دون أن تكتسب أو تنطلق منها طاقة (لها طاقة ثابتة)، ويطلق على هذه المستويات اسم مستويات الطاقة الرئيسية.
2. يوجد في مركز الذرة نواة موجبة الشحنة.
3. الذرة متعادلة كهربائياً : لأن عدد الشحنات السالبة (الإلكترونات) التي تدور حول النواة يساوي عدد الشحنات الموجبة (البروتونات) داخل النواة.



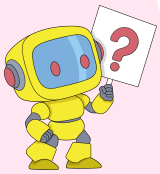
4. كل مستوى طاقة رئيسي يعبر عنه بعدد صحيح ويرمز له بالرمز (n)، وتتوقف طاقة المستوى على مدى قربه أو بعده عن النواة حيث تزداد طاقة المستوى بزيادة بعده عن النواة
5. إذا اكتسب (امتص) الإلكترون طاقة معينة فإنه ينتقل من المستوى الذي يشغله إلى المستوى الأعلى منه في الطاقة، أي ينتقل من حالته المستقرة إلى الحالة المثارة غير المستقرة ويعود إلى حالته المستقرة عندما تنطلق منه الطاقة التي اكتسبها.



الفرق بين الذرة المستقرة والذرة المثارة

الذرة المستقرة	الذرة المثارة
الذرة عندما تكون طاقة إلكتروناتها أقل ما يمكن، بحيث ترتب إلكتروناتها في مستويات الطاقة وفقاً للترتيب الالكترونى الأكثر استقراراً.	الذرة التي اكتسبت (امتصت) كمية معينة من الطاقة مما أدى إلى انتقال إلكترون أو أكثر من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى.

الاعتراضات التي لم يستطع نموذج بور تفسيرها



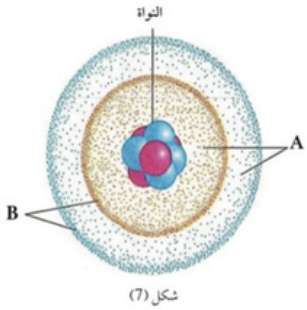
طبّق نموذج بور على ذرة الهيدروجين، وهي أبسط الذرات، إلا أنه فشل في تفسير بعض الظواهر مثل طيف الانبعاث الذري للذرات التي تحتوي على عدد أكبر من الإلكترونات.

3 النموذج الميكانيكى الموجى للذرة

فقد أسهم العالم شرودنغر فى:

- تأسيس النظرية الميكانيكية للذرة.
- وضع المعادلة الموجية التي تطبق على حركة الإلكترون في الذرة، والتي يمكن عن طريقها تحديد:
  - السعة القصوى للإلكترونات في كل مستوى طاقة رئيسي.
  - مناطق الفراغ حول النواة التي يزداد فيها احتمال تواجد الإلكترونات في كل مستوى طاقة رئيسي.

غيرت المعادلة الموجية مفهونا لحركة الإلكترونات حول النواة اصبح لدينا مفهومين جديدين مترابطين فى وصف مناطق احتمال وجود الإلكترونات وهما السحابة الإلكترونية والأفلاك الذري.

A		B
السحابة الإلكترونية Electron Cloud		الأفلاك الذرية Atomic Orbitals
مناطق الفراغ المحيط بالنواة، والتي يحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات.		مناطق داخل السحابة الإلكترونية، يزداد احتمال وجود الإلكترون فيها.

شكل (7)





أسئـــــلة

السؤال الأول: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية:

1. الذرة التي امتصت كمية معينة من الطاقة مما أدى إلى انتقال إلكترون أو أكثر من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى.....
2. الذرة عندما تكون طاقة إلكتروناتها أقل ما يمكن، بحيث ترتب إلكتروناتها في مستويات الطاقة وفق الترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارًا.....

السؤال الثاني: أكمل العبارات التالية بما تراه مناسباً:

1. عند تسليط جسيمات ألفا على رقاقة من الذهب فإن معظمها .....
2. من الاعتراضات التي وجهت لنموذج رذرفورد للذرة أن الإلكترون أثناء دورانه حول النواة ..... طاقة.

السؤال الثالث: علل لما يلي تعليلاً علميّاً سليماً:

1. ارتداد عدد قليل جدًا من جسيمات ألفا في اتجاه مصدرها بعد اصطدامها برقاقة الذهب.

.....

.....

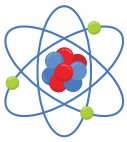
2. الذرة متعادلة كهربائيًا.

.....

.....

السؤال الرابع: علل لما يلي تعليلاً علميّاً سليماً:

1. وفق نموذج رذرفورد، تتحرك الإلكترونات حول النواة في مسارات دائرية، ومع ذلك لم تنهار الذرة.



أعد صياغة هذه العبارة بشكل علمي صحيح وفق نموذج بور، موضحًا كيف يفسّر استقرار الذرة بطريقة مختلفة؟

.....

.....





4 النموذج الكمى للذرة

لوصف حالة الإلكترون في أي ذرة، تُستخدم أعداد تُعرف بأعداد الكم وهي أربعة، تصف بُعد الإلكترون عن النواة وطاقته وشكل الفلك الذي يوجد به الإلكترون واتجاه الفلك الذري بالنسبة للنواة، وأخيرًا حركة الدوران المِغْزَلِيَّة الذاتية للإلكترون.



حالة الإلكترون : هى الوصف الكامل لوضع الالكتروني داخل الذرة من حيث الطاقة، الموقع والاتجاه ويتم تحديدها باستخدام اعداد الكم.

1 عدد الكَمّ الرئيسي Principle Quantum Number (n)

1. عدد يصف طاقة المستوى الرئيسي ويحدد بعده عن النواة.
2. يأخذ قيم عددية صحيحة تساوي 1,2,3,4 إلى ما لا نهاية.
3. تمثل ارقام مستويات الطاقة الرئيسية المشغولة بالإلكترونات وعددها 7 مستويات ولكل مستوى رئيسي رمز.

رمز مستوى الطاقة الرئيسي	k	L	M	N	O	P	Q
قيم العدد الكم الرئيسي(n)	1	2	3	4	5	6	7

4. يشير عدد الكم الرئيسي إلى حجم المستوى
5. حجم المستوى : هو مقدار اتساع منطقة احتمال وجود الإلكترون حول النواة وطاقته كلما ازدادت قيمة n زاد حجم المستوى وزادت طاقة الإلكترون في هذا المستوى

- مقارنة بين المستوى الأول والمستوى السابع

وجه المقارنة	n = 1	n = 7
الطاقة (اعلى - أقل)	اقل	اعلى
حجم مستوى الطاقة الرئيسي (أكبر - أصغر)	أصغر	أكبر

2 عدد الكَمّ الزّاوي Angular Momentum Quantum Number (l)

1. يرمز لعدد الكم الزاوي بالحرف ℓ
2. عدد يحدد تحت مستوى الطاقة داخل مستوى الطاقة الرئيسي ويحدد شكل الفلك الذري الذي يشغله الالكترون.
3. يأخذ قيم صحيحة تتراوح من الصفر إلى القيمة n-1 أو يأخذ القيم المتتالية من صفر ، 1 ، 2 ، ..... تأخذ تحت مستويات الطاقة الرئيسية الرموز s , p , d , f ولكل تحت مستوى طاقة قيمة عدد كم زاوي (l) خاصة به كما في جدول (6) :

قيمة عدد الكَمّ الزاوي (l)	رمز تحت مستويات الطاقة
0	s
1	p
2	d
3	f

66777192 - 60403150

4 الجدول التالي يوضح قيم عدد الكم الرئيسي والزاوي بالإضافة إلى رموز مستويات الطاقة الرئيسية وتحت مستويات الطاقة لكل منها : -

قيمة عدد الكَمّ الرئيسي (n)	رمز مستوى الطاقة الرئيسي	قيم عدد الكم الزاوي (l)	رمز تحت مستويات الطاقة
1	k	0	1s
2	L	0 1	2s 2p
3	M	0 1 2	3S 3p 3d
4	N	0 1 2 3	4s 4p 4d 4f

3 عدد الكم المغناطيسي Magnetic Quantum Number

1 يرمز لعدد الكم المغناطيسي بالرمز (m_ℓ)،
2 يأخذ قيماً صحيحة تتراوح من (-ℓ) إلى (+ℓ) مروراً بالصفر،
3 هو عدد يحدد اتجاه الفلك الذري في الفراغ داخل تحت مستوى الطاقة
4 تستخدم قيم عدد الكم المغناطيسي لتحديد اتجاه وأعداد الأفلاك لتحت مستويات الطاقة

جدول يوضح عدد الكم المغناطيسي لكل تحت مستوى 👇

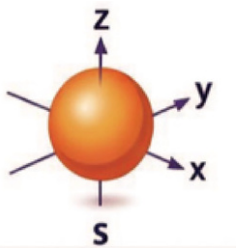
تحت مستوى الطاقة	عدد الكم الزاوي (ℓ)	عدد الكم المغناطيسي (ℓ)	عدد الأفلاك	أقصى عدد من الإلكترونات
S	0	0	1	2
P	1	-1 , 0 , +1	3	6
d	2	-2 , -1 , 0 , +1, +2	5	10
f	3	-3 , -2 , -1 , 0 , +1, +2 , +3	7	14

ملحوظة
كل فلك يملأ بإلكترونين كحد أقصى

أشكال افلاك تحت مستويات الطاقة

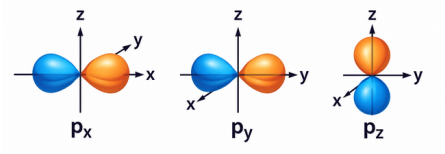
1 فلك تحت مستوى الطاقة s

- فلك واحد كروى الشكل
- احتمال وجود الإلكترون متساوٍ فى جميع الاتجاهات



2 فلك تحت مستوى الطاقة p

- ينقسم إلى ثلاثة أفلاك متساوية فى الطاقة
- لكل فلك اتجاه مختلف فى الفراغ
- الكثافة الإلكترونية حول كل فلك ذرى تأخذ شكل فصين متقابلين عند الرأس حيث تنعدم الكثافة الإلكترونية
- يمكن رسم أفلاك تحت المستوى p على ثلاثة محاور Px, Py, Pz

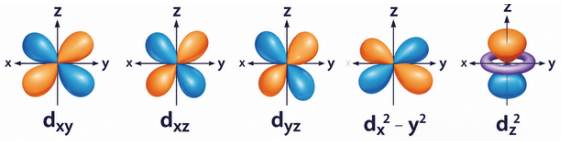


66777192 - 60403150

أشكال افلاك تحت مستويات الطاقة

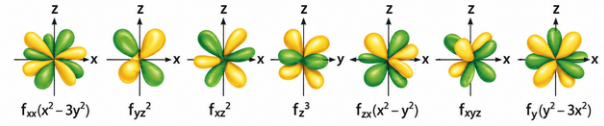
3 أفلاك تحت مستوى الطاقة d

- ينقسم إلى خمسة أفلاك
- متساوية فى الطاقة لمستوى الطاقة الرئيسي الواحد ومختلفة في الاتجاه فى الفراغ
- أشكالها اكثر تعقيداً من أفلاك S,P
- أربعه أفلاك متشابهه يكون شكلها يشبه زهرة رباعية البتلات
- أما الفلك الخامس يتكون من فصين وحلقة حول المركز



4 أفلاك تحت مستوى الطاقة f

- ينقسم إلى سبعة افلاك متساوية فى الطاقة لمستوى الطاقة الرئيسي الواحد ومختلفة الاتجاه فى الفراغ
- اشكالها معقدة ومتعددة الفصوص



ملحوظة

- يمكن معرفة العدد الأقصى من الإلكترونات الـتى يمكن ان توجد فى كل مستوى طاقة رئيسي فى الذرة من العلاقة $2n^2$
- يمكن حساب عدد الافلاك فى مستوى الطاقة الرئيسي نستخدم العلاقة n^2 حيث n هى قيمة عدد الكم الرئيسي

رمز مستوى الطاقة الرئيسي	k	L	M	N
قيم عدد الكم الرئيسي(n)	1	2	3	4
عدد الإلكترونات الأقصى	2	8	18	32

سـؤال

احسب عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني، واذكر رموز تحت مستويات الطاقة.



الحل:

بما أن (n=2) وبإستخدام العلاقة: عدد الأفلاك = $(n)^2$ = 4 أفلاك

رموز تحت مستوى الطاقة في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني هي: 2s, 2p

4 عدد الكم المغزلي Spin Quantum Number (m_s)

1. يرمز لعدد الكم المغزلي بالرمز (m_s)
2. عدد الكم الذي يصف اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه داخل الفلك الذري
3. يأخذ قيمتين فقط هما ($\frac{+1}{2}$, $\frac{-1}{2}$)
4. تصف القيمتين الحركة المغزلية للإلكترون أي دورانه حول محوره داخل الفلك الذري الواحد:
   - إشارة موجبة: اتجاه دوران مع عقارب الساعة
   - إشارة سالبة: اتجاه دوران عكس عقارب الساعة
5. عند وجود إلكترونين في نفس الفلك تكون الحركة المغزلية لأحدهم عكس الآخر
   - يدور الإلكترونان في اتجاهين متعاكسين كي ينشأ مجالان مغناطيسيان متعاكسان في الاتجاه مما يقلل التنافر بينهم فيتجاذبان ويساعد ذلك على تواجدهما في نفس الفلك.

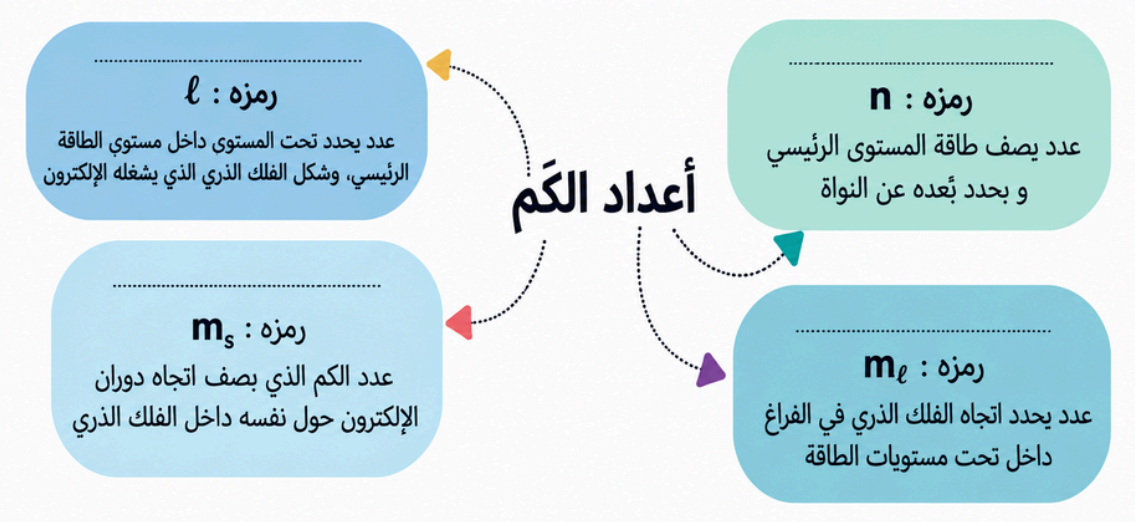
أسئلة

أسئلة أكمل الجدول التالي: -

رمز مستوى الطاقة الرئيسي	قيم عدد الكم الرئيسي (n)	رمز تحت مستويات الطاقة	قيم عدد الكم الزاوي (ℓ)	قيم عدد الكم المغناطيسي ($m_ℓ$)	عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي (n^2)	العدد الأقصى للإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي ($2n^2$)
k	.....	.....	0	.....	.....	.....
.....	.....	.....	.....	.....	.....	8
M	.....	3s, 3p , 3d	.....	.....	.....	.....
.....	.....		.....	.....	16	32

أكمل خريطة المفاهيم التالية مستعيناً بالمفاهيم بين الأقواس:

(عدد الكم الرئيسي - عدد الكم الزاوي - عدد الكم المغناطيسي - عدد الكم المغزلي)





اسئـــــلة

السؤال الأول: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية:

1. عدد يصف طاقة المستوى الرئيسي و يحدد بُعده عن النواة. (.....)
2. عدد يحدد تحت مستوى الطاقة داخل مستوى الطاقة الرئيسي، كما يحدد شكل الفلك الذري الذي يشغله الإلكترون. (.....)

السؤال الثاني: في مستوى الطاقة الرئيسي n = 4

1. عدد تحت مستويات الطاقة: .....
2. عدد الأفلاك. .....
3. أقصى عدد من الإلكترونات الذي يمكن أن يمتلئ به هذا المستوى: .....
4. قيم عدد الكَمّ الزاوي المحتملة في هذا المستوى. .....

السؤال الثالث: أجب عما يلي:

فلك واحد فيه إلكترون له قيمة عدد كم مغزلي ($m_s = +½$). فإذا أردنا إضافة إلكترون ثاني لنفس الفلك، ما هي قيمة (ms) له؟ فسر إجابتك.

.....

.....



قواعد الترتيب الإلكتروني في الذرات

الإلكترونات لا تتوزع عشوائياً بل تترتب في مستويات الطاقة الرئيسية وتحت مستويات الطاقة وفق قواعد محددة تبدأ من الأقل طاقة إلى الأعلى.

1 - مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي) Aufbau Principle
2 - قاعدة مادلنج Madelung's rule
3 - قاعدة هوند Hund's Rule
4 - مبدأ الاستبعاد لباولي Pauli's Exclusion Principle

1 مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي) Aufbau Principle

مستويات الطاقة الرئيسية ذوات الطاقة المنخفضة تملأ بالإلكترونات أولاً.
فمستوى الطاقة الرئيسي الأول (n = 1) يملأ أولاً لأنه أقلها طاقة وهو أقرب المستويات إلى النواة ثم يليه المستوى (n = 2) ثم المستوى (n = 3) وهكذا.

2 قاعدة مادلنج Madelung's rule

تحت مستوى الطاقة الذي يكون مجموع قيمة عدد الكم الرئيسي والزاوي (n+ℓ) له أقل يملأ بالإلكترونات أولاً.
إذا تساوى تحت مستويين في مجموع قيمة (n+ℓ)، فتحت مستوى الطاقة الذي له أقل قيمة عدد كم رئيسي (n) يملأ بالإلكترونات أولاً.

- قاعدة مادلنج توضح أن ميل الإلكترونات لشغل مستويات الطاقة الأقرب للنواة (الأقل طاقة) يؤدي إلى استقرار الذرات.

مجموع (n+ℓ)	تحت مستوى الطاقة
2 + 1 = 3	2P
3 + 1 = 4	3P
4 + 0 = 4	4s
3 + 2 = 5	3d

زيادة الطاقة (أقل استقراراً)

علل



1 تحت مستوى الطاقة 2p يملأ بالإلكترونات أولاً.
يرجع ذلك إلى قاعدة مادلنج، حيث مجموع قيمة (n+ℓ) له أقل فيملأ بالإلكترونات أولاً.

2 يملأ تحت مستوى الطاقة 4s قبل تحت مستوى الطاقة 3d.
لأن مجموع قيمة (n+ℓ) لتحت المستوى 4s أقل فيملأ أولاً بالإلكترونات.

3 يملأ تحت مستوى الطاقة 3p قبل تحت مستوى الطاقة 4s.
في حالة التساوي في مجموع قيمة (n+ℓ)، ولأن قيمة n لتحت المستوى 3p أقل فيملأ أولاً بالإلكترونات.

سؤال

رتّب تحت مستويات الطاقة التالية تصاعدياً من حيث أولوية املائها بالإلكترونات:
6s, 4p, 3d, 4f

الحل:

- قيمة مجموع $(n + \ell)$ لتحت مستوى الطاقة 6s = 6 + 0 = 6
- قيمة مجموع $(n + \ell)$ لتحت مستوى الطاقة 4p = 4 + 1 = 5
- قيمة مجموع $(n + \ell)$ لتحت مستوى الطاقة 3d = 3 + 2 = 5
- قيمة مجموع $(n + \ell)$ لتحت مستوى الطاقة 4f = 4 + 3 = 7

وبذلك يكون ترتيب امتلاء تحت مستويات الطاقة بالإلكترونات كالتالي:

3d ثم 4p ثم 6s ثم 4f



- يتم ترتيب تحت مستويات الطاقة تصاعدياً تبعاً للطاقة كالتالي:
  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, \ldots$

سؤال

اكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة للعناصر التالية:



الحل:

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

$_{21}Sc: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$

$_{36}Kr: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

3 قاعدة هوند

لا يحدث تزاوج بين إلكترونين في فلك تحت مستوى طاقة معين يتكون من عدة أفلاك إلا بعد أن تشغل أفلاكه فرادى أولاً ثم تبدأ الإلكترونات بالازدواج في الأفلاك تباعاً باتجاه غزل معاكس.

قواعد ملء تحت مستويات الطاقة بالإلكترونات، تبعًا لقاعدة هوند :

1 - يتتابع امتلاء الأفلاك لتحت مستوى الطاقة الواحد بالإلكترونات بشكل فردي أولًا وتكون الحركة المغزلية في الاتجاه نفسه.

1			1	1		1	1	1
p_x			p_x	p_y		p_x	p_y	p_z

2 - يبدأ الازدواج في أفلاك تحت مستوى الطاقة الواحد بعد شغل جميع أفلاكه فرادى أولًا ويكون غزل إلكتروني الفلك الواحد باتجاه معاكس.

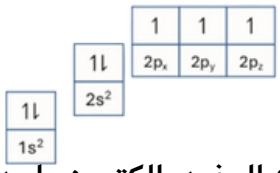
1↓	1	1	1↓	1↓	1	1↓	1↓	1↓
p_x	p_y	p_z	p_x	p_y	p_z	p_x	p_y	p_z

66777192 - 60403150

سؤال اكتب الترتيب الإلكتروني لذرة النيتروجين ($_{7}N$) حسب الأفلاك.

الحل:

- ذرة النيتروجين تحتوي على (7) إلكترونات، فعند ملء أفلاك تحت مستوى الطاقة 2p تُملأ أفلاكه الثلاثة pz ، py ، px فرادى كل منها بإلكترون.

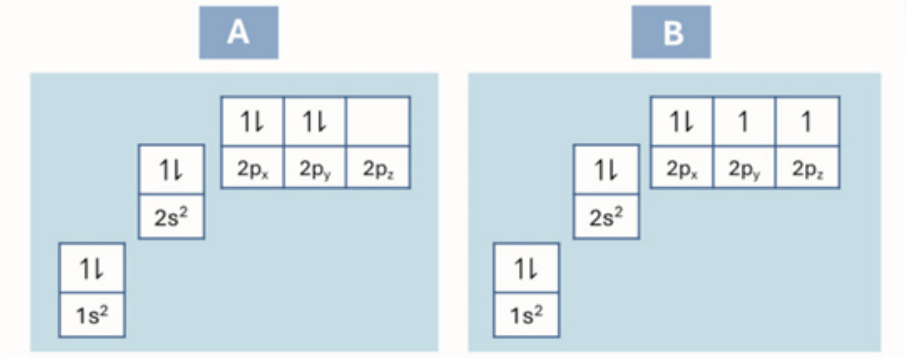




- عدد الإلكترونات المفردة (غير المزدوجة) = 3 (الإلكترون المفرد: إلكترون واحد في كل فلك)
- عدد أزواج الإلكترونات = 2 (أزواج الإلكترونات: عدد الأفلاك المكتملة)
- عدد الإلكترونات المزدوجة = 4 (عدد الإلكترونات المزدوجة: مجموع الإلكترونات في الأفلاك المكتملة)

سؤال اجب عن الأسئلة التالية:-

الحل:





1 - الشكل الذي يمثل الترتيب الصحيح هو (A-B) .....

2 - السبب: .....

سؤال في ذرة الألومنيوم ($_{13}Al$) ، المطلوب:

الحل:

1 - اكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة .

.....

2 - اكتب الترتيب الإلكتروني حسب الأفلاك .

.....

3 - عدد الإلكترونات المفردة (غير المزدوجة) .

.....

4 - عدد الإلكترونات المزدوجة : ..... 5 - عدد أزواج الإلكترونات : .....



4 مبدأ الاستبعاد لباولي Pauli's Exclusion Principle

«في ذرة ما لا يوجد إلكترونان لهما قيم أعداد الكَم الأربعة نفسها».

مثال 1

حدد قيم أعداد الكم الأربعة للإلكترونين في تحت مستوى الطاقة $1s^2$

$1s^2$
↿⇂

أعداد الكم الأربعة	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول (↿)	1	0	0	+½
الإلكترون الثاني (⇂)	1	0	0	-½

الحل:

يتضح من الجدول أن إلكتروني تحت مستوى الطاقة $1s^2$ يتفقان في قيم أعداد الكم (n , ℓ , m_ℓ) ويختلفان في قيمة عدد الكم المغزلي m_s .

مثال 2

حدد قيم أعداد الكم الأربعة للإلكترونين في تحت مستوى الطاقة $2p^2$

1	1	
p_x	p_y	p_z

أعداد الكم الأربعة	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول (↿)	2	1	-1	+½
الإلكترون الثاني (⇂)	2	1	0	+½

الحل:

يتفق الإلكترونان في تحت مستوى الطاقة $2p^2$ في قيم أعداد الكم (n , ℓ , m_s) ويختلفان في عدد الكم المغناطيسي ورمزه m_ℓ .

مثال 3

رتّب إلكتروني فلك تحت مستوى الطاقة $2p_x^2$ حسب الأفلاك، وحدد قيم أعداد الكم الأربعة لهما

أعداد الكم الأربعة	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول (↿)				
الإلكترون الثاني (⇂)				

الحل:

يتفق الإلكترونان في فلك تحت مستوى الطاقة $2p_x^2$ في قيم أعداد الكم .....

ويختلفان في عدد الكم ..... ورمزه .....

66777192 - 60403150





ملحوظة

1 - إلكتروني فلك تحت مستوى الطاقة ns^2 يختلفان في قيمة عدد الكم المغزلي ms.
2 - إلكتروني فلك تحت مستوى الطاقة (np_x^2 أو np_y^2 أو np_z^2) يختلفان في قيمة عدد الكم المغزلي ms.
3 - إلكتروني فلك تحت مستوى الطاقة np^2 يختلفان في قيمة عدد الكم المغناطيسي mℓ.

أسئلة

السؤال الأول

لديك عنصر افتراضي $_{12}X$ والمطلوب :

1 الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة.
.....
2 الترتيب الإلكتروني حسب الأفلاك.
.....
.....
.....
3 عدد الإلكترونات المفردة (غير المزدوجة) .....
4 عدد الإلكترونات المزدوجة .....
5 يختلف الإلكترونان في آخر تحت مستوى طاقة يملأ بالإلكترونات في قيمة عدد الكم .....

السؤال الثاني

اكتب الترتيب الإلكتروني لذرة الفلور ($_9F$) حسب الأفلاك.

.....
.....

السؤال الثالث

اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

1 مستويات الطاقة الرئيسية ذوات الطاقة المنخفضة تملأ بالإلكترونات أولاً (.....)
2 لا يحدث تزاوج بين إلكترونين في فلك تحت مستوى طاقة معين يتكون من عدة أفلاك إلا بعد أن تشغل أفلاكه فرادى أولاً، ثم تبدأ الإلكترونات بالازدواج في الأفلاك تباعاً باتجاه غزل معاكس. (.....)

السؤال الرابع

ضع علامة (✓) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (✗) أمام العبارة غير الصحيحة فيما يلي :

1 عدد الإلكترونات المفردة (غير المزدوجة) في ذرة الفوسفور ($_{15}P$) يساوي 2. ( )

66777192 - 60403150

نيو أكاديمي
Neu Academy

السؤال الخامس أجب عما يلي :

1 قام أحد المتعلمين بكتابة الترتيب الإلكتروني لعنصر التيتانيوم $_{22}Ti$ على النحو التالي:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4$

مستعيناً بقواعد الترتيب الإلكتروني، اكتشف الخطأ العلمي في هذا الترتيب، ثم حدّد القاعدة التي خالفها المتعلّم، واكتب الترتيب الإلكتروني الصحيح.

.....

.....

.....

تطبيقات على قواعد الترتيب الإلكتروني:

1 الترتيب الالكترونى حسب مستويات الطاقة الرئيسية

مثال (1)

اكتب الترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية لذرة عنصر الصوديوم:

الحل:

-رمز عنصر الصوديوم (Na) - العدد الذري = 11 -إذن لديه 11 إلكترونًا

باستخدام مبدأ أوفباو (مبدأ البناء التصاعدي) يتم ترتيب الإلكترونات من المستويات الأقل طاقة إلى المستويات الأعلى طاقة.

تُرتب كالتالي: المستوى الأول ($2e^-$)، المستوى الثاني ($8e^-$)، المستوى الثالث ($1e^-$)

اذن الترتيب حسب مستويات الطاقة الرئيسية : 2 , 8 , 1

سـؤال اكتب الترتيب الإلكتروني لذرات العناصر التالية حسب مستويات الطاقة الرئيسية:



1-الأكسجين ($_8O$)

.....

2-البوتاسيوم ($_{19}K$)

.....

2 الترتيب الالكتروني حسب تحت مستويات الطاقة

سـؤال اكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة لذرات العناصر التالية :



الحل:

الليثيوم: ($_3Li$) : $1s^2\ 2s^1$

الفاناديوم: ($_{23}V$) : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$



سؤال

اكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة لذرات العناصر التالية :



$_{17}Cl$	
$_{30}Zn$	

سؤال

حدد العدد الذري لذرة العنصر الذي ينتهي ترتيبه الإلكتروني بتحت مستوى الطاقة $2p^3$

الحل:

لتحديد العدد الذري لذرة العنصر:

1 - يُكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة : $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

2 - نُجمع عدد الإلكترونات الموجودة في كل تحت مستوى طاقة $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

$2 + 2 + 3 = 7$

العدد الذري=7

3 الترتيب الالكتروني حسب الافلاك

سؤال

رتب الإلكترونات في ذرة الليثيوم $_3Li$ حسب الأفلاك .

الحل:

1 - يُكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة : $1s^2\ 2s^1$

2-تُرسم الأفلاك لتحت مستويات الطاقة و ترتب فيها الإلكترونات حسب القواعد.

1
$2s^1$

1↓
$1s^2$

سؤال

وضح ما يلي :

1 - الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر البورون ($_5B$) حسب الأفلاك.

.....

2 - الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر الكلور ($_{17}Cl$) حسب الأفلاك.

.....





4 الترتيب الالكتروني لأقرب غاز نبيل

1 - يُكتب بين قوسين مربعين رمز الغاز النبيل الذي يسبق العنصر مباشرةً.
2 - يُستكمل ترتيب الإلكترونات المتبقية من العدد الذري للعنصر.
[أقرب غاز نبيل يسبق العنصر] $ns^x\ np^y$





رتب الإلكترونات في ذرة عنصر الصوديوم $_{11}Na$ حسب أقرب غاز نبيل.

1 - الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة: $[\ 1s^2 2s^2\ 2p^6\ ]\ 3s^1$
الترتيب الإلكتروني حسب أقرب غاز نبيل: $[Ne]3s^1$



رتب الإلكترونات في ذرة عنصر الكالسيوم $_{20}Ca$ حسب أقرب غاز نبيل :

الحل :
الترتيب الإلكتروني حسب أقرب غاز نبيل : $[Ar]\ 4s^2$



سؤال أكتب الترتيب الإلكتروني لكل من ذرات العناصر التالية حسب أقرب غاز نبيل:

1 - $_4Be$: .....
2 - $_{15}P$: .....

استثناءات الترتيب الإلكتروني لبعض ذرات العناصر

الكروم Cr

الكروم Cr (العدد الذري 24): يفترض ان يكون توزيعه $[Ar]\ 4s^2\ 3d^4$

لكن الترتيب الفعلي لـ الكروم $_{24}Cr$:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$

$[Ar]\ 4s^1\ 3d^5$

- ينتقل إلكترون واحد من تحت مستوى الطاقة 4s إلى 3d ليصبح تحت مستوى الطاقة d نصف ممتلئ (5 إلكترونات).

السبب :

- الترتيب الإلكتروني لتحت مستوى الطاقة النصف ممتلئ (d^5) أكثر استقرارًا من (d^4)



النحاس Cu

يفترض أن يكون توزيعه

النحاس $_{29}Cu$: $[Ar]\ 4s^2\ 3d^9$

لكن الترتيب الفعلي لـ الكروم النحاس($_{29}Cu$):

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$

$[Ar]\ 4s^1\ 3d^{10}$

- ينتقل إلكترون واحد من تحت مستوى الطاقة 4s إلى 3d ليصبح تحت مستوى الطاقة d ممتلئًا بالكامل (10 إلكترونات).

السبب :

- الترتيب الإلكتروني لتحت مستوى الطاقة الممتلئ تمامًا (d^{10}) أكثر استقرارًا من (d^9).

سؤال اكمل الجدول التالي:

الترتيب الالكتروني حسب أقرب غاز نبيل	الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة	الترتيب الالكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية	رمز العنصر	اسم العنصر
$[Ne]\ 3s^2\ 3p^2$	.....	.....	.....	السيليكون
.....	.....	2,6	$_8O$	.....

سؤال املأ الفراغات بما يناسبها علمياً:

1 - عنصر ينتهي ترتيبه الإلكتروني بتحت مستوى الطاقة $3d^1$ يكون عدده الذري .....

2 - اسم العنصر الذي ينتهي ترتيبه الإلكتروني بتحت مستوى الطاقة $3p^4$.....

سؤال أجب عما يلي:

أمامك الترتيب الإلكتروني حسب أقرب غاز نبيل للعنصر نفسه:

A	B
$[Ar]\ 4s^2\ 3d^4$	$[Ar]\ 4s^1\ 3d^5$

أيهما أصح في الترتيب (A-B)؟ ولماذا؟

.....

.....



الوحدة الاولى (الالكترونات فى الذرة)

الفصل الثاني دورية العناصر

تطور الجدول الدوري

لقد جرت عدة محاولات لتصنيف العناصر الكيميائية اهمها:-

1 جدول مندليف

- رتب مندليف العناصر فى صفوف أفقية بحسب التزايد فى الكتل الذرية فتكررت خواصها
- تكونت أعمدة رأسية تضم عناصر متشابهه فى الخواص الفيزيائية والكيميائية
- ترك فى جدوله أماكن شاغرة لعناصر تنبأ باكتشافها مستقبلاً

Reihen	Gruppe I. — R^1O	Gruppe II. — RO	Gruppe III. — R^2O^3	Gruppe IV. RH^4 RO^2	Gruppe V. RH^3 R^2O^5	Gruppe VI. RH^2 RO^3	Gruppe VII. RH R^2O^7	Gruppe VIII. — RO^4
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	— — — —

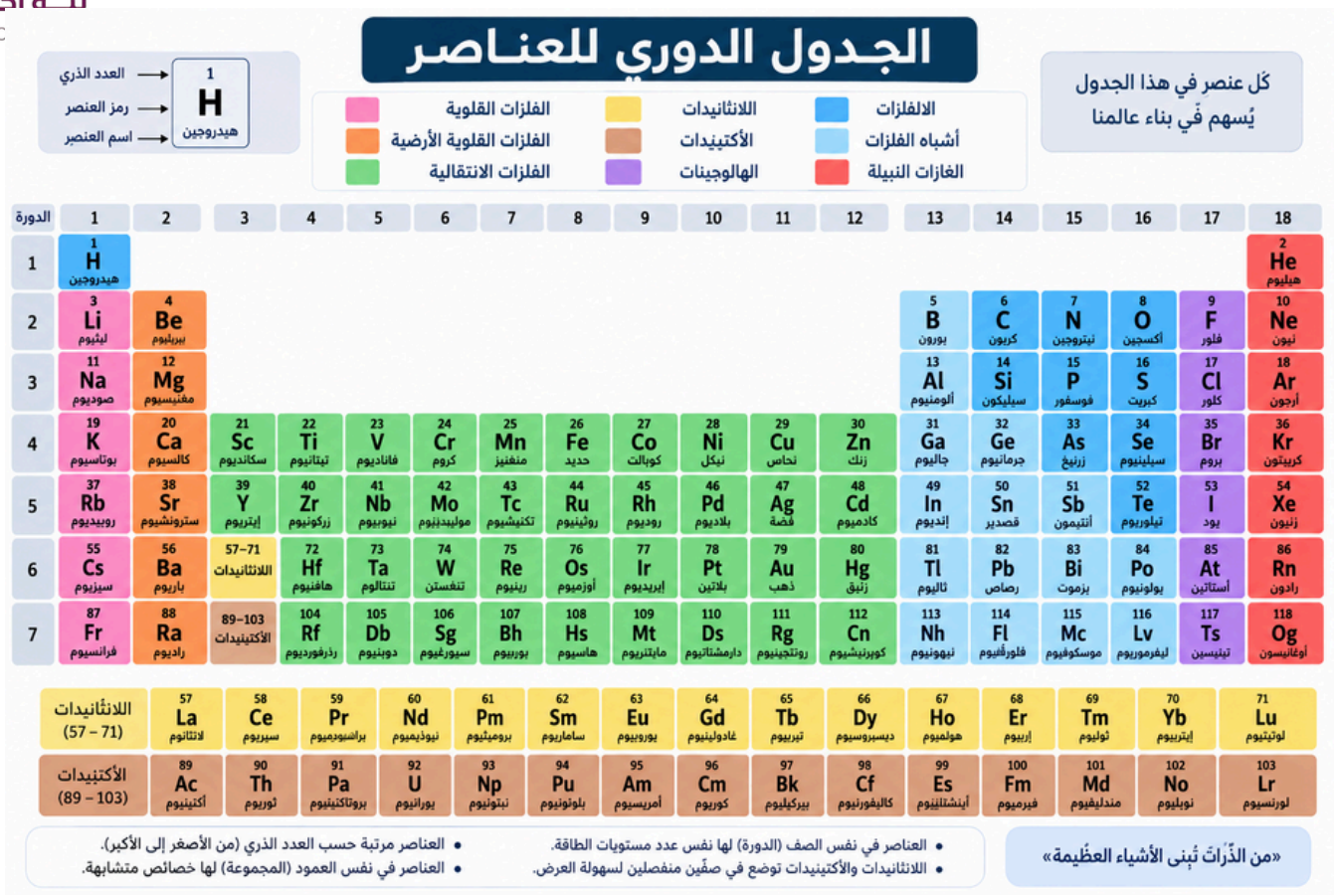
2 الجدول الدوري الحديث

- رتبت العناصر فيه حسب الزيادة في الأعداد الذرية
- رتبت العناصر بحيث يزيد كل عنصر عن العنصر الذي يسبقه ببروتون واحد

القانون الدوري:-

- عند ترتيب العناصر ترتيباً تصاعدياً حسب أعدادها الذرية يظهر تدرج وتكرار دوري في خواصها الفيزيائية والكيميائية

66777192 - 60403150



- تُصنّف العناصر في الجدول الدوري الحديث إلى ثلاث فئات: هي الفلزات، اللافلزات، وأشباه الفلزات. ويفصل بين الفلزات واللافلزات في الجدول الدوري خط متعرج، حيث تقع الفلزات إلى يسار هذا الخط واللافلزات إلى يمينه، بينما تقع أشباه الفلزات على جانبي الخط المتعرج مباشرة

يتكون الجدول الدوري من :

مجموعات — دورات

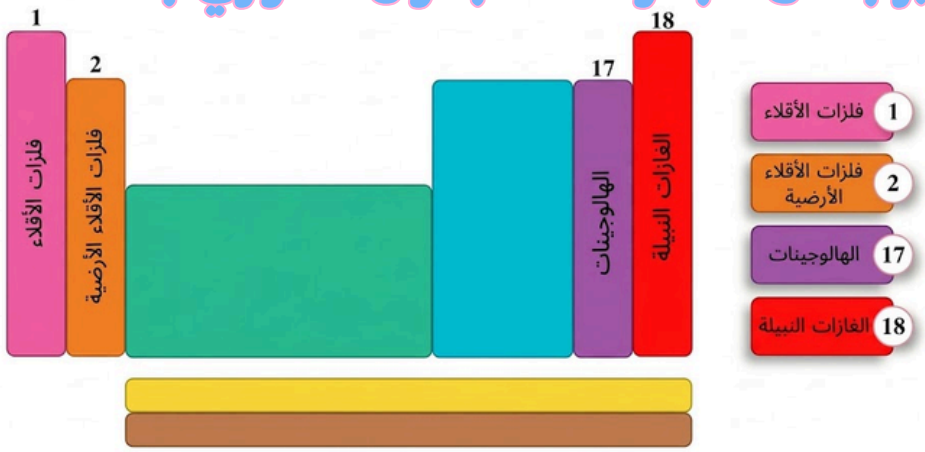
1 المجموعة

- العمود الرأسي من العناصر في الجدول الدوري
- يتكون الجدول الدوري من 18 عمود رأسي
- في المجموعة الواحدة كل عنصر يزيد عن العنصر الذي يسبقه بمستوى طاقة رئيسي واحد

1- يتشابه عناصر المجموعة الواحدة في الخواص الكيميائية
بسبب تشابهه في التركيب الالكتروني
2- تتشابه المجموعة الاولى (فلزات الأقلاء) في خواصها الكيميائية
لان ترتيبها الالكتروني ينتهي بتحت المستوى $1s^1$
3- مجموعة الغازات النبيلة تتشابه في الخواص الكيميائية
لان ترتيبها الالكتروني ينتهي بتحت المستوى np^6 ما عدا الهيليوم

نيو أكاديمي
Neu Academy

تتميز بعض مجموعات الجدول الدوري بأسماء خاصة



2 الـــدورة

- الصف الافقى من الجدول الدورى
- يتكون الجدول الدورى من 7 دورات (7 صفوف افقية)
- عدد مستويات الطاقة الرئيسية فى الدورة الواحدة ثابت ويساوى رقم الدورة

ظهور تدرج فى الخواص الكيميائية خلال الدورة الواحدة
لانها تتدرج فى التركيب الالكترونى لمستوى الطاقة الخارجى لها

- يحتوى الجدول الدورى على نوعين من الدورات.
- دورات قصيرة (الدورة الاولى والثانية والثالثة).
- دورات طويلة (للدورة الرابعة والخامسة والسادسة والسابعة).

الدورة	الأولي	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة	السابعة
عدد العناصر	2	8	8	18	18	32	32

سـؤال أكمل ما يلي بما يناسبه:

الاسم المميز للمجموعة رقم (1)	الاسم المميز للمجموعة رقم (2) .....
عدد المجموعات في الجدول الدوري	
الاسم المميز للمجموعة رقم (17)	الاسم المميز للمجموعة رقم (18) .....

66777192 - 60403150



أسئلة

السؤال الأول

اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية:

1. عند ترتيب العناصر ترتيباً تصاعدياً حسب أعدادها الذرية يظهر تدرج وتكرار دوري في خواصها الفيزيائية والكيميائية.
2. العمود الرأسي من العناصر في الجدول الدوري.

السؤال الثاني

لديك العناصر الافتراضية التالية والترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية لها:

القائمة (أ)	
العنصر	التركيب الإلكتروني
Q	2 , 1
M	2 , 8 , 1
X	2 , 8 , 8 , 1

القائمة (ب)	
العنصر	التركيب الإلكتروني
D	2,8,2
Z	2 , 8 , 3
G	2 , 8 ,4

1. ما المشترك بين العنصرين (Z - M)؟

.....

2. لماذا وضعت عناصر القائمة (أ) مع بعضها؟

.....

3. القائمة التي تمثل عناصر في دورة واحدة (أ - ب) ..... والقائمة التي تمثل عناصر في مجموعة واحدة (أ - ب) .....

السؤال الثاني

أجب عما يلي:

لاحظ عالم كيمياء أن عناصر مثل الكلور (غاز)، الفلور (غاز)، اليود (صلب) والبروم (سائل) تُظهر سلوكاً كيميائياً متشابهاً رغم اختلافها في بعض الخواص الفيزيائية.
استنتج مما درست السبب العلمي لهذا التشابه في السلوك الكيميائي.

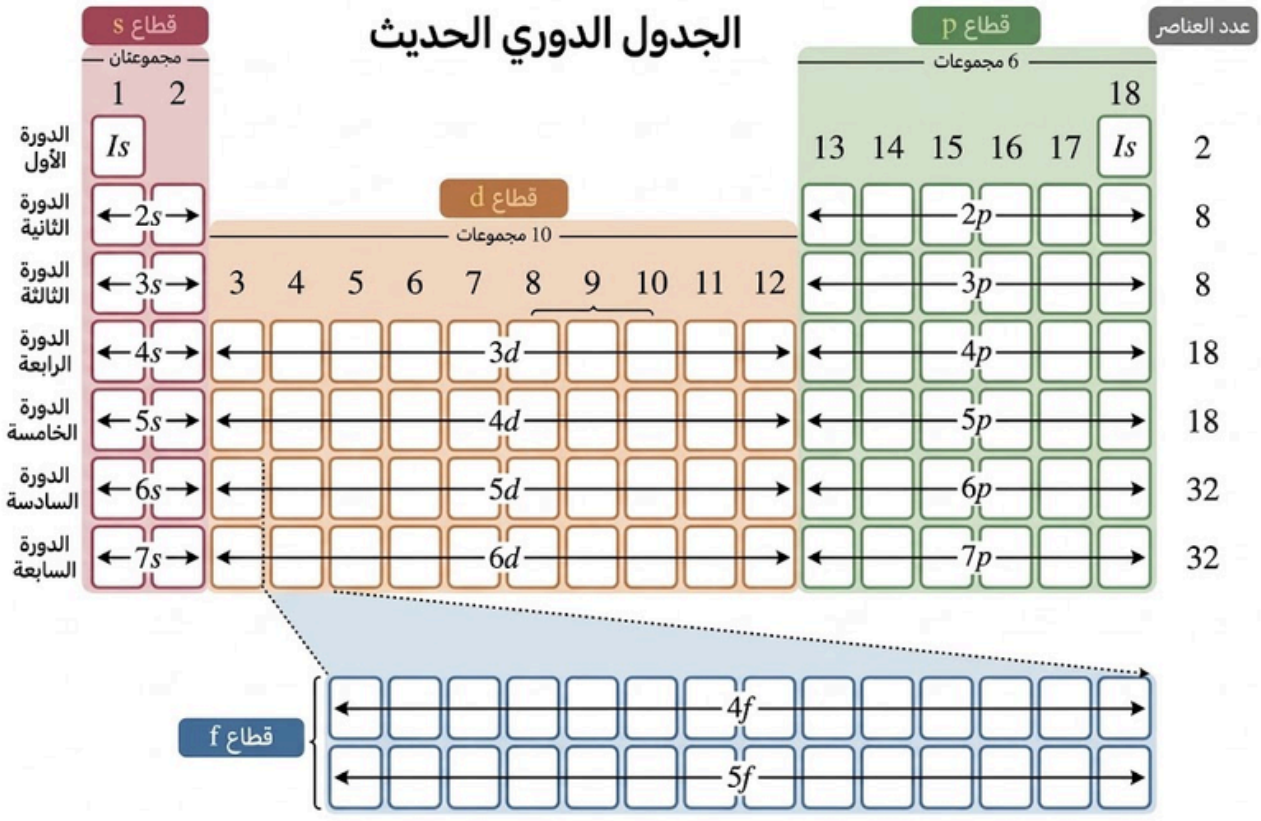


.....

.....

2 تقسيم العناصر

- تقسيم العناصر تبعاً لترتيبها الالكتروني
- يقسم الجدول الدوري إلى أربع قطاعات رئيسية بناءاً على نوع تحت مستويات الطاقة (S, P, d, f) التي تشغلها إلكترونات المستوى الخارجي



عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (s):

- الترتيب الإلكتروني: ينتهي الترتيب الإلكتروني لعناصرها بتحت مستويات الطاقة (ns^1 و ns^2).
- تسمى عناصر هذه المجموعات بـ العناصر المُمَثّلة تضم المجموعتين 1 و2، بالإضافة إلى عنصر الهيليوم (المجموعة 18).

عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (p):

- الترتيب الإلكتروني: يمتلئ تحت مستوى الطاقة (p) تدريجيًا حتى يكتمل (من (np^1) إلى (np^6)).
- تسمى عناصر هذه المجموعات بـ العناصر الممثلة تضم المجموعات من 13 إلى 18 (باستثناء الهيليوم).

عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (d):

- الترتيب الإلكتروني: يمتلئ تحت مستوى الطاقة (d) تدريجيًا حتى يكتمل (من nd^1 إلى nd^{10}).
- تسمى عناصر هذه المجموعات بـ العناصر الانتقالية الرئيسية، وتتكون من 10 أعمدة رأسية.

عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (f):

- الترتيب الإلكتروني: يمتلئ تحت مستوى الطاقة (f) تدريجيًا حتى يكتمل (من nf1 إلى nf14).
- تسمى عناصرها بـ العناصر الانتقالية الداخلية.
- تتكون من سلسلتين من عناصر الدورتين السادسة و السابعة

اللانثانيدات

- من عناصر الدورة السادسة
- يبدأ فيها ملء تحت مستوى الطاقة 4f تدريجيًا بالإلكترونات



علل : سميت هذه العناصر باللانثانيدات.

- لأنها تأتي مباشرة بعد عنصر اللانثانيوم ($_{57}La$) في الجدول الدوري.

الأكتينيدات

- من عناصر الدورة السابعة
- يبدأ فيها ملء تحت مستوى الطاقة 5f تدريجياً بالإلكترونات



علل : سميت هذه العناصر بالأكتينيدات

- لأنها تأتي مباشرة بعد عنصر الأكتينيوم ($_{89}Ac$) في الجدول الدوري.



علل : وضعت اللانثانيدات والأكتينيدات فى صف افقى اسفل الجدول الدورى

- توفيراً للمساحة وحفاظاً على تنظيم الجدول الدورى

التلخيص

العناصر المُمثَّلة:
هي عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (s) وعناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (p) عندما تملأ جزئيًا أو كليًا بالإلكترونات، وتضم المجموعتين 1 و 2 (بالإضافة للهيليوم)، والمجموعات من 13 إلى 18.

العناصر الانتقالية الرئيسية:
هي عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (d) تقع فى وسط الجدول الدورى وتضم 10 مجموعات حيث يتم امتلاء تحت مستوى الطاقة (d) جزئياً او كلياً بالإلكترونات

العناصر الانتقالية الداخلية:
هي عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (f) تقع أسفل الجدول وتضم سلسلتي اللانثانيدات والأكتينيدات، حيث يتم امتلاء تحت مستوى الطاقة (f) جزئيًا أو كليًا بالإلكترونات.

تحديد موقع العنصر من ترتيبه الإلكتروني في الجدول الدوري.

1 تحديد رقم الدورة:

- يحدده أكبر قيمة لعدد الكم الرئيسي (n) في الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة لذرة العنصر.

مثال: ذرة عنصر الصوديوم ($_{11}Na$) ترتيبه $[Ne]3s^1$، أكبر قيمة عدد كم رئيسي له (3)، إذن يقع في الدورة الثالثة.

2 تحديد رقم المجموعة:

القاعدة الأولى:

إذا انتهى الترتيب الإلكتروني للعنصر بتحت مستوى الطاقة ns^x

- رقم الدورة = قيمة أكبر عدد كم رئيسي (n)
- رقم المجموعة = قيمة x





حدد موقع العناصر التالية:

1- الصوديوم ($_{11}Na$): الترتيب الإلكتروني له $[Ne]\ 3s^1$.
الدورة: الثالثة (قيمة أكبر عدد كم رئيسي $n = 3$)
المجموعة: قيمة $x = 1$
∴ يقع عنصر الصوديوم في الدورة الثالثة والمجموعة الأولى.

2- الكالسيوم ($_{20}Ca$): الترتيب الإلكتروني له $[Ar]4s^2$.
الدورة: الرابعة (قيمة أكبر عدد كم رئيسي $n = 4$)
المجموعة: قيمة $x = 2$
∴ يقع عنصر الكالسيوم في الدورة الرابعة والمجموعة الثانية.

القاعدة الثانية

إذا انتهى الترتيب الإلكتروني للعنصر بتحت مستوى الطاقة ns^2np^x

- رقم الدورة = قيمة أكبر عدد كم رئيسي (n)
- رقم المجموعة = قيمة $x + 12$



حدد موقع العناصر التالية:

- السيلينيوم ($_{34}Se$):

الترتيب الإلكتروني له $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^4$
الدورة: الرابعة (قيمة أكبر عدد كم رئيسي $n = 4$)
المجموعة: قيمة $x + 12 =$
$16 = 12 + 4$
∴ يقع عنصر السيلينيوم في الدورة الرابعة والمجموعة 16



حدد موقع العناصر التالية:

- الجرمانيوم ($_{32}Ge$):

الترتيب الإلكتروني له $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^2$
الدورة: الرابعة (قيمة أكبر عدد كم رئيسي $n = 4$)
المجموعة: قيمة $x + 12 =$
$14 = 12 + 2$
∴ يقع عنصر السيلينيوم في الدورة الرابعة والمجموعة 16



حدد موقع العنصر التالي البروم ($_{35}Br$)

1. الترتيب الإلكتروني له: .....
2. الدورة: .....
3. المجموعة: .....

إذا علمت أن العنصر (x) ينتهي ترتيبه الإلكتروني بـ: $(3p^5)$.

المطلوب:

1. اسم العنصر: ..... ورمزه الكيميائي: .....
2. نوع العنصر حسب الترتيب الإلكتروني لتحت مستويات الطاقة (المُمثّلة - الانتقالية الرئيسية)
.....
3. يقع العنصر في الدورة: ..... والمجموعة: .....

نيو أكاديمي
Neu Academy

أكمل الفراغات في كل عبارة مما يلي بما يناسبها علميًا:

1. يصنف العنصر الذي يقع في المجموعة الأولى من الجدول الدوري، من عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة ..... .
2. عنصر ينتهي ترتيبه الإلكتروني بـ $2p^6$ ، يقع في الدورة ..... والمجموعة .....

ضع علامة (✓) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (✗) أمام العبارة غير الصحيحة فيما يلي:

1. العنصر الذي عدده الذري 22 ، يعتبر عنصرًا انتقاليًا رئيسيًا. ( )

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{12}Z$ ، $_{17}A$

المطلوب:

1. يقع العنصر $_{12}Z$ في الدورة ..... ، المجموعة: ..... .
2. يعتبر العنصر $_{17}A$ من العناصر (الممثلة - الانتقالية الداخلية) ..... .

الميول الدورية (التدرج في الخواص)

1 نصف القطر الذرى (الحجم الذرى)

علل : من الصعب جدًّا تحديد المسافة بين النواة وأبعد إلكترون عنها؛ وذلك لسببين رئيسيين:

- طبيعة السحابة الإلكترونية: الإلكترونات تتحرك بسرعة هائلة مكونة سحابة إلكترونية تقل كثافتها تدريجيًا كلما ابتعدنا عن النواة، مما يعني انعدام الحدود الواضحة للذرة.
- حالة الذرات في الطبيعة: معظم ذرات العناصر لا توجد في الطبيعة بصورة منفردة.

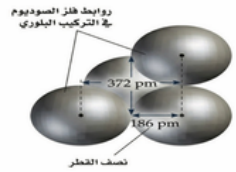
قياس نصف قطر الذرة

1 نصف القطر الذرى الفلزى

- نصف المسافة بين نواتى ذرتين متجاورتين في التركيب البلورى للعنصر.

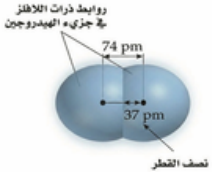






1 نصف القطر الذرى اللافلزى (الجزيئات ثنائية الذرة)

- نصف المسافة بين نواتى ذرتين متماثلتين بينهما رابطة كيميائية



66777192 - 60403150

نيو أكاديمي
Neu Academy

- يقاس نصف القطر الذري بوحدات صغيرة جدًا نظرًا لصغر حجم الذرة، وأكثرها شيوعًا البيكومتر (pm).

1 بيكومتر = 1pm = 10^{-12} m

مثال (1)

إذا علمت أن المسافة بين نواتي ذرتي البروم في جزيء البروم Br_2 هي 228pm فما هي قيمة نصف القطر الذري بوحدة البيكومتر؟

البروم (بوحدة البيكومتر) = $\frac{228}{2}$ = 114pm

مثال(2)

إذا علمت أن المسافة بين نواتي ذرتي الكلور في جزيء الكلور Cl_2 هي 198pm .
فما هي قيمة نصف القطر الذري بوحدة البيكومتر؟

.....

التدرج خلال المجموعة

- يزداد نصف القطر الذري كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجياً من أعلى إلى أسفل (بزيادة العدد الذري)

يزداد نصف القطر الذري كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجياً من أعلى إلى أسفل (بزيادة العدد الذري)

لأنه كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجياً من أعلى إلى أسفل يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية فيزداد تأثير حجب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي وتقل قوة جذب النواة لهذه الإلكترونات لذلك يزداد نصف القطر الذري

ملاحظة

الحجب هو انخفاض تأثير شحنة النواة على الإلكترونات الخارجية نتيجة وجود الإلكترونات داخلية تحد من قوة جذب النواة

اجب عما يلي

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{31}Z$, $_{13}A$, $_{5}X$ ، المطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية:
(بفرض عدم وجود استثناءات)

1 - العنصر الذي له أكبر نصف قطر ذري (X - Z)

.....

السبب: .....

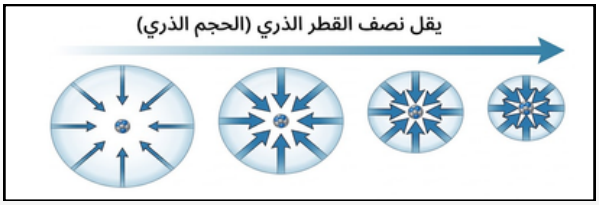
.....

2 - العنصر الذي له أصغر نصف قطر ذري (X - A)

.....

66777192 - 60403150

التدرج خلال الدورة



يقل نصف القطر الذرى كلما انتقلنا عبر الدورة تدريجياً من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذرى)

لانه كلما انتقلنا عبر الدورة من اليسار لليمين (بزيادة العدد الذرى) يزيد كل عنصر عن الذى يسبقه ببروتون فتزداد شحنة النواة وتزداد قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجى بينما يبقى تأثير الحجب ثابت (بسبب عدم زيادة مستويات الطاقة الرئيسية) فيقل نصف القطر الذرى

سؤال اجب عما يلي

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{10}Z$, $_{9}A$, $_{3}X$ ، المطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية:
(بفرض عدم وجود استثناءات)

1 - العنصر الذي له أصغر نصف قطر ذري (X - A)

.....

السبب

.....

2 - العنصر الذي له أكبر نصف قطر ذري (X - Z) .....

3 - اسم مجموعة العنصر الذي له أكبر نصف قطر ذري.....

4 - اسم مجموعة العنصر الذي له أصغر نصف قطر ذري .....

التلخيص

1 - يزداد نصف القطر الذري للعناصر تدريجيًا خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل.
2 - يقل نصف القطر الذري للعناصر تدريجيًا خلال الدورة من اليسار إلى اليمين.
3 - مجموعة فلزات الأقلاء لها أكبر نصف قطر ذري في دورتها.
4 - مجموعة الغازات النبيلة لها أصغر نصف قطر ذري في دورتها.

2 طاقة التأين

- النواة تجذب الإلكترونات بقوة تعتمد على المسافة بينها، ولكي ننزع إلكترون من الذرة نحتاج إلى مقدار معين من الطاقة.
- فإذا مُنحت الذرة طاقة كافية، يمكن نزع إلكترون منها . سيقل عدد إلكترونات الذرة بواحد عن عدد البروتونات في نواتها، فتتحول إلى أيون موجب الشحنة (كاتيون)،

طاقة التأين الأولى

مقدار الطاقة اللازمة لنزع أضعف إلكترون ارتباطاً بالنواة من ذرة متعادلة في الحالة الغازية

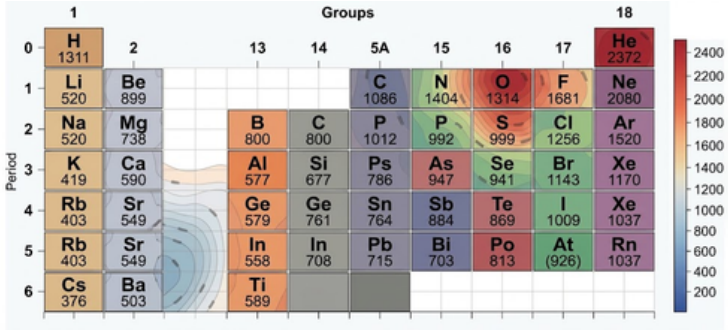


مثال (1)

نحتاج إلى طاقة مقدارها تقريباً (520kJ/mol) لانتزاع إلكترون مستوى الطاقة الخارجي (آخر مستوى طاقة مشغول بالإلكترونات) من ذرة الليثيوم المتعادلة وهي ما تعرف بطاقة التأين الأولى. وينتج عنها تكون كاتيون الليثيوم الذي يحمل شحنة موجبة واحدة (Li^+).

ملاحظة

ويمكن للذرة أن تفقد أكثر من إلكترون من مستوى الطاقة الخارجي، ولذلك يمكن أن يكون للذرة أكثر من طاقة تأين.



التدرج خلال المجموعة

كلما انتقلنا خلال المجموعة تدريجياً من اعلى لاسفل (بزيادة العدد الذرى) تقل طاقة التأين الاولى

لأنه كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجياً من اعلى لاسفل (بزيادة العدد الذرى) يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية فيزداد تأثير حجب النواة وتقل قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجى ،فيسهل نزع الإلكترون وبالتالى تقل طاقة التأين الاولى

مثال (1)

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{20}Z$, $_{12}A$, $_{4}X$ ، المطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية:
(بفرض عدم وجود استثناءات)

1 - العنصر الذي له اعلى طاقة تأين (X-A) .....

2 - العنصر الذي له أقل طاقة تأين (X-Z).....

السبب: .....

التدرج خلال الدورة

كلما انتقلنا خلال الدورة تدريجياً من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذرى) تزداد طاقة التأين الاولى

لأنه، كلما انتقلنا خلال الدورة تدريجيًا من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذري) تزداد شحنة النواة، وتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات، بينما يبقى تأثير الحجب ثابتاً (بسبب عدم زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية)، فيصعب نزع الإلكترون، فترداد طاقة التأين الأولى.

مثال (1)

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{20}Z$, $_{9}A$, $_{4}X$ ، المطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية:
(بفرض عدم وجود استثناءات)

1 - العنصر الذي له أقل طاقة تأين (X - A) .....
2 - العنصر الذي له أعلى طاقة تأين (A - Z) .....
السبب.....
3 - اسم مجموعة العنصر الذي له أقل طاقة تأين .....
4 - اسم مجموعة العنصر الذي له أعلى طاقة تأين .....

التلخيص

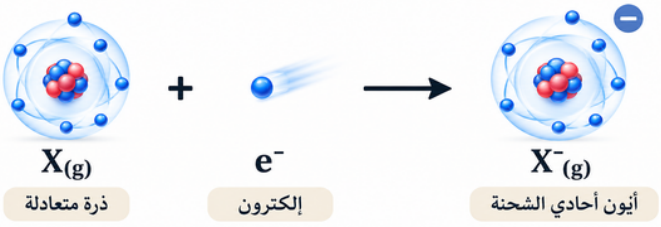
1 - تقل طاقة التأين الأولى للعناصر تدريجيًا خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل.
2 - تزداد طاقة التأين الأولى للعناصر تدريجيًا خلال الدورة من اليسار إلى اليمين.
3 - مجموعة فلزات الأقلاء لها أقل طاقة تأين في دورتها؛ لذا تفقد إلكترون مستواها الخارجي الوحيد بسهولة لتكوّن أيونات موجبة أحادية الشحنة.
4 - مجموعة الغازات النبيلة لها أعلى طاقة تأين في دورتها؛ بسبب صغر حجم ذراتها واكتمال مستويات طاقتها الخارجية، مما يحد من نشاطها الكيميائي.

3 طاقة الميل الالكتروني

- عند إضافة إلكترون واحد او اكثر الى الذرة تنتج هذه العملية أيوناً يحمل شحنة سالبة (أنيون) ولكى يحدث ذلك تنطلق او تمتص من الذرة طاقة تسمى طاقة الميل الالكتروني

الميل الالكتروني

- مقدار الطاقة المنطلقة او الممتصة من الذرة وهى فى الحالة الغازية عندما تكتسب الكتروناً او اكثر.



التدرج خلال المجموعة

كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجياً من اعلى لاسفل (بزيادة العدد الذرى) تقل طاقة الميل الالكتروني

لأنه كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجيًا من أعلى إلى أسفل (بزيادة العدد الذري) يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية فيزداد تأثير الحجب، وتقل قوة جذب النواة للإلكترونات، مما يجعل هناك صعوبة في جذب النواة للإلكترون المضاف، وبالتالي تقل طاقة الميل الإلكتروني.

مثال (1)

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{32}Z$, $_{14}A$, $_{6}X$ ، المطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية:
(بفرض عدم وجود استثناءات)

1 - اسم العنصر X .....

2 - رمز العنصر A .....

3 - العنصر الذي له أقل طاقة ميل إلكتروني (X - Z) .....

السبب .....

العنصر الذي له أعلى طاقة ميل إلكتروني (X - A) .....

التدرج خلال الدورة

كلما انتقلنا خلال الدورة تدريجياً من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذرى) تزداد طاقة الميل الالكترونى

لأنه، كلما انتقلنا خلال الدورة تدريجيًا من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذري) تزداد شحنة النواة، وتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات، بينما يبقى تأثير الحجب ثابتاً (بسبب عدم زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية) مما يسهل على النواة جذب الالكترون المضاف فتزداد طاقة الميل الالكترونى

مثال (1)

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{17}Z$, $_{14}A$, $_{11}X$ ، المطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية:
(بفرض عدم وجود استثناءات)

1 - العنصر الذي له أقل طاقة ميل الكترونى (X - z) .....

2 - العنصر الذي له أعلى طاقة ميل الكترونى (A - Z) .....

السبب.....

3 - اسم مجموعة العنصر الذي له اعلى طاقة ميل الكترونى .....

4 - اسم مجموعة العنصر الذي لهايل طاقة ميل الكترونى.....

استثناء فى طاقة الميل الالكترونى

الميل الإلكتروني للفلور أقل من الميل الإلكتروني للكلور

وذلك بسبب صغر حجم ذرة الفلور فإن الإلكترون المضاف يتنافر بشدة مع الإلكترونات التسعة الأصلية الموجودة مما يقلل من استقرار الذرة فتقل طاقة الميل الإلكتروني، بينما ذرة الكلور أكبر حجماً لذلك يكون التنافر أقل

لذلك العنصر الذى له اعلى ميل الكترونى فى الجدول الدورى هى الكلور CL_{17}

66777192 - 60403150

التلخيص

1 - تقل طاقة الميل الإلكتروني للعناصر تدريجيًا خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل.
2 - تزداد طاقة الميل الإلكتروني للعناصر تدريجيًا خلال الدورة من اليسار إلى اليمين.
3 - مجموعة فلزات الأقلاء لها أقل طاقة ميل إلكتروني في دورتها.
4 - مجموعة الهالوجينات لها أعلى طاقة ميل إلكتروني في دورتها.
5 - الغازات النبيلة: غالبًا طاقة الميل الإلكتروني تكون ممتصة؛ بسبب استقرار تركيبها الإلكتروني واكتمال مستوياتها، مما يجعل إضافة إلكترون جديد يتطلب طاقة كبيرة.
6 - عنصر الكلور Cl_{17} يمتلك أعلى قيمة طاقة ميل إلكتروني في الجدول الدوري الحديث.

4 السالبية الكهربائية

مقياس قدرة الذرة على جذب الإلكترونات نحوها من ذرة أخرى مرتبطة معاها برابطة كيميائية

تقاس بمقياس باولنج

H 2.1																	He N/A
Li 1.0	Be 1.5											B 1.5	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne N/A
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar N/A
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.2	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.5	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.8	Zn 1.6	Ga 1.5	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.1	Br 2.4	Kr N/A*
Rb 0.8	Sr 0.9	Y 1.2	Zr 1.3	Nb 1.5	Mo 1.7	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 2.4	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe N/A*
Cs 0.79	Ba 0.9		Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.0	Rn N/A
Fr 0.7	Ra 0.9																

شكل (23)

الغازات النبيلة ليس لها قيم سالبية كهربائية

لان الغازات النبيلة مستقرة وغالبا لا تكون روابط كيميائية

التدرج خلال المجموعة

كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجياً من اعلى لاسفل (بزيادة العدد الذرى) تقل السالبية الكهربائية

بسبب زيادة مستويات الطاقة الرئيسية فيزداد تأثير الحجب وتقل قوة جذب النواة للإلكترونات فتقل السالبية الكهربائية.

مثال (1)

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{34}Z$, $_{16}A$, $_{8}X$ ، المطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية:
(بفرض عدم وجود استثناءات)

1- العنصر الذي له أقل سالبية كهربائية (X - Z) .....

السبب .....

2-- العنصر الذي له أعلى سالبية كهربائية (X - A) .....

التدرج خلال الدورة

كلما انتقلنا عبر الدورة تدريجياً من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذرى) تزداد السالبية الكهربائية

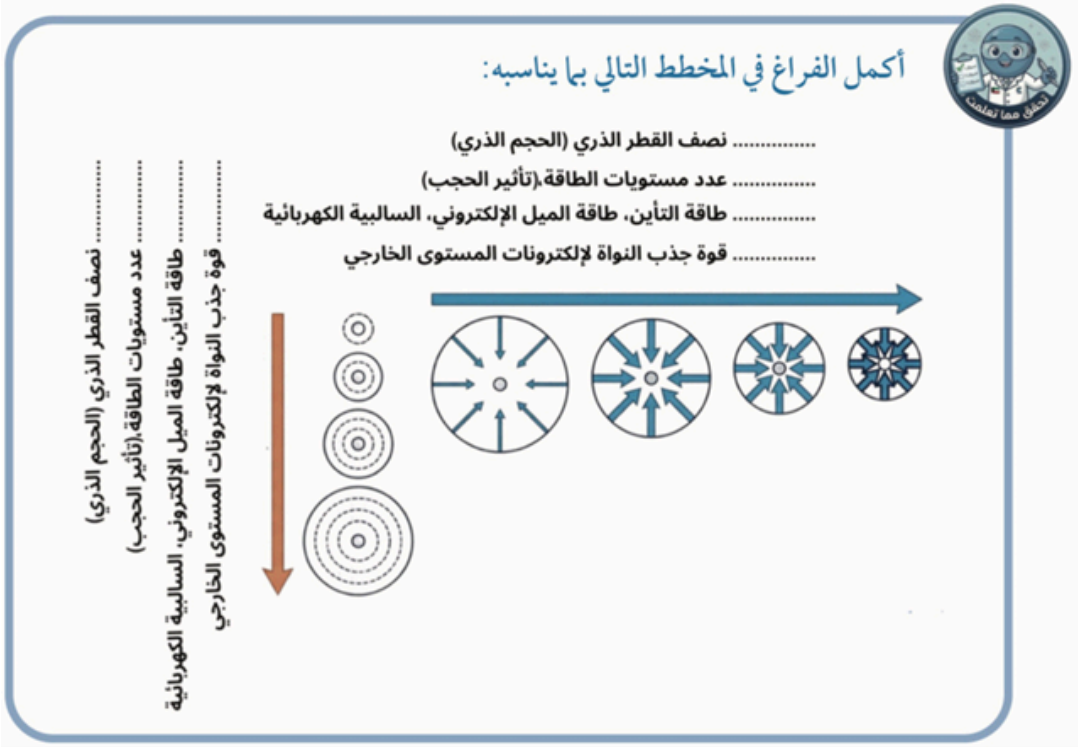
بسبب زيادة شحنة النواة وتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات بينما تبقي درجة الحجب ثابته (بسبب عدم زيادة مستويات الطاقة الرئيسية) فتزداد السالبية الكهربائية

التلخيص

1- تقل السالبية الكهربائية للعناصر تدريجيًا خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل.
2 - تزداد السالبية الكهربائية للعناصر تدريجيًا خلال الدورة من اليسار إلى اليمين.
3 - مجموعة فلزات الأقلاء لها أقل سالبية كهربائية في دورتها.
4 - مجموعة الهالوجينات لها أعلى سالبية كهربائية في دورتها.
5 - الفلور (F) أعلى عناصر الجدول الدوري في السالبية الكهربائية، بينما عنصر الفرانسيوم (Fr) هو أقلها بين عناصر الجدول الدوري.
6 - بصورة عامة الغازات النبيلة ليس لها قيم سالبية كهربائية (علل)، لأن الغازات النبيلة مستقرة وغالبًا لا تكون روابط كيميائية.

أكمل الفراغ في المخطط التالي بما يناسبه:

..... نصف القطر الذري (الحجم الذري)
..... عدد مستويات الطاقة (تأثير الحجب)
..... طاقة التأين، طاقة الميل الإلكتروني، السالبية الكهربائية
..... قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي



66777192 - 60403150



نيو أكاديمي
Neu Academy

أسئلة الوحدة الأولى

السؤال الأول: اختر الإجابة الصحيحة لكل عبارة من العبارات الآتية وذلك بوضع علامة (صح) في المربع المقابل لها:

1. فرع علم الكيمياء الذي يهتم بدراسة تحليل مكونات المادة وكمية كل مكون:
   ☐ الكيمياء العضوية ☐ الكيمياء التحليلية ☐ الكيمياء الفيزيائية ☐ الكيمياء الحيوية
2. في ذرة ما الإلكترونات الأكثر ارتباطًا بالنواة هي إلكترونات مستوى الطاقة الرئيسي الذي يرمز له بالرمز:
   ☐ K ☐ L ☐ M ☐ N
3. أحد التسميات لتحت مستويات الطاقة التالية غير صحيح:
   ☐ 3s ☐ 2p ☐ 3d ☐ 3f
4. إلكترونا الفلك (2py) يتشابهان في أعداد الكَمّ:
   ☐ n, m_l, m_s ☐ l, m_l, m_s ☐ n, l, m_s ☐ n, l, m_l
5. مجموع عدد الأفلاك الكلي في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني (n = 2)، يساوي:
   ☐ 2 ☐ 4 ☐ 5 ☐ 16
6. إذا كانت قيمة (n = 3) ، (l = 0) لإلكترون المستوى الخارجي في ذرة عنصر ما، فإن الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة لذرة هذا العنصر:
   ☐ $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ ☐ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ ☐ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$ ☐ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3p^1$

السؤال الثاني: ضع علامة (✓) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (✗) أمام العبارة غير الصحيحة فيما يلي:

1. يُملأ تحت مستوى الطاقة (4s) بالإلكترونات قبل تحت مستوى الطاقة (4p). ( )
2. رتّب مندليف العناصر في أعمدة بحسب تزايد العدد الذري. ( )
3. العنصر ذو العدد الذري (2) يشبه في خواصه الكيميائية العنصر ذو العدد الذري (20). ( )
4. عناصر اللانثانيدات والأكتينيدات هي عناصر تحت مستوى الطاقة d. ( )
5. عناصر فلزات الأقلاء لها أقل طاقة تأين في دورتها. ( )

السؤال الثالث: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية:

1. العلم الذي يدرس تركيب المادة وخواصها والتغيرات التي تطرأ عليها، والطاقة المصاحبة لهذه التغيرات .....
2. كل ما له كتلة ويشغل حيزاً من الفراغ .....
3. الجزء الأصغر من العنصر ويحتفظ بخواص ذلك العنصر .....
4. الذرة التي امتصت كمية معينة من الطاقة مما أدى إلى انتقال إلكترون أو أكثر من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى .....
5. الذرة عندما تكون طاقة إلكتروناتها أقل ما يمكن، بحيث تترتب إلكتروناتها في مستويات الطاقة وفق الترتيب الإلكتروني الأكثر استقراراً .....

66777192 - 60403150

6 مناطق الفراغ المحيط بالنواة، والتي يحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات.....

7 مناطق داخل السحابة الإلكترونية، يزداد احتمال وجود الإلكترون فيها.....

8 عدد يصف طاقة المستوى الرئيسي ويحدد بُعده عن النواة.....

9 عدد يحدد تحت مستوى الطاقة داخل مستوى الطاقة الرئيسي، كما يحدد شكل الفلك الذري الذي يشغله الإلكترون.....

10 عدد يحدد اتجاه الفلك الذري في الفراغ داخل تحت مستوى الطاقة.....

11 عدد الكَمّ الذي يصف اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه داخل الفلك الذري.....

12 مستويات الطاقة الرئيسية ذوات الطاقة المنخفضة تملأ بالإلكترونات أولاً.....

13 تحت مستوى الطاقة الذي يكون مجموع قيمة عددي الكَمّ الرئيسي والزاوي (n + l) له أقل يملأ بالإلكترونات أولاً، فإذا تساوى تحت مستويين في مجموع قيمة (n + l)، فتحت مستوى الطاقة الذي له أقل قيمة عدد كَمّ رئيسي (n) يملأ بالإلكترونات أولاً.....

14 لا يحدث تزاوج بين إلكترونين في فلك تحت مستوى طاقة معين يتكون من عدة أفلاك إلا بعد أن تُشغل أفلاكه فرادى أولاً، ثم تبدأ الإلكترونات بالازدواج في الأفلاك تباعاً باتجاه غزل معاكس.
.....

15 في ذرة ما لا يوجد إلكترونان لهما قيم أعداد الكَمّ الأربعة نفسها.....

16 عند ترتيب العناصر ترتيباً تصاعدياً حسب أعدادها الذرية يظهر تدرج وتكرار دوري في خواصها الفيزيائية والكيميائية.....

17 العمود الرأسي من العناصر في الجدول الدوري.....

18 الصف الأفقي من العناصر في الجدول الدوري.....

19 نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر.....

20 نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين بينهما رابطة كيميائية.....

21 مقدار الطاقة اللازمة لنزع أضعف إلكترون ارتباطاً بالنواة من ذرة متعادلة في الحالة الغازية.....

22 مقدار الطاقة المنطلقة أو الممتصة من الذرة وهي في الحالة الغازية عندما تكتسب إلكتروناً أو أكثر.....

23 مقياس قدرة الذرة على جذب الإلكترونات نحوها من ذرة أخرى مرتبطة معها برابطة كيميائية.....

السؤال الرابع: أكمل العبارات التالية بما تراه مناسباً:

1 تزداد طاقة المستوى الرئيسي كلما ..... عن النواة.

2 إذا كانت (n = 3 , l = 0) فإن رمز تحت مستوى الطاقة هو ..... .

3 عدد الإلكترونات المفردة (غير المزدوجة) في تحت مستوى الطاقة ($4d^8$) هو .....

4 ينتهي الترتيب الإلكتروني لعنصر الصوديوم ($_{11}Na$) بتحت مستوى الطاقة .....

5 العناصر الانتقالية الداخلية هي التي ينتهي ترتيبها الإلكتروني بإضافة الإلكترونات إلى تحت مستوى الطاقة ..... .

66777192 - 60403150



السؤال الخامس: قارن بين كُلاً مما يلي:

1

وجه المقارنة	مستوى الطاقة الرئيسي الأول	مستوى الطاقة الرئيسي الرابع
الرمز	.....	.....
البعد عن النواة (أقرب - أبعد)	.....	.....
طاقة المستوى (أقل - أكبر)	.....	.....

2

وجه المقارنة	قيمة n	قيمة l	عدد الأفلاك	عدد الإلكترونات
4d	.....	.....	.....	.....
2p	.....	.....	.....	.....

3

وجه المقارنة	التدرج خلال الدورة من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري	التدرج خلال المجموعة من أعلى لأسفل بزيادة العدد الذري
نصف القطر الذري (الحجم الذري)	.....	.....
طاقة التأين	.....	.....
طاقة الميل الإلكتروني	.....	.....
السالبية الكهربائية	.....	.....
قوة جذب النواة	.....	.....
تأثير الحجب	.....	.....

السؤال السادس: علل لما يأتي تعليلاً علمياً سليماً:

1 ارتداد عدد قليل جداً من جسيمات ألفا في اتجاه مصدرها بعد اصطدامها برقاقة الذهب.

.....

2 لا يحدث تنافر بين إلكترونين في فلك معين رغم أنهما يحملان نفس الشحنة السالبة.

.....

3 يملأ تحت مستوى الطاقة (3d) بـ (10) إلكترونات فقط.

.....

4 يملأ تحت مستوى الطاقة (4s) بالإلكترونات قبل تحت مستوى الطاقة (3d).

.....

5 الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر الكروم ($_{24}Cr$) ينتهي بـ $4s^1\ 3d^5$ ولا ينتهي بـ $4s^2\ 3d^4$.

.....

6 يزداد نصف القطر الذري (الحجم الذري) للعناصر تدريجياً خلال المجموعة من أعلى لأسفل بزيادة العدد الذري. (بفرض عدم وجود استثناءات)

.....

7 تزداد طاقة التأين الأولى للعناصر تدريجياً خلال الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري. (بفرض عدم وجود استثناءات)

.....

8 تقل السالبية الكهربائية للعناصر تدريجياً خلال المجموعة الواحدة كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذري. (بفرض عدم وجود استثناءات)

.....

السؤال السابع

لديك العناصر الافتراضية التالية:

$_{29}Q$, $_{8}Z$, $7A$, $_{12}X$, $_{21}M$ المطلوب:

1 اسم العنصر $_{12}X$ .....

2 الرمز الحقيقي للعنصر $_{8}Z$ .....

3 الترتيب الإلكتروني للعنصر $_{12}X$ حسب مستويات الطاقة الرئيسية .....

4 الترتيب الإلكتروني للعنصر $_{21}M$ حسب تحت مستويات الطاقة .....

5 الترتيب الإلكتروني للعنصر $_{8}Z$ حسب الأفلاك .....

6 الترتيب الإلكتروني للعنصر $_{21}M$ لأقرب غاز نبيل .....

7 عدد الإلكترونات المفردة للعنصر $_{7}A$ .....

8 الترتيب الإلكتروني للعنصر $_{29}Q$ حسب تحت مستويات الطاقة .....



الوحدة الثانيـــة (الروابط الكيميائية)

الفصل الأول الرابطة الأيونية

1 الترتيب الالكتروني

- عناصر المجموعة 18 تتمتع بتركيب الكترونى يجعلها مستقرة ولذلك لا تميل إلى التفاعل
- معظم الذرات الأخرى تميل إلى فقد أو اكتساب او مشاركة الإلكترونات للوصول إلى حالة الاستقرار

الالكترونات التكافؤ:-

الإلكترونات الموجودة فى اعلى مستوى طاقة ممتلئ جزئياً او بشكل كامل للإلكترونات فى الذرة وهى التي تستخدم فى التفاعل والارتباط مع الذرات الاخرى

مستوى التكافؤ:-

مستوى الطاقة الخارجي للذرة الذى تفقد منه الالكترونات او تنتقل اليه فى التفاعل الكيميائي

التكافؤ:-

عدد الالكترونات التي تفقدها او تكتسبها او تشارك بيها الذرة للوصول إلى حالة الاستقرار الالكتروني

أجـب عن الجدول التالي:

رقم المجموعة	17	16	15	13	2	1
العنصـــــر	$_{9}F$	$_{8}O$	$_{7}N$	$_{5}B$	$_{4}Be$	$_{3}Li$
الترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية						
إلكترونات التكافؤ						
التكافؤ						

ملحوظة

1 - عدم ذكر تكافؤ عناصر المجموعة (14) والتي تشمل (الكربون، السيليكون، الجرمانيوم، القصدير، والرصاص) لأنه متغير وليس ثابت.
2 - عدم ذكر تكافؤ عناصر المجموعة (18) والتي تشمل (الهيليوم، النيون، الأرجون، والكريبتون) لأن مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي لها مستقر وممتلئ بالإلكترونات، لذلك لا تميل إلى فقد أو اكتساب أو مشاركة الإلكترونات.

66777192 - 60403150



الترتيب الإلكتروني النقطي (تمثيل لويس)

طريقة ابتكرها العالم لويس وهي تمثيل إلكترونات التكافؤ بصورة نقاط.

الترتيبات الإلكترونية النقطية:-

الأشكال التي توضح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط على رمز ذرة العنصر.

سؤال وضّح الترتيب الإلكتروني النقطي لذرة البريليوم ($_{4}Be$)



1 - نكتب الترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية (2,2).
2 - نكتب رمز العنصر ونمثّل إلكترونات التكافؤ حوله بنقاط كالتالي:

- Be •

أكمل الجدول التالي:

الذرة	$_{1}H$	$_{6}C$	$_{7}N$	$_{19}K$
الترتيب الإلكتروني حسب المستويات الرئيسية		2 , 4		
الترتيب النقطي	H·	·Ċ·		

قاعدة الثمانية

ميل ذرات العنصر إلى فقد أو اكتساب أو مشاركة إلكترونات مستوى التكافؤ للوصول إلى ثماني إلكترونات لتحقيق حالة الاستقرار المشابهه للغاز النبيل

1- الغازات النبيلة مستقرة وينتهى ترتيبها الالكترونى حسب مستويات الطاقة الرئيسية بثمانية إلكترونات ما عدا الهيليوم ينتهى بإلكترونين فقط

تساعد هذه القاعدة فى تحديد نوع الأيون الذى تنتجه ذرة العنصر

ذرات العناصر التى تميل إلى فقد الإلكترونات
↓
تنتج أيونات موجبة (كاتيونات) ليصبح ترتيبها الالكترونى مشابهه للغاز النبيل

كاتيون

ذرة العنصر عندما تفقد الكتروناً او اكثر

ذرة الصوديوم
$_{11}Na$: 2,8,1
كاتيون الصوديوم
Na^{+} : 2,8

الترتيب الالكتروني لكاتيون الصوديوم مشابهه للترتيب الالكتروني لغاز النيون (غاز نبيل).

ذرات العناصر التى تميل إلى اكتساب الإلكترونات
↓
تنتج أيونات سالبة (انيونات) ليصبح ترتيبها الالكترونى مشابهه للغاز النبيل

الانيون

ذرة العنصر عندما تكتسب الكتروناً او اكثر

ذرة الكلور
$_{17}Cl$: 2,8,7
أنيون الكلوريد
Cl^{-} : 2,8,8

الترتيب الالكتروني لانيون الكلوريد مشابهه للترتيب الالكتروني لغاز الأرجون (غاز نبيل).

66777192 - 60403150

سؤال اكمل الجداول التالية

العنصر	الترتيب الإلكتروني النقطي	للوصول للاستقرار (يفقد/ يكتسب) إلكترونات	قاعدة الثمانية (يحقق / لا يحقق)
$_{3}Li$			
$_{9}F$			
$_{12}Mg$			

العنصر	الترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية	عدد إلكترونات التكافؤ	التكافؤ	الترتيب الإلكتروني النقطي
$_{7}N$				
$_{16}S$				
$_{20}Ca$				

استثناءات قاعدة الثمانية:

الهيدروجين ($_{1}H$) : 1

الليثيوم ($_{3}Li$) : 2,1

البريليوم ($_{4}Be$) : 2,2

البورون ($_{5}B$) : 2,3

العناصر السابقة لا تحقق قاعدة الثمانية عندما تفقد إلكترونات التكافؤ، لأنها تستقر بإلكترونين فقط لتشابه أقرب غاز نبيل لها وهو الهيليوم $_{2}He$.

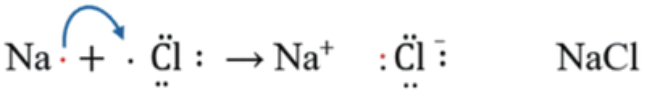
الرابطة الأيونية

الرابطة الأيونية

قوة التجاذب الكهروستاتيكى التى تربط الأيونات مختلفة الشحنة فى المركب الأيونى

الرابطة الأيونية فى كلوريد الصوديوم NaCl

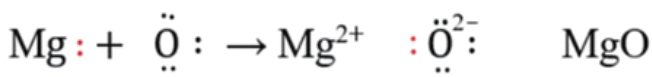
انتقال إلكترون التكافؤ من ذرة الصوديوم (فلز) إلى ذرة الكلور (لافلز)، فبسبب هذا الانتقال للإلكترونات تحول الصوديوم إلى أيون الصوديوم الموجب Na+ (كاتيون)، والكلور إلى أيون الكلوريد السالب Cl- (أنيون)، ونتيجة لاختلاف الشحنة بين الأيونات، يحدث تجاذب بين كاتيون الصوديوم وأنيون الكلوريد، وتتكون الرابطة الأيونية.



(مجموع الشحنات الكهربائية في المتفاعلات والنواتج متساوٍ)

الرابطة الأيونية فى أكسيد الماغنسيوم MgO

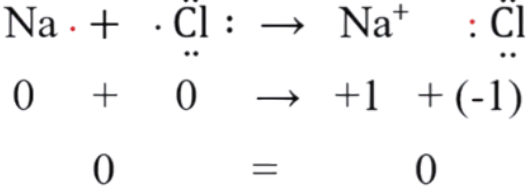
انتقال إلكترونين من ذرة الماغنسيوم إلى ذرة الأكسجين فيسبب هذه الانتقال للإلكترونات تحول الماغنسيوم إلى أيون ماغنسيوم موجب Mg+2 (كاتيون) والأكسجين إلى أيون أكسجين سالب O-2 (أنيون) ونتيجة لاختلاف الشحنة بين الأيونات يحدث تجاذب بين كاتيون الماغنسيوم وانيون الأكسجين وتتكون رابطة ايونية



(مجموع الشحنات الكهربائية في المتفاعلات والنواتج متساوٍ)

قانون حفظ الشحنة

مجموع الشحنات الكهربائية الكلية للمواد المتفاعلة يساوى مجموع الشحنات الكهربائية الكلية للمواد الناتجة



الخاصية الأيونية

ترتبط الخاصية الايونية بالسالبية الكهربائية.

- تظهر الخاصية الأيونية فى الروابط الأيونية بشكل كبير عندما يكون الفرق فى السالبية الكهربائية بين العنصرين المكونين للرابطة اكبر من او يساوى 1.7 حسب مقياس باولنج.
- كلما زاد الفرق فى السالبية الكهربائية للعناصر المكونة للمركب زادت الخاصية الأيونية.

مثال

رتّب المركبات الأيونية التالية من حيث الخاصيّة الأيونية ترتيبًا تصاعديًا.

LiCl , MgO , NaF

علماً بأن

رمز العنصر	K	Na	Li	Ca	Mg	S	N	CI	O	F
السالبية الكهربائية	0.8	0.9	1.0	1.0	1.2	2.5	3.0	3.0	3.5	4.0

الحل:

يتم حساب الفرق في السالبية الكهربائية للعناصر المكونة للمركب.

LiCl = 3.0 - 1.0 = 2.0

MgO = 3.5 - 1.2 = 2.3

NaF = 4.0 - 0.9 = 3.1

الترتيب:

NaF > MgO > LiCl

(الأقل) ⟵ (الأعلى)

التلخيص

1 - تتكون الرابطة الأيونية غالبًا نتيجة تفاعل ذرة فلز مع ذرة لافلز.

2 - ذرة الفلز تفقد إلكترونات التكافؤ للوصول إلى حالة الاستقرار

⇐ تتحول إلى أيون موجب (كاتيون).

3 - ذرة اللافلز تكتسب الإلكترونات المفقودة من ذرة الفلز للوصول إلى حالة الاستقرار

⇐ تتحول إلى أيون سالب (أنيون).

4 - يجب أن تتساوى الشحنات الكهربائية في طرفي المعادلة.

5 - ترتبط الخاصية الأيونية في المركبات بالسالبية الكهربائية، تظهر الخاصية الأيونية في الرابطة الأيونية بشكل كبير عندما يكون الفرق في السالبية الكهربائية بين العنصرين المكونين للرابطة أكبر من أو يساوي (1.7) حسب مقياس باولنج؛ فكلما زاد الفرق في السالبية الكهربائية للعناصر المكونة للمركب زادت الخاصية الأيونية والعكس صحيح.

6 - عند كتابة الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني نبدأ بكتابة رمز الفلز (على اليسار) يليه رمز اللافلز (على اليمين).

مثل:

أكسيد المغنيسيوم ⇐ MgO

كلوريد الليثيوم ⇐ LiCl

ملحوظة

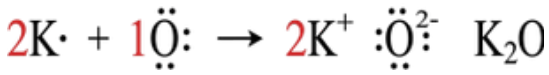
إذا كان عدد إلكترونات التكافؤ التي تفقدها ذرة الفلز لا يساوي عدد الإلكترونات اللازمة لاستقرار ذرة اللافلز أو العكس، نقوم بإبدال الإلكترونات لذرات العناصر المتفاعلة وكتابة العدد أمام الذرة المقابلة، (مع الاختصار في حال وجود عامل مشترك).

66777192 - 60403150

مثال(1)

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفية ارتباط البوتاسيوم مع الأكسجين لتكوين أكسيد البوتاسيوم.

تتفاعل ذرّتين من البوتاسيوم مع ذرّة واحدة من الأكسجين لتكوين أكسيد البوتاسيوم كما يلي:



مثال(2)

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفية ارتباط الليثيوم مع النيتروجين لتكوين نيتريد الليثيوم.

الحل:

ذرة الليثيوم تفقد إلكترونًا واحدًا لتصل إلى حالة الاستقرار، بينما ذرة النيتروجين تحتاج إلى اكتساب ثلاث إلكترونات لتصل إلى الاستقرار. نقوم بإبدال عدد الإلكترونات وكتابتها أمام الذرة المقابلة كما يلي:



سـؤال اجب عما يلي

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفية ارتباط الكالسيوم مع الفلور.

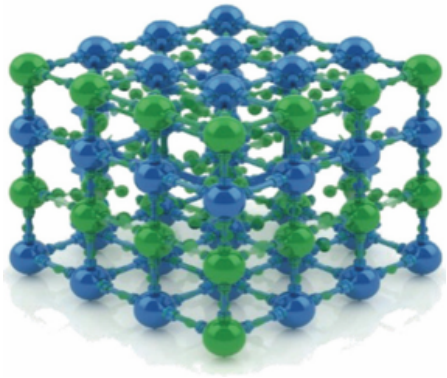
.....

نوع الرابطة: ..... اسم المركب الناتج: .....

66777192 - 60403150

خواص المركبات الأيونية

ترجع معظم الخواص المميزة للمركبات الايونية إلى الشكل البلورى الذى تصطف فيه الكاتيونات والانيونات



الشبكة البلورية لكلوريد الصوديوم

1 الحالة الفيزيائية

الشبكة البلورية

مصفوفات ثلاثية الأبعاد ممتدّة من الكاتيونات والانيونات فى المركبات الايونية

علل :

- معظم المركبات الأيونية تتواجد فى الحالة الصلبة عند درجة حرارة الغرفة
- لأن الشكل او الترتيب البلورى يؤدى إلى زيادة قوة التجاذب بين الأيونات المختلفة الشحنة

2 درجة الانصهار والغليان

كلما ارتفعت قوة التجاذب ارتفعت درجة الغليان والانصهار

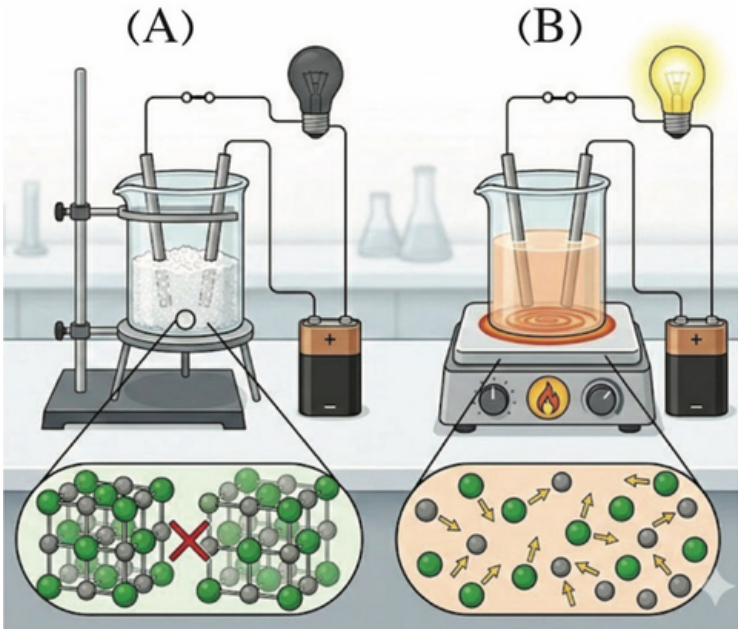
علل :

- ارتفاع درجة الغليان والانصهار للمركبات الأيونية
- بسبب زيادة قوة التجاذب بين الأيونات مختلفة الشحنة فترتفع درجة انصهارها وغليانها

اسم المركب	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
NaCl	801	1413
MgO	2852	3600

66777192 - 60403150

3 التوصيل الكهربائي



الشكل A يحتوى على مركب ايونى صلب
الشكل B يحتوى على مصهور لمركب ايونى

لكي يتم التوصيل الكهربائي في الدائرة لابد من وجود أيونات (حاملات) حرّة الحركة توّصل (تحمل) هذا التيار الكهربائي خلال الدائرة الكهربائية،
ففي الشكل (A) لم يضيء المصباح، فعلى الرغم من وجود الأيونات في المركب الأيوني الصلب إلّا أن الروابط في الشبكة البلّورية تجعلها مقيّدة (غير حرّة) الحركة.
في الشكل (B)، في حالة المصهور أو المحلول فإن الروابط بين الأيونات في الشبكة البلّورية تتفكك وتصبح الأيونات حرّة الحركة توصل التيار الكهربائي وبالتالي يضيء المصباح.

أسئـــــلة

اجب عما يلى

السؤال الأول اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية:

1. قوة التجاذب الكهروستاتيكي التي تربط الأيونات مختلفة الشحنة في المركب الأيوني.
.....
2. مصفوفات ثلاثية الأبعاد ممتدة من الكاتيونات والأنيونات في المركبات الأيونية.
.....

السؤال الثاني

اختر الإجابة الصحيحة لكل عبارة من العبارات الآتية وذلك بوضع علامة (✓) في المربع المقابل لها:

1 أحد المركبات التالية ينتج من ارتباط المغنيسيوم مع النيتروجين:

☐ $MgCl_2$ ☐ Mg_3N_2 ☐ MgO ☐ Mg_2N_3

2 أحد المركبات التالية له أكبر خاصية أيونية: استخدم الجدول المقابل لقيم السالبية الكهربائية حسب مقياس باولنج.

☐ $NaCl$ ☐ K_2O ☐ MgF_2 ☐ LiF

رمز العنصر	قيم السالبية الكهربائية
K	0.8
Na	0.9
Li	1.0
Mg	1.2
Cl	3.0
O	3.5
F	4.0

السؤال الثالث

وجه المقارنة	البوتاسيوم	الفلور
الرمز الكيميائي		
وضح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفية ارتباطهما		
اسم المركب الناتج وصيغته		
اسم المركب:	صيغة المركب:	
درجة انصهار أو غليان المركب الناتج؟ (منخفضة / مرتفعة)		
هل يوصل مصهور المركب الناتج التيار الكهربائي؟ (نعم / لا)		
فسر إجابتك		

66777192 - 60403150

الرابطة التساهمية

الرابطة التساهمية

رابطة تتكون نتيجة تشارك زوج او اكثر من الالكترونات بين الذرات
الأساس التى تقوم عليه الرابطة التساهمية هو مشاركة الذرات فيما بينها بالإلكترونات للوصول إلى حالة الاستقرار

1 الرابطة فى جزيء الهيدروجين H2

الذرات تسعى للاستقرار عن طريق تطبيق قاعدة الثمانية بان يصبح الترتيب الالكترونى مشابهه للترتيب الالكترونى لأقرب غاز نبيل
فى حالة ذرة الهيدروجين فإنها تسعى ليصبح ترتيبها الالكترونى مشابهه لغاز الهيليوم
لذلك تقوم كل ذرة هيدروجين بمشاركة إلكترونات التكافؤ للوصول لحالة الاستقرار
ولذلك تتشارك ذرتا الهيدروجين بزوج من الالكترونات

$$H\cdot \;+\; \cdot H \;\rightarrow\; H-H \qquad H_2$$
$$1 \qquad 1 \qquad 2 \quad 2$$

تسمى الرابطة بين ذرتي الهيدروجين بالرابطة التساهمية الأحادية

الرابطة التساهمية الأحادية

هي الرابطة التي تتكون عندما تشارك الذرة المكونة للرابطة بإلكترون واحد للوصول إلى حالة الاستقرار

2 الرابطة في جزيء الأكسجين O2

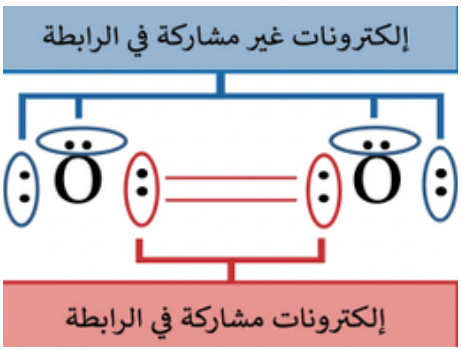
حتى تصل كل ذرّة من ذرّات الأكسجين المشاركة في الرابطة إلى حالة الاستقرار أي يصبح ترتيبها الإلكتروني مشابه لغاز النيون النبيل، فإنها تشارك بإلكترونين (زوج واحد من الإلكترونات)، وبذلك تتشارك ذرّتا الأكسجين بزوجين من الإلكترونات.

$$:\ddot{O}: \;+\; :\ddot{O}: \;\rightarrow\; :\ddot{O}=\ddot{O}: \qquad O_2$$
$$2,6 \qquad 2,6 \qquad 2,8 \quad 2,8$$

وبسبب مشاركة الذرات بزوجين من الإلكترونات تتكون الرابطة التساهمية الثنائية

الرابطة التساهمية الثنائية

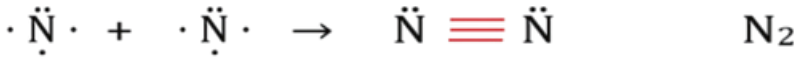
هي الرابطة التي تتكون عندما تشارك الذرة الواحدة المكونة للرابطة بإلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار
فى هذا التفاعل يوجد نوعان من الإلكترونات على هيئة أزواج
1 - إلكترونان (زوج من الإلكترونات) مشاركان في تكوين الرابطة لكل ذرّة.
2 - أربعة إلكترونات (زوجان من الإلكترونات) غير مشاركة في الرابطة لكل ذرّة.



الإلكترونات في جزيء الأكسجين

3 الرابطة فى جزئ النيتروجين N2

حتى تصل كل ذرة نيتروجين إلى حالة الاستقرار اى يصبح ترتيبها مشابهه لغاز النيون فإنها تشارك بـ 3 إلكترونات وبذلك تتشارك ذرتا النيتروجين بـ 3 أزواج من الالكترونات



وبسبب مشاركة الذرتين بـ 3 أزواج من الإلكترونات تتكون الرابطة التساهمية الثلاثية

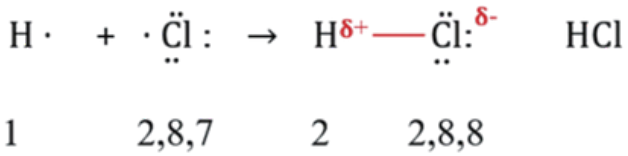
الرابطة التساهمية الثلاثية

هي الرابطة التى تتكون عندما تشارك الذرة الواحدة المكونة للرابطة بثلاثة إلكترونات للوصول لحالة الاستقرار

4 الرابطة فى جزئ كلوريد الهيدروجين HCl

تتشارك ذرّة الهيدروجين وذرّة الكلور في زوج الإلكترونات بينهما للوصول إلى حالة الاستقرار لتكوين رابطة تساهمية أحادية

ولكن نظرًا لارتفاع السالبية الكهربائية للكلور عنها للهيدروجين، فإن زوج الإلكترونات المكون للرابطة التساهمية الأحادية يصبح أقرب لذرة الكلور فتؤثر عليها بشحنة جزئية سالبة لها الرمز (δ^-)، بينما تظهر شحنة جزئية موجبة (δ^+) نظرًا لابتعاد زوج الإلكترونات المكون للرابطة عن ذرة الهيدروجين. (يسمى الرمز δ «دلتا»)

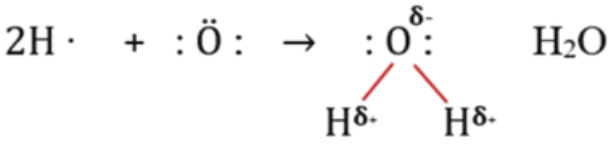


1 2,8,7 2 2,8,8

لذا تسمى الرابطة بين الهيدروجين والكلور في جزيء كلوريد الهيدروجين (حمض الهيدروكلوريك) بـ رابطة تساهمية أحادية قطبية. ويعتبر المركب الناتج مركبًا قطبيًا.

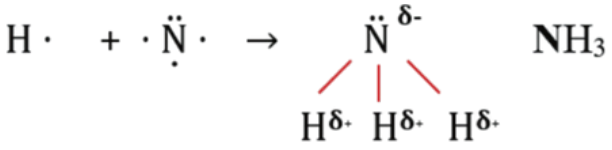
5 الرابطة فى جزئ الماء H2O

- ذرّة الهيدروجين تحتاج إلى إلكترون واحد فقط بينما ذرّة الأكسجين تحتاج إلى إلكترونين.
- لذلك يتم إضافة ذرّة هيدروجين أخرى للتفاعل.
- نظرًا لارتفاع السالبية الكهربائية للأكسجين عنها للهيدروجين ستتكون شحنات جزئية موجبة وسالبة على الذرتين.



تكون الرابطة بين ذرة الأكسجين وأي ذرة هيدروجين في جزئ الماء رابطة تساهمية أحادية قطبية ويكون المركب الناتج مركب قطبي.

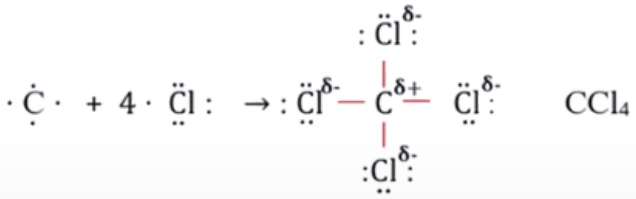
6 الرابطة فى جزئ الامونيا NH3



تكون الرابطة بين ذرة النيتروجين واى ذرة هيدروجين رابطة تساهمية احادية قطبية

7 الرابطة فى رابع كلوريد الكربون CCL4

ذرة الكربون بحاجة للمشاركة بأربع إلكترونات (زوجين من الإلكترونات)، بينما ذرة الكلور تستطيع المشاركة بإلكترون واحد فقط، وللوصول إلى حالة الاستقرار يجب تفاعل ذرّة واحدة من الكربون مع أربع ذرّات من الكلور.



تكون الرابطة بين ذرة الكربون واى ذرة كلور رابطة تساهمية احادية قطبية

علل:المركب الناتج غير قطبي برغم من ارتفاع السالبية الكهربائية للكلور عن الكربون

لان الروابط الأربعة مرتبة بشكل متساو في المركب المتكون مما يلغى اثر الشحنات الكهربائية المختلفة

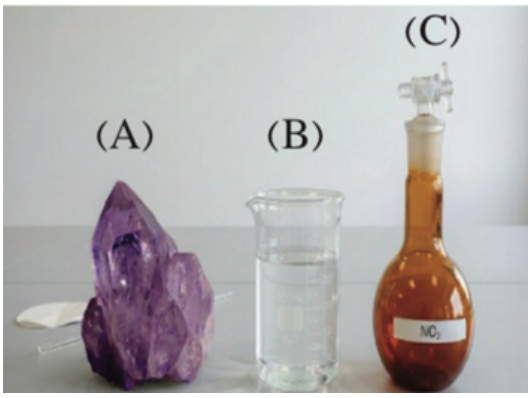


خواص المركبات التساهمية

على عكس المركبات الأيونية التى يحدث فيها انتقال للإلكترونات فإن المركبات التساهمية تتشاركها مما يؤدى إلى خصائص فيزيائية وكيميائية مميزة لها تنقسم هذه الخواص إلى:

1 الحالة الفيزيائية

- تتواجد المركبات التساهمية فى حالات المادة الثلاثة (الصلبة والسائلة والغازية) عند درجة حرارة الغرفة.
- يمثل A مركب تساهمى يوجد فى الحالة الصلبة وهى ثاني أكسيد السيليكون او الكوارتز SiO_2.
- يمثل B مركب تساهمى فى الحالة السائلة وهو الماء H_2O.
- يمثل C مركب تساهمى فى الحالة الغازية وهو غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2.



2 درجة الانصهار والغليان

تتميّز المركبات التساهمية بشكلٍ عام بانخفاض درجات الانصهار والغليان. يُستثنى من ذلك بعض المركبات التي تكون المواد الصلبة مثل الكوارتز.

اسم المركب	الحالة الفيزيائية	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
H_2	غاز	-259	-253
Cl_2	غاز	-101	-34
H_2O	سائل	0	100
SiO_2	صلب	~ 1710	~ 2230

3 التوصيل الكهربائي

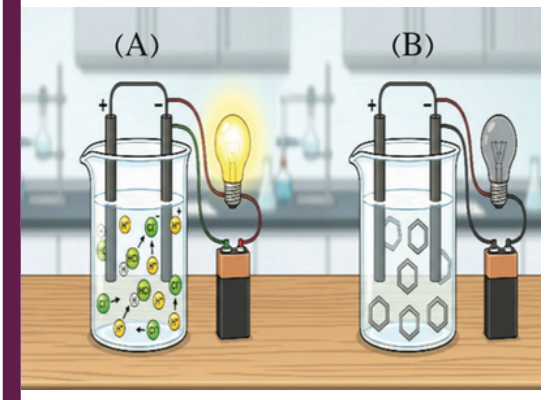
تنقسم المركبات التساهميّة حسب قدرتها على التوصيل الكهربائي إلى:

- مركبات تساهميّة غير قطبيّة لا توصّل التيار الكهربائي عند ذوبانها في الماء

← بسبب عدم وجود أيونات حرّة توصّل التيار الكهربائي. (مثل: غاز الكلور، رابع كلوريد الكربون).

- مركبات تساهميّة قطبيّة توصّل التيار الكهربائي عند ذوبانها وتفككها في الماء

← بسبب وجود أيونات حرّة توصّل التيار الكهربائي. (مثل: حمض الهيدروكلوريك، محلول الامونيا).



في الشكل (A): الكأس يحتوي على مركب تساهمي قطبي سائل.
وفي الشكل (B): الكأس يحتوي على مركب تساهمي غير قطبي سائل.

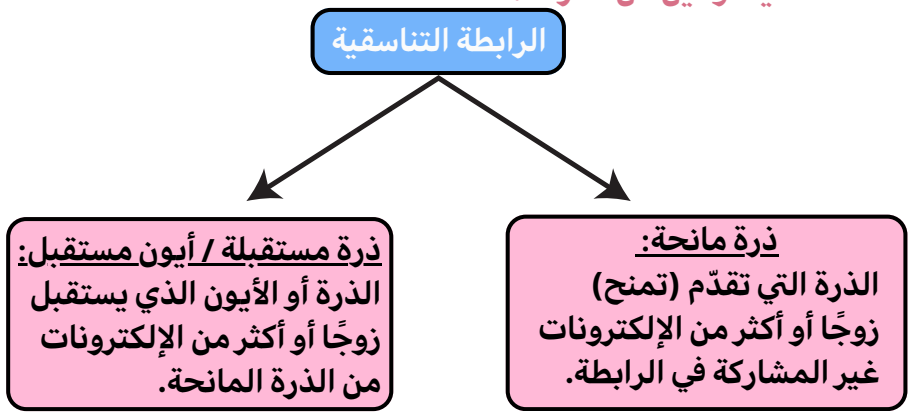
66777192 - 60403150

الرابطة التناسقية

الرابطة التناسقية

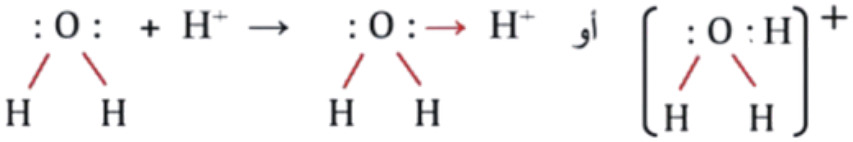
نوع من أنواع الروابط التساهمية تتكون نتيجة مساهمة ذرة مع ذرة أخرى او أيون بزوج او اكثر من الإلكترونات غير المشاركة فى الروابط

يوجد في الرابطة التناسقية نوعين من الذرات:



وحتى نميّز الذرة المانحة في الروابط فإننا نستخدم علامة سهم (→) يخرج من الذرة المانحة بزوج الإلكترونات غير مشارك في رابطة متّجهًا إلى الذرة المستقبلة.

1 ارتباط جزئ الماء مع كاتيون الهيدروجين لتكوين كاتيون الهيدرونيوم $H3O^+$



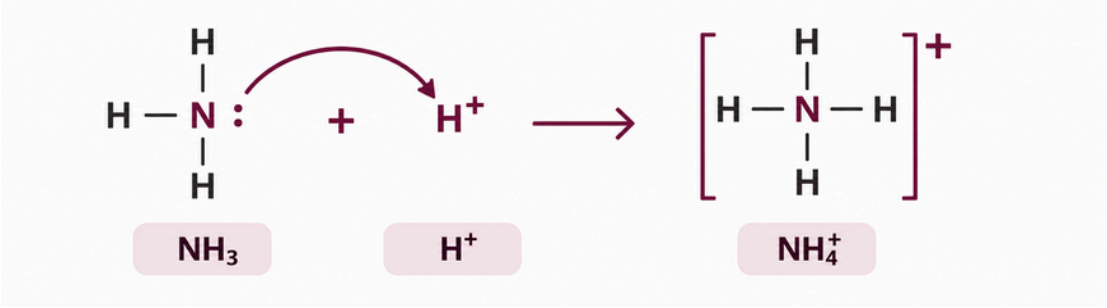
1- الرابطة بين كل ذرة هيدروجين والأكسجين فى جزئ الماء هى رابطة تساهمية احادية

الرابطة بين جزئ الماء وكاتيون الهيدروجين (البروتون) H^+ رابطة تناسقية

تعمل ذرة الأكسجين كذرة مانحة تشارك بزوج واحد من الإلكترونات مع كاتيون الهيدروجين الذى سيعمل كذرة مستقبلة

الروابط فى كاتيون الهيدرونيوم رابطتين تساهميتين أحاديتين ورابطة تناسقية واحدة

2 ارتباط جزئ الامونيا مع كاتيون الهيدروجين لتكوين كاتيون الامونيوم $NH4^+$



1- الرابطة بين كل ذرة هيدروجين والنيتروجين فى جزئ الامونيا هى رابطة تساهمية احادية

الرابطة بين جزئ الامونيا وكاتيون الهيدروجين (البروتون) H^+ رابطة تناسقية

تعمل ذرة النيتروجين كذرة مانحة تشارك بزوج واحد من الإلكترونات مع كاتيون الهيدروجين الذى سيعمل كذرة مستقبلة

الروابط فى كاتيون الأمونيوم 3 روابط تساهمية احادية ورابطة تناسقية واحدة

أسئلة

سؤال اختر من القائمة (ب) ما يناسب القائمة (أ) بوضع الرقم المناسب أمامها بين القوسين:

م	القائمة (أ)		القائمة (ب)
1	مركب يحتوي على رابطتين تساهميتين أحاديتين ورابطة تناسقية واحدة.	( )	NH_4^+
2	مركب يحتوي على ثلاثة روابط تساهمية أحادية ورابطة تناسقية واحدة.	( )	CO
3	مركب يحتوي على ثلاثة روابط تساهمية أحادية.	( )	H_3O^+
		( )	NH_3

سؤال اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية

م	العبارة	المصطلح
1	نوع من أنواع الروابط تساهمية تتكون نتيجة مساهمة ذرة مع ذرة أخرى أو أيون بزوج أو أكثر من الإلكترونات غير المشتركة في روابط.	.....

سؤال ضع علامة (✓) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (✗) أمام العبارة غير الصحيحة فيما يلي :

1. في كاتيون الهيدرونيوم تمنح ذرة الأكسجين زوجاً واحداً من الإلكترونات لكاتيون الهيدروجين. ( )
2. الذرة المستقبلة في كاتيون الأمونيوم هي كاتيون الهيدروجين. ( )



أسئلة الوحدة الثانية

السؤال الأول: اختر الإجابة الصحيحة لكل عبارة من العبارات الآتية وذلك بوضع علامة (✓) في المربع المقابل لها:

1. أحد العناصر التالية يميل لفقد إلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار:
   ☐ $_{16}S$ ☐ $_{12}Mg$ ☐ $_{6}C$ ☐ $_{8}O$
2. العنصر الذي تميل ذرته لاكتساب ثلاث إلكترونات للوصول إلى حالة الاستقرار:
   ☐ $_{7}N$ ☐ $_{8}O$ ☐ $_{13}Al$ ☐ $_{10}Ne$
3. عدد إلكترونات التكافؤ لعناصر مجموعة الهالوجينات :
   ☐ 1 ☐ 3 ☐ 5 ☐ 7
4. الترتيب الإلكتروني لأنيون الكلوريد (Cl^-) يشبه الترتيب الإلكتروني لعنصر:
   ☐ $_{2}He$ ☐ $_{9}F$ ☐ $_{10}Ne$ ☐ $_{18}Ar$
5. كاتيون (Na^+) يشبه في ترتيبه الإلكتروني العنصر:
   ☐ $_{9}F$ ☐ $_{10}Ne$ ☐ $_{17}Cl$ ☐ $_{18}Ar$
6. أحد المركبات التالية مركب أيوني:
   ☐ KCl ☐ NH_3 ☐ HCl ☐ H_2O
7. عدد الإلكترونات التي تساهم بها ذرة الأكسجين في جزيء الماء (H_2O) تساوي:
   ☐ إلكترون واحد ☐ 2 إلكترون ☐ 3 إلكترونات ☐ 4 إلكترونات

السؤال الثاني: ضع علامة (✓) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (X) أمام العبارة غير الصحيحة فيما يلي:

1. عندما تفقد الذرة إلكتروناً أو أكثر تتحول إلى أنيون. ( )
2. لتطبيق قاعدة الثمانية على عنصر الفوسفور $_{15}P$ فإنه يفقد (3) إلكترونات أثناء التفاعل. ( )
3. كلوريد الصوديوم الصلب لا يوصل التيار الكهربائي . ( )
4. جميع المركبات التساهمية توجد في الحالة الصلبة عند درجة حرارة الغرفة. ( )

السؤال الثالث: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

1. الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة ممتلئ جزئياً أو بشكل كامل بالإلكترونات في الذرة وتستخدم في التفاعل والارتباط مع الذرات الأخرى.....
2. مستوى الطاقة الخارجي للذرة الذي تُفقد منه الإلكترونات أو تنتقل إليه في التفاعل الكيميائي.....
3. عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرة للوصول إلى حالة الاستقرار الالكترونى.....
4. الأشكال التي توضح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط على رمز ذرة العنصر.....
5. ذرة العنصر عندما تفقد إلكتروناً أو أكثر.....

66777192 - 60403150

6 ذرة العنصر عندما تكتسب إلكتروناً أو أكثر.....

7 ميل ذرة العنصر إلى فقد أو اكتساب أو مشاركة إلكترونات مستوى التكافؤ للوصول إلى ثماني إلكترونات لتحقيق حالة الاستقرار المشابهة للغاز النبيل.....

8 قوة التجاذب الكهروستاتيكي التى تربط الأيونات مختلفة الشحنة في المركب الأيوني.....

9 مجموع الشحنات الكهربائية الكلية للمواد المتفاعلة يساوي مجموع الشحنات الكهربائية الكلية للمواد الناتجة.....

10 مصفوفات ثلاثية الأبعاد ممتدة من الكاتيونات والأنيونات في المركبات الأيونية.....

11 رابطة تتكون نتيجة تشارك زوج أو أكثر من الإلكترونات بين الذرات.....

12 الرابطة التي تتكون عندما تشارك الذرة المكونة للرابطة بإلكترون واحد للوصول إلى حالة الاستقرار.....

13 الرابطة التي تتكون عندما تشارك الذرة الواحدة المكونة للرابطة بإلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار.....

14 الرابطة التي تتكون عندما تشارك الذرة الواحدة المكونة للرابطة بثلاثة إلكترونات للوصول إلى حالة الاستقرار.....

15 نوع من أنواع الروابط التساهمية تتكون نتيجة مساهمة ذرة مع ذرة أخرى أو أيون بزوج أو أكثر من الإلكترونات غير المشتركة في روابط.....

16 الذرة التي تقدّم (تمنح) زوجاً أو أكثر من الإلكترونات غير المشاركة في الرابطة.....

17 الذرة أو الأيون الذي يستقبل زوجاً أو أكثر من الإلكترونات من الذرة المانحة.....

السؤال الرابع أكمل العبارات التالية بما تراه مناسباً :

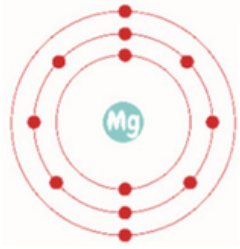
1 جزيء الأكسجين O_2 يحتوي رابطة تساهمية .....

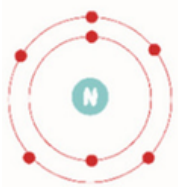
2 الرابطة في جزيء كلوريد الهيدروجين HCl هي تساهمية .....

3 الذرة المستقبلة في كاتيون الهيدرونيوم هي .....

السؤال الخامس أجب عما يلي :

1 امامك ذرتان A , B





وجه المقارنة	A	B
عدد إلكترونات التكافؤ	.....	.....
الترتيب الإلكتروني النقطي	.....	.....
نوع الأيون المتكون (كاتيون - أنيون)	.....	.....

66777192 - 60403150

2

وجه المقارنة	NaCl	H_2O
نوع الرابطة المتكونة (أيونية - تساهمية)	.....	.....

3

وجه المقارنة	NH_3	H_2O
عدد أزواج الإلكترونات الغير مشاركة في الرابطة	.....	.....

السؤال السادس: علل لما يأتي تعليلاً علمياً سليماً:

1 تتميز المركبات الأيونية بصفة عامة بدرجات غليان مرتفعة.

.....

2 الرابطة التساهمية بين ذرتين من النيتروجين رابطة تساهمية ثلاثية.

.....

3 عند إذابة الأمونيا في الماء، فإن المحلول يوصل التيار الكهربائي.

.....

السؤال السابع: أجب عما يلي:

وضح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفية ارتباط :

1 الليثيوم مع الفلور لتكوين فلوريد الليثيوم.

.....

2 ذرتي الهيدروجين لتكوين جزيء الهيدروجين.

.....

3 جزيء الأمونيا مع كاتيون الهيدروجين لتكوين كاتيون الأمونيوم (NH_4^+).

.....

66777192 - 60403150

نيـــو أكـــاديميـــــ
فهـــمٌ يصنـــع فرقًـــا