ترتيب الإلكترونات فى الذرات

المستوى الاعتيادي أو الأرضي : أدنى مستوى في طاقة الذرة

حـــالة الاستثارة : عندما يصبح مستوى الطاقة الكامنة في الذرة أعلى من المستوى الأرضي

الـفـلـك : منطقة من الفراغ الثلاثية الأبعاد التي يحتمل وجود الإلكترون فيها
(السحابة الإلكترونية المحيطة بالنواة)

أرقـــام الـكـم: أرقام تستخدم لوصف خواص الفلك وخواص الإلكترونات التي يحتوي عليها بشكل تام

رقم الكم الرئيسي: رقم يحدد مستوى الطاقة الرئيسي الذي يحتله الإلكترون ويحدد عدد الأفلاك الذرية في كل مستوى رئيسي بالتعبير (n^2)
(رقم يصف طاقة الفلك وبعده عن النواة)

رقم الـــكـم الـثـانـوي: رقم يحدد شكل الأفلاك الذرية ورمزه (l)

رقم الكم المغناطيسي : رقم يدل على اتجاهات الأفلاك الذرية حول النواة ورمزه (m)

رقم الـــكـم المـغـزلي : رقم يدل على حالة غزل الإلكترون في الفلك ورمزه (ms)

الـطـبـقـة : جميع الأفلاك ضمن مستوى الطاقة الرئيسي الواحد

مـبـدأ أوفـبـاو : يحتل الإلكترون الفلك ذا الطاقة الأدنى الذي يستطيع احتواءه

مـبـدأ بـاولي للاستبعاد : لايوجد إلكترونين للذرة نفسها لهما أرقام الكم الأربعة نفسها

قاعـدة هـونـد : لايحدث تزاوج بين إلكترونين في تحت مستوى معين إلا بعد أن تشغل أفلاكه فرادى أولا

أعـلـى مستوى طاقة : أبعد مستوى طاقة رئيسي يدخله الإلكترون ولديه أعلى رقم كم

إلكترونات الطبقات الداخلية: هي إلكترونات تحتل مستويات الطاقة الأقرب إلى النواة

الـقـانـون الـدوري: الخواص الكيميائية والفيزيائية للعناصر ترتبط دوريا بأعدادها الذرية
(عند ترتيب العناصر تصاعديا حسب أعدادها الذرية تظهر في الجدول العناصر ذات الخواص المتشابهة وفق فترات منتظمة)

الـجـدول الـدوري: ترتيب العناصر حسب أعدادها الذرية بحيث تقع العناصر ذات الخواص المتشابهة في العمود نفسه أي في المجموعة نفسها

اللانـثـنـيـدات : 14 عنصر أعدادها الذرية من 58 (السيريوم Ce) إلى 71 (اللوتيتيوم Lu)
يتم فيها ملء تحت المستوى 4f توجد في الدورة السادسة

الأكـتينيدات : 14 عنصر أعدادها الذرية من 90 (الثوريوم Th) إلى 103 (اللورنسيومLr)يتم فيها ملئ تحت المستوى 5f توجد في الدورة السابعة

نصف القطر الذري : نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين ومترابطتين كيميائيا

الأيــون : ذرة أو مجموعة ذرات مترابطة لديها شحنة موجبة أوسالبة

طـاقــة الـتـأيـن: الطاقة المطلوبة لنزع إلكترون واحد من ذرة عنصر معين متعادلة الشحنة

إلـكـتـرونـات التـكـافـؤ : الإلكترونات التي تفقد أوتكتسب أو تشارك في تكوين مركبات كيميائية

الـسـالـبـيـة الـكـهـربـائـيــة : قدرة الذرة على جذب الإلكترونات في أي مركب كيميائي

نموذج بور لذرة الهيدروجين :

1- يدور الإلكترون حول نواة الذرة في مستويات طاقة محددة
2- يكون الإلكترون في مستوى الطاقة الأدنى عندما يكون المستوى أقرب إلى نواة الذرة
3- يفصل بين المستوى والنواة منطقة فسيحة تخلو من الإلكترونات
4- الإلكترون يقع في أحد المستويات وليس بينها

تفسير نظرية بور للطيف الخطي لذرة الهيدروجين :

عندما تكون ذرة الهيدروجين في حالة الاستثارة يكون إلكترونها في مستوى طاقة أعلى (أي في المستوى الأبعد عن النواة)، وعندما تفقد الطاقة المكتسبة يعود الإلكترون إلى مستواه الأصلي أي إلى مستوى طاقة أدنى . أثناء هذه العودة ينبعث فوتون له طاقة مساوية لفرق الطاقة بين المستويين

قصور نظرية بور :

لم تستطع تفسير وضع الإلكترونات في الذرات عديدة الإلكترونات

كيف تثبت فرضية دي بروغلي أن الإلكترون له صفات موجية ؟

أثبتت التجارب أن الإلكترونات كالموجات الضوئية يمكن ثنيها وإنكسارها وكذلك تتداخل بعضها في بعض كالموجات

عــلل لما يأتي :

1- تنبعث أشعة كهرومغناطيسية من أي ذرة مستثارة
الذرة المستثارة التي يكون إلكترونها في مستوى طاقة أعلى ، وعندما تفقد الطاقة المكتسبة يعود الإلكترون إلى مستواه الأصلي ، وأثناء ذلك ينبعث فوتون في صورة أشعة كهرومغناطيسية

2- يمتلأ تحت المستوى d بـــ 10 إلكترون
لأنه يحتوي على 5 أفلاك ذرية وكل فلك يتسع لـــ 2 إلكترون

3- يمتلأ تحت المستوى F بـــ 14 إلكترون
لأنه يحتوي على 7 أفلاك ذرية وكل فلك يتسع لـــ 2 إلكترون

4- يمتلأ تحت المستوى 4S قبل تحت المستوى 3d
لأن طاقة تحت المستوى 4S أقل من طاقة تحت المستوى 3d

5- ترميز الغاز النبيل لعنصر الكروم هو $\{Ar\}3d^5\ 4s^1$ وليس $\{Ar\}3d^4\ 4s^2$
عندما يكون تحت المستوى $3d^5$ نصف ممتلئ (خمس إلكترونات مفردة) تكون الذرة أكثر استقرارا وأقل طاقة

6- وجود إلكترونين سالبة الشحنة في الفلك الواحد
بسبب دوران الإلكترونين في إتجاهين متعاكسين فيتولد مجال مغناطيسي (تجاذب مغناطيسي) يفوق طاقة التنافر الكهربائي

7- المستوى الرئيسي الثاني يستوعب ثمانية إلكترونات
لأنه يحوي تحت المستويين 2s ، 2p اللذين يحتويان 4 أفلاك ذرية وكل فلك يتسع لـ 2 إلكترون

8- يتناقص نصف القطر الذري تدريجيا خلال الدورة من اليسار إلى اليمين
بزيادة العدد الذري تتزايد الشحنة الموجبة للنواة تدريجيا فيزداد جذبها لإلكترونات المستوى الخارجي فيتناقص نصف القطر

9- يزداد نصف القطر الذري تدريجيا خلال المجموعة من أعلى لأسفل
بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة في المجموعة بزيادة العدد الذري

10- طاقة التأيين الثانية أكبر من طاقة التأيين الأولى
لأن نزع الإلكترون من الأيون الموجب يحتاج إلى طاقة أكبر من نزع إلكترون من ذرة متعادلة

11- تزداد السالبية الكهربائية خلال الدورة من اليسار إلى اليمين
بسبب تناقص نصف القطر الذري

12- تقل السالبية الكهربائية خلال المجموعة من أعلى لأسفل
بسبب زيادة نصف القطر الذري

13- تتزايد طاقة التأين خلال الدورة
تزايد الشحنة النووية عبر الدورة يجذب إلكترونات المستوى الخارجي بقوة مما يجعل نزعها أكثر صعوبة

14- لايعتبر عنصر الهيدروجين H_2 من عناصر المجموعة الأولى
لأن خواصه تختلف عن خواص عناصر المجموعة الأولى
أو لأنه غاز والأخرى صلبة وسائلة أو لأنه لافلز والأخرى فلزات

الترابط الكيميائي

الرابطة الكيميائية : هي تجاذب كهربائي متبادل بين نوى وإلكترونات تكافؤ مختلفة يجعلها مترابطة

الرابطة الأيونية : رابطة ناتجة من التجاذب الكهربائي بين أعداد كبيرة من الأنيونات والكاتيونات
(رابطة ناتجة من تجاذب كهروستاتيكي بين أيونات موجبة وأيونات سالبة)

الرابطة التساهمية : تنتج من تشارك ذرتين في أزواج من الإلكترونات ، تكون الإلكترونات المشتركة (ملكا)بالتساوي للذرتين
الرابطة التساهمية : رابطة مستقرة تتكون عند تعادل قوى التجاذب والتنافر بين الذرات

الرابطة الأحادية : رابطة تتكون من تشارك ذرتين في زوج واحد من الإلكترونات مثل H_2
الرابطة الثنائية : رابطة تتكون من تشارك ذرتين في زوجين من الإلكترونات مثل O_2
الرابطة الثلاثية : تتكون عندما تتقاسم الذرتان 3 أزواج من الإلكترونات مثل N_2

الرابطة التساهمية القطبية : تتكون عندما تقضي الإلكترونات وقتا أطول بالقرب من ذرة دون أخرى

الرابطة الفلزية : رابطة تنشأ نتيجة التجاذب بن ذرات الفلزات وبحر الإلكترونات المحيط به

نظرية التهجين : عند دمج فلكين أو أكثر لذرة واحدة متشابهين في مستوى طاقتهما تنتج أفلاك جديدة ذات طاقات متساوية
الأفلاك المهجنة : أفلاك ذات طاقات متساوية ناتجة من اندماج اثنين أو أكثر من أفلاك ذرة واحدة
التهجين sp^3 : اندماج فلك s مع ثلاثة أفلاك p لتشكيل أربعة أفلاك مترابطة ذات طاقات متساوية

الرابطة الهيدروجينية : رابطة تنشأ من ارتباط الهيدروجين بذرة ذات سالبية عالية (حيث ينجذب الهيدروجين إلى زوج الإلكترونات غير المشتركة في الذرة ذات السالبية الكهربية العالية من ذرات الجزئ المجاور)

قوى تشتت لندن : التجاذب البيني الناتج من حركة الإلكترونات المستمرة ومن تكوين القطبية الثانوية المؤقتة
(القوى بين الجزيئات الضعيفة الناتجة من ثنائيات القطب المؤقتة (اللحظية))

قاعدة الثمانية : تميل المركبات الكيميائية إلى التشكل بحيث يتحقق لكل ذرة فيها ثمانية إلكترونات في أعلى مستوى طاقة لها : سواء بفقد الإلكترونات أو اكتسابها أو التشارك فيها

بنية لويس : الصيغ التي تدل الرموز الذرية فيها على النوى وعلى إلكترونات المستويات الداخلية

القطبية : توزع الشحنات بصورة غير متساوية بين الذرات
القطبية الجزيئية : التوزيع الغير متساوي لشحنات ذرات الجزئ بناء على قطبية كل رابطة وشكل الجزئ

القوى البينية : قوى التجاذب بين الجزيئات

القوى ثنائية القطب ــ ثنائية القطب : القوى التجاذب بين الجزيئات القطبية
(قوى التجاذب الشديدة بين مناطق الجزئ الموجبة والسالبة)
محصلة القوى ثنائية القطب : ثنائي القطب الخطي يتكون في الجزيئات غير القطبية عندما تنجذب

إلكترونات الجزئ خطيا بفعل جزئ قطبي

طول الرابطة : المسافة الفاصلة بين نواتي ذرتين مترابطتين في أدنى طاقتهما الكامنة

طاقة الرابطة : الطاقة الضرورية لكسر الرابطة الكيميائية وتكوين ذرات منفصلة متعادلة

الطاقة الشبكية : هي الطاقة المنبعثة عند تشكيل مول واحد من مركب أيوني

الأيونات متعددة الذرات : مجموعة الذرات المشحونة والمترابطة تساهميا

الترميز النقطي للإلكترون : كتابة الرمز لأي عنصر محاط بإلكترونات التكافؤ (مشارا إليها بالنقط)

قابلية الطرق : قابلية المادة للتحول إلى ألواح رقيقة بالطرق
قابلية السحب : قابلية المادة للتحول إلى خيوط دقيقة عبر سحبها أوشدها في أداة لها ثقوب صغيرة

الجزئ : مجموعة متعادلة من الذرات التي ترتبط فيما بينها بروابط تساهمية

المركبات الجزيئية : المركبات الكيميائية التي تتألف أبسط وحداتها من جزيئات

الصيغة الكيميائية : تركيبة الرموز التي تدل على العناصر والعدد النسبي لذرات كل من العناصر المكونة لمركب كيميائي

الصيغة الجزيئية : الصيغة التي تظهر أنواع و أعداد الذرات المتحدة في جزئ واحد
(الصيغة الكيميائية للمركبات الجزيئية)

أزواج غير مشتركة : أزواج من الإلكترونات لا تشترك في الروابط

الروابط المتعددة : يطلق على الرابطتين الثنائية و الثلاثية

وحدة الصيغة : الصيغة التي تكون فيها المركبات الأيونية في أبسط واصغر نسبة

علل لما يأتى :

1- بعض المركبات الأيونية غير قابلة للذوبان في الماء
لأن قوة تجاذب الأيونات تفوق قوة جذب جزيئات الماء لها
2- تترابط معظم الذرات ترابطا كيميائيا مع الذرات الأخرى الموجودة في الطبيعة
لأن الترابط يقلل من طاقاتها الكامنة فينتج من ذلك ترتيبات للمادة أكثر إستقرارا

3- الرابطة في كلوريد الصوديوم (NaCl) أيونية
لأن الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين كبير (أكبرمن 1.7)
4- المركبات الأيونية صلبة
لأنه بإزاحة صف واحد من الأيونات داخل البناء البلوري تتولد قوى تنافر كبيرة تجعل إبتعاد الطبقات عن بعضها أمرا صعبا مما يؤدي إلى صلابة المركب

5- المركبات الأيونية هشة سريعة التكسر
لأنه عند فصل طبقة واحدة من الأيونات داخل البناء البلوري تؤدي قوى التنافر الناتجة من تقارب الأيونات ذات الشحنة المتماثلة إلى إبتعاد بقية الطبقات عن بعضها فتتصدع البلورة وتتكسر
(لأن قوى التجاذب الشديدة تمسك الطبقات في مواقع ثابتة نسبيا)

6- المركبات الأيونية موصلة للكهرباء عند إذابتها في الماء أو عندما تكون مصهورة
بسبب حرية حركة الأيونات في المحاليل المائية وفي المصاهير

7- المركبات الأيونية الصلبة غير موصلة للكهرباء
لأن الأيونات تكون مقيدة الحركة

8- تتميز الفلزات بخاصية البريق واللمعان
لأنها تمتص الضوء وينتج عن ذلك إستثارة الإلكترونات فتقفز إلى مستويات طاقة أعلى ثم تهبط إلى مستويات الطاقة الأقل باعثة طاقة بشكل ضوء
(لقدرتها على إمتصاص وإصدار ضوء بأطوال موجية متعددة)

9- تتميز الفلزات بخاصية قابلية الطرق والسحب
بسبب الترتيب الذري المنتظم داخل الفلز ، فبإمكان أي طبقة من الذرات التحرك والإنزلاق فوق بقية الطبقات بسهولة دون كسر للترابط
(لأن الترابط الفلزي يسمح بانزلاق طبقات الأيونات على بعضها)

10- الفلزات موصلة جيدة للكهرباء
بسبب وجود إلكترونات حرة في شبكات ترابطها

11- إرتفاع درجة غليان الماء عن الفوسفين PH_3 والأمونيا NH_3
لوجود روابط هيدروجينية بين جزيئات الماء

12- قابلية ذوبان الأكسجين غير القطبي في الماء
القطب الموجب لجزئ الماء يجذب إلكترونات التكافؤ الخارجية لجزئ الأكسجين المجاور فيتولد قطب سالب من جهة الماء وقطب موجب من الجهة الأخرى فينجذب الأكسجين نحو جزيئات الماء

13- قابلية الأمونيا (NH_3) للذوبان في الماء
لأنه مركب قطبي حيث تتجاذب الأقطاب الموجبة في الأمونيا مع الأقطاب السالبة في الماء والسالبة في الأمونيا مع الموجبة في الماء مما يؤدي إلى الذوبان

14 يعد جزئ الماء (H_2O) جزيئا غير خطي
لأن أزواج الإلكترونات غير المشتركة في تكوين روابط تأخذ حيزا ، مشكلة أزواج الإلكترونات رباعية السطوح

15 يتميز جزئ كلوريد الهيدروجين (HCl) بالخاصية القطبية
لأن قوة جذب ذرة الكلور لزوج الإلكترونات المشتركة تفوق قوة جذبها لذرة الهيدروجين

16 درجة غليان فلوريد البروم (Br F) أعلى من درجة غليان الفلور (F_2)
لأن فلوريد البروم جزئ قطبي بينما الفلور جزئ غير قطبي

17 تعد القوى التي تربط الجزيئات القطبية من أشد القوى البينية

لأن الجزيئات القطبية تتفاعل وكأنها مغنطيس ذو قطبين بسبب التوزيع غير المتكافئ لشحناتها مما يولد ثنائية القطب

18 للروابط في كل من الماء H_2O و الأمونيا NH_3 زوايا أقل من 109.5 درجات
لأن التنافر بين الأزواج غير المشتركة أكبر من التنافر بين الأزواج المترابطة

أسئلة متنوعة

1- يرمز إلى الثنائية القطبية بسهم رأسه موجه من القطب الموجب إلى القطب السالب وطرفه مقطوع بمعترضة رأسية صغيرة ⟵

2- موظفا مفهوم الطاقة الكامنة ، **صف كيف تتشكل رابطة تساهمية بين ذرتين ؟**

- عندما تتقارب الذرات ، يكون تجاذب الإلكترون – البروتون أقوى من تنافر الإلكترون – الإلكترون والبروتون-البروتون .

تنجذب الذرات بعضها إلى بعض ، فتنخفض طاقتها الكامنة ، وتصبح المسافة في النهاية كافية لجعل التنافر بين الشحنات المتشابهة مساويا للتجاذب بين الشحنات المختلفة .
عند هذه النقطة تكون الطاقة الكامنة في أدنى قيمة لها ويتشكل جزئ مستقر .

3- وضح كيف تتكون الرابطة التساهمية ؟
ينجذب زوج أو أكثر من الإلكترونات إلى نواتى الذرتين المترابطتين ، فيحدث أثناء تجاذب هذه الإلكترونات مشاركة بين الذرتين

4- ما نوع الروابط التي توجد في الأيونات متعددة الذرات ؟
- تترابط الذرات في أيون متعدد الذرات بواسطة روابط تساهمية ، إلا أن الأيونات متعددة الذرات تتحد مع أيونات ذات شحنات مختلفة لتشكل مركبات أيونية

5- العاملان اللذان يحددان كون الجزئ قطبي أو غير قطبي :
1- فرق السالبية الكهربائية 2 - هندسة الجزئ

6 – العناصر التي تشكل مركبات لا تخضع لقاعدة الثمانية :

- الهيدروجين	- البورون
- البريليوم	- الفوسفور
- الكبريت	- الزينون

(H_2 — BF_3 —— $AlCl_3$)

7- تعتمد قوى لندن بين الجزيئات على :
- عدد إلكترونات الجزئ - كتلة الجزئ

8- لرسم بنية لويس يجب معرفة :
- عدد إلكترونات التكافؤ في كل ذرة - نوع الذرات في الجزئ - عدد الذرات في الجزئ

9- قوة الرابطة الفلزية تعتمد على :
- الشحنة النووية لذرة الفلز - عدد الإلكترونات في بحر الإلكترونات المحيطة بالفلز

10- النظريات المستخدمة لتحديد أشكال الجزيئات :
- نظرية VSEPR تنافر أزواج الإلكترونات - التهجين

11- العوامل التي تؤثر في الأشكال الهندسية للجزيئات :

- عدد الروابط التي تشكلها كل ذرة - عدد أزواج الإلكترونات غير المشتركة بين الذرات
- أحجام الذرات - تهجين بعض أفلاك الذرة

12- نوع الرابطة المتكونة يتوقف على :
قوة جذب الذرة للإلكترونات (السالبية الكهربائية)

13- طول وطاقة الرابطة يعتمد على :
- أنواع الذرات المترابطة

14- تقاس قوة الترابط الفلزي بكمية الحرارة اللازمة لتبخير الفلز
كلما إرتفعت درجة حرارة التبخر كلما كان الترابط الفلزي أقوى

15- العلاقة بين طول الرابطة وطاقتها :
تتوافق طاقات الترابط المرتفعة مع الروابط القصيرة

16- مكونات وحدة واحدة من الصيغة CaF_2 :
أيون واحد من Ca^+ ـــــ أيونين من F^-

17- رتب أنواع القوى والروابط التالية تصاعديا حسب قوتها :
أيوني ـــــ قوى تشتت لندن ـــــ تساهمي ـــــ ثنائي القطب ـ ثنائي القطب
الأضعف : قوى تشتت لندن ـــــ ثنائي القطب ـــــ ثنائي القطب ـــــ تساهمي ـــ أيوني الأقوى

18- رتب الروابط التالية تصاعديا حسب قوتها :
أيونية ـــــ تساهمية قطبية ـــ فلزية ـــ تساهمية
الأضعف : تساهمية ـــــ تساهمية قطبية ـــــ أيونية ـــ فلزية

19 الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية :
- الصلادة ـــ قابلية الكسر ـــ التوصيل الكهربائي في حالة الإنصهار

الروابط	نوع الطاقة الذي يستخدم كمقياس لقوة الرابطة
الرابطة الأيونية	طاقة الشبكة
الرابطة التساهمية	طاقة الرابطة
الرابطة الفلزية	طاقة التبخير

عدد إلكترونات التكافؤ	الترميز النقطي للإلكترون
1	H — Li — K — Na
2	Be — Ca — Mg

Al —— B	3
Sn —— C	4
P —— N	5
S —— O	6
F – Cl – Br – I	7

وجه المقارنة	المركبات الأيونية	المركبات التساهمية
الحالة الفيزيائية	صلبة	صلبة – سائلة - غازية
درجة الإنصهار والغليان	مرتفعة	منخفضة
سهولة التبخر	لا تتبخرعند درجة حرارة الغرفة	غازية ضمن حرارة الغرفة
الذوبان	تذوب في المذيبات القطبية	تذوب في المذيبات غير القطبية
التوصيل الكهربائي	محاليلها ومصاهيرها توصل	لاتوصل