مراجعة كيمياء الصف العاشر (الفصل الاول) 2025 - 2026

الـــــذرةُ	أصغرُ جُزءٍ من المادة ، و لا يمكن أن تتجزأ الى أجزاء أصغر
كم أو كوانتم الطاقة	هو كمية الطاقة اللازمة لنقل إلكترون من مستوى الطاقة الساكن فيه الى مستوى الطاقة الأعلى التالي له
الفـــلكُ الـــذري	هو المنطقة من الفراغ حول النواة و التي يكون فيها أكبر احتمال لوجود الإلكترون .
السحابةُ الالكترونيةُ	هى منطقةٌ في الفضاء المحيط بالنواة ويُحتملُ وجودُ الإلكترون فيها في جميع الاتجاهات والأبعاد
عدد الكم الرئيسي n	هو عدد يحدد مستويات الطاقة في الذرة و طاقة كل مستوى و يحدد بُعدهُ عن النواة
عدد الكم الثانوي ℓ	هو عدد يُحددُ عدد تحت مستويات الطاقة في كل مستوى طاقة .
عدد الكم المغناطيسي m_ℓ	هو عدد يُحدد عدد الافلاك في تحت مستويات الطاقة و اتجاهاتها في الفراغ .
عدد الكم المغزلي m_s	هو عدد يحدد نوع حركة الإلكترون المغزلية حول محوره
الفلك الذري S	أحد أفلاك الذرة له شكل كروي و اتجاه محتمل واحد و يكون احتمال وجود الإلكترون فيه في أي اتجاه من النواة متساويا
الفلك الذري p	تحت المستوى الذي يتكون من ثلاثة أفلاك متساوية الطاقة كل منها له شكل فصين متقابلين عند الرأس تقع اتجاهاتها على زوايا قائمة متعامدة مع بعضها
الترتيباتُ الإلكترونية	هي الطرق التي تترتب بها الإلكترونات حول أنوية الذرات
مبدأ أوفباو أو البناء التصاعدي	لابد للإلكترونات أن تملأ تحت مستويات الطاقة ذات الطاقة المنخفضة أولاً ، ثم تحت مستويات الطاقة ذات الطاقة الأعلى
مَبدأ باولي للاستبعاد	في ذرة ما لا يمكن أن يوجد الكترونان لهما قيم أعداد الكم الاربع نفسها
قاعدةُ هوند	الإلكترونات تملأ أفلاك تحت مستوى الطاقة الواحد كل واحدة بمفردها باتجاه الغزل نفسه ، ثم تبدأ بالازدواج في الأفلاك تباء باتجاه غزل معاكس
الجدول الدوري لمند ليف	جدولٌ رتب فيه مندليف العناصر تصاعديا بحسب التدرج في كتلتها الذرية في أعمدة رأسية و صفوف أفقية
الجدول الدوري الحديث	جدولٌ رتبت فيه العناصر تصاعديا بحسب التدرج في أعدادها الذرية من الأعلى الى الاسفل و من اليسار الى اليمين

Ahmad Hussain

القانون الدوري الحديث	عند ترتيب العناصر تصاعديـ بحسب التدرج في **أعدادها الذرية** يحدُثُ تدرج و تكرار دوري للخواص الفيزيائية و الكيميائية
المجموعة (العائلة)	" هي العمود الرأسي من الجدول الدوري " و تكون العناصر في المجموعة متشابهة في الخواص الكيميائية و الفيزيائية
الـــــدورة	هي الصف الأفقي من الجدول الدوري
الفلزات القلوية	اسم يطلق على عناصر المجموعة 1A في الجدول الدوري الحديث
الفلزات القلوية الارضية	اسم يطلق على عناصر المجموعة 2A في الجدول الدوري الحديث
الهالوجينات	اسم يطلق على عناصر المجموعة 7A في الجدول الدوري الحديث
الغازات النبيلة	اسم يطلق على عناصر المجموعة 8A في الجدول الدوري الحديث
الـــفـــلـــزات	هي العناصر الواقعة على يسار الجدول الدوري ماعدا الهيدروجين و تتميز بتوصيلها العالي للكهرباء و الحرارة و بصلابتها و قابليتها للطرق و السحب
اللافلـــزات	هى العناصر الواقعة على يمين الجدول الدوري و هي ضعيفة التوصيل للكهرباء و الحرارة
أشباه الفـــلزات	هي العناصر المجاورة للخط الفاصل الفلزات و اللافلزات و تُستخدمُ كمواد شبه موصلة للكهرباء
الغازات النبيلة	هي عناصر تمتلئ فيها تحت المستويات الخارجية s , p بالإلكترونات
العناصر المثالية	هي عناصر تمتلئ فيها تحت المستويات الخارجية s , p **جزئيا** بالالكترونات
العناصر الانتقالية	هي عناصر فلزية حيث يحتوي كل من تحت مستوى الطاقة s و تحت مستوى الطاقة d المجاور له على الكترونات
العناصر الانتقالية الداخلية	هي عناصر فلزية حيث تحتوي كل من تحت مستوى الطاقة s و تحت المستوى f المجاور له على الكترونات و تقع أسفل الجدول الدوري
الفلزات الضعيفة أو (بعد الانتقالية)	هي فلزات تحت المستوى (P) و تقع بين أشباه الفلزات والفلزات الانتقالية وهى أقل صلابة ولها درجات انصهار وغليان أقل من الفلزات الانتقالية
نصف القطر الذري	**نصف** المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين في جزئ ثنائي الذرة

Ahmad Hussain
صفوة معلمي الكويت

طاقة التأين	هو مقدار الطاقة اللازمة للتغلب على جذب شحنة النواة و **نزع** الكترونات من الذرة و هي في الحالة الغازية
الميل الالكتروني	هو مقدار الطاقة المنطلقة عند **اضافة** الكترون الى الذرة و هي في الحالة الغازية لتكوين أيون سالب
السالبية الكهربائية	هي ميل ذرات العنصر لجذب الالكترون عندما تكون مرتبط كيميائيا بذرات عنصر آخر . أو (هى مقياس قدرة الذرة المرتبطة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها)

الكترونات التكافؤ	هي الالكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة (المستوى الخارجي) في ذرات العنصر
الترتيبات الالكترونية النقطية	هي الاشكال التي توضح الكترونات التكافؤ في صورة نقاط
قاعدة الثمانية	الذرة تميل الى بلوغ الترتيب الالكتروني الخاص بالغاز النبيل خلال عملية تكوين المركبات أو (الذرة تميل الى فقد أو اكتساب الكترونات الى أن يصبح هناك ثمانية الكترونات في غلاف التكافؤ)
الأنيون	هو ذرة أو مجموعة من الذرات التي تحمل شحنة سالبة عندما تكسب الذرة المتعادلة الكترونات سالبة الشحنة
أيونات الهاليدات	هي ايونات تتكون عندما تكتسب ذرات الهالوجينات (F , Cl , I , Br) إلكترونات
الرابطة الأيونية	هي قوى التجاذب الالكتروستاتيكية التي تربط الأيونات المختلفة في الشحنة مع بعضها البعض
المركبات الأيونية	هي المركبات المكونة من مجموعات متعادلة كهربائيا من الأيونات المرتبطة بقوى الكتروستاتيكية
قاعدة الثمانية الخاصة بالرابطة التساهمية	تحدث المساهمة بالإلكترونات اذا اكتسبت الذرات المشاركة في تكوين الرابطة التساهمية الترتيبات الالكترونية للغازات النبيلة (أي يصبح هناك ثمانية الكترونات في غلاف التكافؤ)
الرابطة التساهمية	نوع من الروابط الكيميائية ينتج عن المشاركة الإلكترونية بين الذرات
الرابطة التساهمية الأحادية	هي رابطة يتقاسم فيه زوج من الذرات زوج من الالكترونات
الرابطة التساهمية الثنائية	هي رابطة يتقاسم فيها زوج من الذرات زوجين من الالكترونات
الرابطة التساهمية الثلاثية	هي رابطة يتقاسم فيها زوج من الذرات ثلاثة أزواج من الالكترونات
الرابطة التساهمية التناسقية	هي رابطة تساهمية ، تساهم فيها ذرة واحدة بكل من الكترونات الرابطة (أي تتقاسم زوج الالكترونات ذرة واحدة بين ذرتين)
الصيغ البنائية	هي الصيغ الكيميائية التي توضح ترتيب الذرات في الجزيئات و الأيونات عديدة الذرات

Ahmad Hussain

علل لما يلي تعليلاً علمياً صحيحاً

يصعب تعيين موقع الإلكترون بالنسبة إلى النواة في أي لحظة بأية وسيلة علمية ممكنة

بسبب طبيعة الحركة الموجية للإلكترون حول النواه في أبعادها الثلاثة

الذرة متعادلة كهربائياً (**لأن عدد الشحنات الموجبة (البروتونات) = عدد الشحنات السالبة (الإلكترونات)**)

تسميت السحابة الإلكترونية بهذا الاسم

بسبب حركة الإلكترونات السريعة حول النواة

قوى التنافر بين الإلكترونين اللذين يدوران في نفس الفلك ضعيفة جداً

لنشؤ مجالين مغناطيسيين متعاكسين ناتجين عن الحركة المغزلية للإلكترونين باتجاهين متعاكسين و هذا يقلل من قوة التنافر بين الالكترونين و الناتجة عن شحنتهما

لا يزيد عدد الالكترونات في المستوى الرئيسي الثالث عن 18 الكترون

لأن قيمة n = 3 و باستخدام العلاقة الرياضية $2n^2$ و بالتالي يكون عدد الالكترونات يساوي 18

أو (نقول أن مستوى الطاقة الثالث يحتوي ثلاث تحت مستويات 3S يتسع لإلكترونين و 3P و يتسع لست الكترونات و 3d و يتسع لعشر الكترونات و بالتالي تكون سعته القصوى ١٨ الكترون)

يتسع تحت المستوى (3d) بعدد ١٠ إلكترونات فقط

لأن تحت المستوى d يحتوي على خمسة أفلاك و كل فلك يتسع لإلكترونين

يتسع المستوى الرئيسي الأول بعدد ٢ إلكترون

لأنه يحتوي على فلك واحد والفلك الواحد يتسع لإلكترونين

يتسع مستوى الطاقة الرئيسي الثاني لثمانية إلكترونا ت فقط

لأن مستوى الطاقة الرئيسي الثاني يحتوي على تحت مستوى s الذي يحتوي على فلك واحد ويتسع لإلكترونين، وتحت مستوى p الذي يحتوي على ٣ أفلاك ويتسع ل ٦ إلكترونات، فيكون المجموع ٨ إلكترونات

عندما تشغل الالكترونات مستوى طاقة رئيسي جديد دائما نبدأ بتحت المستوى s طبقا لمخطط أوفباو

لان تحت المستوى s هو الاقل طاقة دائما داخل أي مستوى رئيسي

عندما ينتهى الترتيب الإلكتروني لعنصر بـ p^4 فإنه يكون لديه الكترونيين مفردين

حسب قاعدة هوند تملأ أفلاك تحت المستوى p فرادى اولا باتجاه الغزل نفسه ثم تبدأ بالازدواج باتجاه غزل معاكس وبذلك يوجد به الكترونيين مفردين

ميل الإلكترونات لشغل مستويات الطاقة القريبة من النواة أولاً

لأن مستويات الطاقة القريبة من النواة أقل طاقة

اختلاف الترتيب الالكتروني الفعلي للكروم $_{24}Cr$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \underline{4s^1\ 3d^5}$ ، عن الترتيب المتبع وفقاً لمبدأ أوفباو

لأن تحت المستوى d يكون مستقراً عندما يكون نصف ممتلئ .

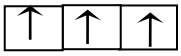
اختلاف الترتيب الالكتروني الفعلي للنحاس $_{29}Cu$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \underline{4s^1\ 3d^{10}}$ عن الترتيب المتبع وفقاً لمبدأ أوفباو

لأن تحت المستوى d يكون مستقراً عندما يكون ممتلئ .

Ahmad Hussain

عدد الالكترونات المفردة في ذرة الهيدروجين $_{7}N$ يُساوي ثلاثة الكترونات

لأن الترتيب الالكتروني للنيتروجين ينتهي بتحت المستوى $2P^3$ الذي يحتوي على ثلاث افلاك وبحسب قاعدة هوند تتوزع الالكترونات الثلاث فُرادا عليها



رتبت العناصر تصاعديا تبعا للزيادة في العدد الذري في الجدول الدوري الحديث

لأن الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر تتغير تبعا لتغير الأعداد الذرية للعناصر وأن الترتيب الإلكتروني للعنصر هو الذي يحكم خواصه الكيميائية

تُسمى عناصر المجموعة 8A بالغازات النبيلة (الخاملة)

وذلك لقدرتها المحدودة جداً على التفاعل كيميائيا

تتشابه الخواص الفيزيائية والكيميائية لكل من عنصري الصوديوم $_{11}Na$ والبوتاسيوم $_{19}K$

لأنهما يقعان في نفس المجموعة بالجدول الدوري وهي المجموعة الأولى أو لتشابههما في الترتيب الإلكتروني

لا يمكن قياس نصف قطر الذرة بطريقة مباشرة

لأن الذرة ليس لها حدود واضحة تحدد حجمها

يزداد نصف القطر الذري (الحجم الذري) في المجموعة عند الانتقال من أعلى الى أسفل بزيادة العدد الذري

لزيادة عدد مستويات الطاقة المتلئة بالإلكترونات وزيادة درجة حجب النواة فتقل قوة جذب النواة للإلكترونات

يقل نصف القطر(الحجم الذري) من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذري

لأن عدد مستويات الطاقة ثابت و تأثير الحجب ثابت فبزيادة شحنة النواة تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات

نصف القطر الذري للفلور $_{9}F$ أصغر من الكلور $_{17}Cl$

لأن عدد مستويات الطاقة في ذرة الفلور أقل من عدد مستويات الطاقة لذرة الكلور فتكون قوة جذب النواة للإلكترونات في ذرة الفلور أكبر

عناصر الفلزات القلوية IA لها أقل طاقة تأين كل عنصر في دورته

لأنها أكبر العناصر نصف قطر ذري فقوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية أقل فيسهل نزع الإلكترون

تزداد طاقة التأين عبر الدورة بزيادة العدد الذري

لنقص نصف القطر الذري ، مع زيادة شحنة النواة و بالتالي زيادة قوة جذب النواة للإلكترون مما يصعب نزعه

تقل طاقة التأين في المجموعة بزيادة العدد الذري

لزيادة نصف القطر الذري ، و بالتالي يكون الإلكترون بعيداً عن النواة ، مما يسهل نزعه .

طاقة التأين للعناصر القلوية (1A) و القلوية الأرضية (2A) منخفضة

بسبب كبر حجم ذراتها ، مما يسهل عملية نزع الإلكترون

طاقة التأين للغاز النبيل كبيرة جداً

لأن مستوى الطاقة الأخير للغازات النبيلة مستقر بالإلكترونات

يقل الميل الإلكتروني في المجموعة بزيادة العدد الذري

لزيادة عدد مستويات الطاقة الاصلية والمستقرة وزيادة عدد الالكترونات المتنافرة

Ahmad Hussain

يزداد الميل الإلكتروني في الدورة بزيادة العدد الذري **لنقص نصف القطر الذري فتزداد قوة جذب النواة للإلكترون المضاف**
الميل الإلكتروني لذرة كلور أكبر من الميل الالكتروني لذرة الفلور **بسبب تأثر الالكترون المضاف بقوة تنافر مع الالكترونات التسعة الموجودة أصلاً**
تقل السالبية الكهربائية في المجموعة بزيادة العدد الذري (**لـزيـادة نـصـف الـقـطر الـذري (الـحـجـم الـذري)**
تزداد السالبية الكهربائية في الدورة بزيادة العدد الذري (**بسبب صغر نصف القطر الذري و كبر شحنة النواة**)
عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في الخواص الفيزيائية و الكيميائية **لأن لها نفس العدد نفسه من الكترونات التكافؤ و لتشابهها في الترتيب الإلكتروني**
إلكترونات التكافؤ هي الإلكترونات الوحيدة التي تظهر في الترتيبات الإلكترونية النقطية **لأن إلكترونات التكافؤ هي الوحيدة التي تستخدم عادة في تكوين الروابط الكيميائية**
تميل ذرات الفلزات لفقد الالكترونات و تكوين كاتيونات **لأن مستوى الطاقة الخارجي فيها يحتوي على الكترون أو الكترونين أو ثلاثة الكترونات و بالتالي يكون من السهل عليها فقد هذه الالكترونات للوصول الى الترتيب الالكتروني لأقرب غاز نبيل**
تميل اللافلزات لاكتساب الالكترونات و تكوين الأنيونات **لأن مستوى الطاقة الخارجي فيها يحتوي على خمسة أو ستة أو سبعة الكترونات و بالتالي يكون من السهل عليها اكتساب الالكترونات للوصول الى الترتيب الالكتروني لأقرب غاز نبيل**
تسمية قاعدة الثمانية بهذا الاسم **يعود ذلك إلى الترتيب الإلكتروني الخارجي للغازات النبيلة يحتوي على ثمانية الكترونات في مستوى الأعلى ما عدا الهيليوم**
جميع أنيونات الهاليدات تحتوى على شحنة سالبة واحدة **لأن غلاف تكافؤ جميع الهالوجينات يحتوي على سبعة إلكترونات ، وهي تحتاج إلى اكتساب الكترون واحد فقط لتبلغ الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الذي يليها**
يحمل الأنيون شحنة سالبة **لأنه عندما يكتسب العنصر إلكترونات، يصبح عدد الإلكترونات السالبة أكبر من عدد البروتونات الموجبة فيظهر على الذرة عدد من الشحنات السالبة يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة**
يحمل الكاتيون شحنة موجبة **لأنه عندما يفقد العنصر إلكترونات، يصبح عدد الإلكترونات السالبة أقل من عدد البروتونات الموجبة فيظهر على الذرة عدد من الشحنات الموجبة يساوي عدد الإلكترونات المفقودة**
جميع المركبات الأيونية صلبة (**بسبب قوة التجاذب الكبيرة بين الأيونات مما تؤدي إلى تركيب بلوري ثابت جداً**)
المركبات الايونية متعادلة كهربائياً **لأن عدد الإلكترونات المفقودة تساوي عدد الإلكترونات المكتسبة**
درجات انصهار و غليان المركبات الأيونية مرتفعة **لأنه عند تكوين البلورة، ترتب الأيونات نفسها بحيث وتقلص من قوة التنافر و يزيد من قوة التجاذب مما يؤد ي إلى تركيب ثابت جداً**

Ahmad Hussain

مصاهير المركبات الأيونية ومحاليلها المائية توصل التيار الكهربائي **لأنه بالصهر أو الذوبان في الماء ينكسر الترتيب المنظم للبلورة وتتحرك الكاتيونات بحرية نحو الكاثود فيما تتجه الأنيونات بحرية نحو الأنود مما يسبب سريان التيار الكهربائي**
توصل المركبات الأيونية التيار الكهربائي عندما تنصهر أو عندما تكون في المحاليل المائية ولا توصل التيار الكهربائي في الحالة الصلبة **لأن أيوناتها تكون حرة الحركة في حالة المحلول المائي ، بينما في الحالة الصلبة تكون غير حرة الحركة (مقيدة)**
يُوصلُ مصهور $MgCl_2$ التيار الكهربائي في حين $MgCl_2$ المتبلر (الصلب) لا يوصل التيار الكهربائي **في الحالة الصلبة تكون ايوناته غير حرة الحركة ، بينما في الحالة المنصهرة تكون الأيونات حركة الحركة**
لا تملك المركبات الأيونية صيغاً جزيئية خاصة بها **لأن المركبات الأيونية تتكون من أيونات موجبة (كاتيونات) و أيونات سالبة (أنيونات) و لا تتكون من جزيئات**
يعتبر HCl من المركبات التساهمية ولا تعتبر من المركبات الأيونية **لأنها تتكون من مساهمة الذرات بزوج أو أكثر من الإلكترونات حتى تصل إلى الاستقرار**
نوع الربطة في جزيء الاكسجين O_2 تساهمية ثنائية **لان ذرة الاكسجين ذرة لافلزية تملك ستة الكترونات بالمستوى الاخير وتساهم بإلكترونين لتصل لحالة الاستقرار مع ذرة الاكسجين الاخرى**
الماء H_2O جُزئ ثلاثي الذرة وفيه رابطتان تساهميتان أحاديتان **لأن كل من ذرتي الهيدروجين تُساهم بإلكترون واحد مع ذرة الاكسجين ، كي تصل جميعها الى الترتيب الالكتروني لأقرب غاز نبيل**

☎ ما تتوقع أن يحدث في كل من الحلات التالية مع ذكر السبب :

١ – للإلكترون عند إثارة الذرة

الحدث : ينتقل الالكترون الى مستوى طاقة أعلى

التفسير : يمتص الالكترون طاقة و تصبح طاقته أكبر من طاقة مستواه فينتقل لمستوى طاقة أعلى

٢ – عند عودة الالكترون من مستوى طاقة أعلى الى مستوى طاقة أقل

الحدث : يتكون طيف الاشعاع الخطي

التفسير : يشع الالكترون طاقة اذا انتقل من مستوى طاقة أكبر الى مستوى طاقة أقل

٣ – لحركة الكترونين في الفلك نفسه

الحدث : يغزل كل منهما حول نفسه باتجاه معاكس للاخر

التفسير : لتقليل التنافر بينهما حيث يتولد من حركتهما مجالين مغناطيسيين متعاكسين

Ahmad Hussain
معلم الكويت

٤ – لنصف القطر الذري عند الانتقال من اليسار الى اليمين عبر الدورة في الجدول الدوري الحديث

الحدث : يقل نصف القطر الذري

التفسير : بزيادة العدد الذري تزداد شحنة النواة للجذب دون زيادة في مستويات الطاقة

فيزداد جذب الكترونات المستوى الخارجي

٥ – لقيمة طاقة التأين الأولى عند الانتقال من الأعلى الى الأسفل عبر المجموعة في الجدول الدوري

الحدث : تقل طاقة التأين الأولى

التفسير : يزداد نصف القطر الذري فيقع الالكترون على مسافة أبعد من النواة مما يسهل نزعه

٦ – ماذا يحدث للذرة المتعادلة عندما تفقد إلكترون التكافؤ

الحدث : تصبح كاتيونا (أيون موجب الشحنة)

التفسير : طبقا لقاعد الثمانية التي تنص على أن الذرات تميل الى بلوغ الترتيب الالكتروني الخاص بالغاز النبيل

خلال عملية تكوين المركبات

٧ – لذرة الصوديوم عندما تفقد الكترون التكافؤ

الحدث : تصبح كاتيونا (أيون موجب) Na^+

التفسير : ليكتمل غلافها الخارجي بثمانية الكترونات حسب قاعدة الثمانية

٨ – لمؤشر جهاز (الأميتر) عند توصيله بدائرة كهربائية تحتوي على محلول كلوريد الصوديوم

الحدث : ينحرف \ يتحرك المؤشر \ تظهر قراءة

التفسير : الايونات حرة الحركة في المصهور فتتجه للأقطاب المخالفة لها بالشحنة فيوصل التيار الكهربائي

Ahmad.Hussain
صفوة معلمي الكويت

٩ – عند ارتباط ذرتي أكسجين معا لتكوين جزئ الأكسجين O_2

الحدث : تشارك كل ذرة بزوجين من الالكترونات و تتكون رابطة تساهمية ثنائية

التفسير : ليكتمل غلافها الخارجي بثمانية الكترونات حسب قاعدة الثمانية

١٠ – عند ارتباط كاتيون الهيدروجين H^+ مع جزئ الأمونيا (NH_3)

الحدث : ينجذب كاتيون الهيدروجين الى زوج الالكترونات غير التساهمي لجزيء الامونيا برابطة تساهمية تناسقية

التفسير : لأن الرابطة التساهمية التناسقية هي رابطة تساهم فيها ذرة واحدة بكل من الكترونات الرابطة

☎ **صحح ما تحته خط في كل مما يلي مع ذكر السبب** :

١ – يتسع مستوى الطاقة (p) لثلاثة الكترونات

التصحيح : (٦ الكترونات)

السبب : يحتوي تحت مستوى الطاقة (p) على ثلاثة أفلاك و كل فلك يتسع لإلكترونين

١ – عدد الافلاك في مستوى الطاقة الرئيسي الرابع يساوي 32 فلك

التصحيح : (١٦ فلك)

السبب : لان تحت مستوى الطاقة الرئيسي الرابع يحتوي على أربع تحت مستويات ، حيث تحت المستوى (s) يمتلك فلك واحد و تحت المستوى (p) يمتلك ثلاثة أفلاك و تحت المستوى (d) يمتلك خمسة أفلاك و تحت المستوى (f) يمتلك سبعة أفلاك و بالتالي يكون مجموع عدد الافلاك ١٦ فلك

٢ – الترتيب الالكتروني الصحيح لعنصر النحاس $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3p^2\ 3p^6\ 4d^2\ 3d^9$

التصحيح : الترتيب الالكتروني الصحيح لعنصر النحاس $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$

السبب : تحت مستويات الطاقة الممتلئة كلياً أكثر ثباتا من تحت مستويات الطاقة الممتلئة جزئيا

Ahmad.Hussain
صفوة تعلمي الكويت

٣ – يختلف الإلكترونان الموجودان في تحت المستوى $4p_x$ في عدد الكم المغناطيسي

التصحيح : (عدد الكم المغزلي)

السبب : حسب مبدأ الاستبعاد لباولي في ذرة ما ، لا يوجد الكترونان لهما أعداد الكم الأربعة نفسها

٥ – تسمى عناصر المجموعة 8A بالهالوجينات

التصحيح : (الغازات النبيلة)

السبب : لأنها عناصر تمتلئ فيا تحت المستويات الخارجية s , p بالإلكترونات

٤ – الكالسيوم هو أقل العناصر سالبية كهربائية

التصحيح : (السيزيوم)

السبب : عنصر السيزيوم له أقل ميل لجذب الالكترونات ، لذلك يفقد إلكترونا و يشكل كاتيونا

٥ – تزداد طاقة التأين الأولى للعناصر المثالية كلما تحركنا عبر المجموعة من اليسار الى اليمين

التصحيح : (المجموعة)

السبب : شحنة النواة تزداد ، تأثير الحجب ثابت كلما تحركت عبر الدورة ، و بذلك

يصبح جذب النواة للإلكترون أكبر ما يؤدي الى صعوبة نزعه ، و بالتالي زيادة طاقة التأين

٦ – يحتوي غلاف تكافؤ جميع الهالوجينات على خمسة الكترونات

التصحيح : (سبعة)

السبب : لأنها تحتاج الى اكتساب الكترون واحد فقط لتبلغ الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الذي يليها

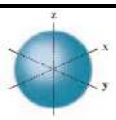
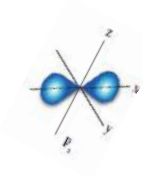
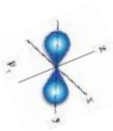
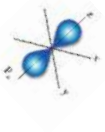
٧ – مصهور كلوريد الصوديوم لا يوصل التيار الكهربائي

التصحيح : (يوصل)

السبب : الايونات حرة الحركة في المصهور فتتجه للأقطاب المخالفة لها بالشحنة فيوصل التيار الكهربائي

Amad Hussain
معلم في الكويت

جداول مقارنات

وجه المقارنة	S	P
عدد الأفلاك	١	٣
شكل الفلك في الفراغ	كروي 	فصين متقابلين بالراس   
أقصى عدد من الالكترونات	٢	٦

وجه المقارنة	التدرج في الدورة	التدرج في المجموعة
نصف القطر الذري	يقل	يزداد
طاقة التأين	تزداد	تقل
السالبية الكهربائية	تزداد	تقل
تأثير الحجب	ثابت	يزداد

وجه المقارنة	الفلزات	اللافلزات
الحجم الذري	أكبر	أصغر
طاقة التأين	أصغر	أكبر
الميل الالكتروني	أصغر	أكبر
السالبية الكهربائية	أصغر	أكبر
التوصيل الكهربائي	موصلة للتيار الكهربائي	لا توصل التيار الكهربائي
قابلية الطرق و السحب	قابلة للطرق و السحب	غير قابلة للطرق و السحب

Ahmad Hussain
صفوة معلمي الكويت

جدول لعدد من الجزيئات و المركبات التي تحتوي على روابط :

تساهمية أحادية (-)	تساهمية ثنائية	تساهمية ثلاثية	تساهمية تناسقية
H_2 (H – H)	O_2 (O = O)	N_2	CO
Cl_2 (Cl – Cl)	CO_2 (O = C = O)	HCN	**كاتيون الهيدرونيوم** H_3O^+
F_2			
Br_2			**كاتيون الأمونيوم** NH_4^+
I_2			
HCl (H – Cl)			
H_2O			
H_2O_2			SO_2
NH_3			SO_3

Ahmad.Hussain
صفوة معلمي الكويت

التكافؤات الشائعة لبعض العناصر

اسم العنصر	رمزه	تكافؤه	اسم العنصر	رمزه	تكافؤه
هيدروجين	H	1	خارصين	Zn	2
ليثيوم	Li	1	باريوم	Ba	2
صوديوم	Na	1	ألومنيوم	Al	3
بوتاسيوم	K	1	سيليكون	Si	4
فلور	F	1	نحاس	Cu	2 ، 1
كلور	Cl	1	زئبق	Hg	2 ، 1
بروم	Br	1	ذهب	Au	3 ، 1
يود	I	1	حديد	Fe	3 ، 2
فضة	Ag	1	كربون	C	4 ، 2
كالسيوم	Ca	2	رصاص	Pb	4 ، 2
باريوم	Ba	2	فوسفور	P	5 ، 3
أكسجين	O	2	كبريت	S	6، 4 ،2
مغنيسيوم	Mg	2	نيتروجين	N	5 , 3

التكافؤات الشائعة لبعض الشقوق (الايونات متعددة الذرات)

اسم الشق	رمزه	تكافؤه	اسم الشق	رمزه	تكافؤه
أيون الأمونيوم	NH_4^+	1	أيون البرمنجنات	MnO_4^-	1
أيون الهيدروكسيد	OH^-	1			
أيون النيتريت	NO_2^-	1			
أيون النيترات	NO_3^-	1	أيون الكبريتات	SO_4^{2-}	2
أيون الكربونات الهيدروجيني	HCO_3^-	1	أيون الكربونات	CO_3^{2-}	2
أيون الكلورات	ClO_3^-	1	أيون الفوسفات	PO_4^{3-}	3

Ismail Hussain
صفوة معلمي الكويت

☎ أكتب اسم المركب أو صيغته الكيميائية لكل مما يلي :

اسم المركب	صيغته الكيميائية	اسم المركب	صيغته الكيميائية
كبريتات الباريوم	$MgSO_4$	أكسيد الصوديوم	Na_2O
فلوريد الهيدروجين	HF	غاز الامونيا	NH_3
كربونات الصوديوم	Na_2CO_3	كربونات الكالسيوم	$CaCO_3$
هيدروكسيد الأمونيوم	NH_4OH	نيترات البوتاسيوم	KNO_3
أكسيد الالمنيوم	Al_2O_3	كلوريد الكالسيوم	$CaCl_2$
ثاني أكسيد الكربون	CO_2	هيدروكسيد الألمنيوم	$Al(OH)_3$
كبريتات الصوديوم	Na_2SO_4	كبريتيد الصوديوم	Na_2S
كلوريد الهيدروجين	HCl	كبريتيد الهيدروجين	H_2S
الماء	H_2O	أكسيد البوتاسيوم	K_2O
كلوريد الباريوم	$BaCl_2$	فوسفات الالمنيوم	$AlPO_4$
أكسيد الكالسيوم	CaO	بروميد الهيدروجين	HBr
فوسفات الكالسيوم	$Ca_3(PO_4)_2$	جزئ الفلور	F_2
يوديد البوتاسيوم	KI	ثالث أكسيد الكبريت	SO_3
أكسيد النحاس II	CuO	كلوريد الليثيوم	$LiCl$
كاتيون الهيدرونيوم	H_3O^+	كاتيون الامونيوم	NH_4^+
نتريد المغنيسيوم	Mg_3N_2	غاز الكلور	Cl_2

Ahmad Hussain
صفوة معلمي الكويت