مراجعة كيمياء الصف العاشر (الفصل الاول) ٢٠١٩ - ٢٠٢٠

الـــــذرةُ	أصغر جزءٍ 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
الفـلـكُ الـــذري	هو المنطقة من الفراغ حول النواة و التي يكون فيها أكبر احتمال لوجود الإلكترون .
السحابةُ الالكترونيةُ	هى منطقةٌ في الفضاء المحيط بالنواة ويحتملُ وجود الإلكترون فيها في جميع الاتجاهات والأبعاد
عدد الكم الرئيسي n	هو عدد يحدد مستويات الطاقة في الذرة و طاقة كل مستوى و يحدد بعده عن النواة
عدد الكم الثانوي ℓ	هو عدد يحدد عدد تحت مستويات الطاقة في كل مستوى طاقة .
عدد الكم المغناطيسي m_ℓ	هو عدد يحدد عدد الافلاك في تحت مستويات الطاقة و اتجاهاتها في الفراغ .
عدد الكم المغزلي m_s	هو عدد يحدد نوع حركة الإلكترون المغزلية حول محوره
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 تباعاً باتجاه غزل معاكس
الجدول الدوري لمند ليف	جدولٌ رتب فيه مندليف العناصر تصاعدياً بحسب التدرج في كتلتها الذرية في أعمدة رأسية و صفوف أفقية
الجدول الدوري الحديث	جدولٌ رتبت فيه العناصر تصاعدياً بحسب التدرج في أعدادها الذرية من الأعلى الى الاسفل و من اليسار الى اليمين
القانون الدوري الحديث	عند ترتيب العناصر تصاعدياً بحسب التدرج في أعدادها الذرية يحدثُ تدرج و تكرار دوري للخواص الفيزيائية و الكيميائية

Ahmad Hussain

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
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	هي العناصر الواقعة على يمين الجدول الدوري و هي ضعيفة التوصيل للكهرباء و الحرارة
أشباه الفـــلزات	هي العناصر المجاورة للخط الفاصل الفلزات و اللافلزات و تستخدم 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 وهي أقل صلابة ولها درجات انصهار وغليان أقل من الفلزات الانتقالية
نصف القطر الذري	نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين في جزئ ثنائي الذرة
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 كيميائياً بذرات عنصر آخر . أو (هي 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

Ahmad.Hussain

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 المكونه من مجموعات متعادلة كهربائياً 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 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
الفلزات القلوية 1A	هي عناصر المجموعة 1A و التي تقع الكتروناتها الخارجية في تحت المستوى ns^1
الفلزات القلوية الأرضية 2A	هي عناصر المجموعة 2A و التي تقع الكتروناتها الخارجية في تحت المستوى ns^2

Ahmad Hussain

علل لما يلي تعليلاً علمياً صحيحاً

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

لنشوء 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 ٣ = n 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)**

تتشابه عناصر المجموعة الواحدة في الخواص

لاحتواء مستوى الطاقة الأخير في كل منها على نفس العدد من الإلكترونات

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 .**

عدد الالكترونات المفردة في ذرة الهيدروجين $_7N$ 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 ↑ ↑ ↑

Ahmad.Hussain

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 بزيادة عدد الالكترونات و بالتالي زيادة الحجم الذري

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

لزيادة شحنة النواة مع ثبات الحجب (عدد مستويات الطاقة) و بالتالي يقل نصف القطر

" حيث أن الالكترونات تضاف على نفس المستوى و يحدثُ جذب لأكبر عدد من الالكترونات "

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 المستوى الأخير مكتمل " أي أن نظامه الإلكتروني مستقر " و بالتالي يصعب نزع الإلكترون من مستوى الطاقة المستقر.

يقل الميل الإلكتروني في المجموعة بزيادة العدد الذري

لزيادة نصف القطر الذري (الحجم الذري) .

يزداد الميل الإلكتروني في الدورة بزيادة العدد الذري

لنقص نصف القطر الذري (الحجم الذري) ، مما يسهل على النواة جذب الإلكترون المضاف

الميل الإلكتروني لذرة الفلور أقل من الميل الإلكتروني لذرة الكلور بالرغم من صغر نصف قطر ذرة الفلور

بسبب تأثير الإلكترون المضاف بقوة تنافر مع الإلكترونات التسعة الموجودة

Ahmad Hussain

حجم الكاتيون (الأيون الموجب) أصغر دائماً ، من حجم الذرة المتعادلة التي تكون منها

لأنه يفقد إلكترونات من غلافه الخارجي (مستواه الأخير) و هذا يؤدي لزيادة جذب النواة للإلكترونات المتبقية

حجم الأنيون (الايون السالب) أكبر دائماً ، من حجم الذرة المتعادلة التي تكون منها

بسبب زيادة عدد الإلكترونات ، و بالتالي تصبح قوة جذب شحنة النواة الفعالة أقل .

تقل السالبية الكهربائية في المجموعة بزيادة العدد الذري

لزيادة نصف القطر الذري (الحجم الذري) .

تزداد السالبية الكهربائية في الدورة بزيادة العدد الذري

لنقص نصف القطر الذري (الحجم الذري) ، و بالتالي زيادة جذب النواة للإلكترونات .

عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في الخواص الفيزيائية و الكيميائية

لأن لها العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ (لأنها متشابهة في الترتيب الالكتروني)

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

لا تستطيع الفضة الوصول الى الترتيب الالكتروني للغاز النبيل (او يشذ كاتيون الفضة $_{46}Ag$ عن قاعدة الثمانية)

لأن الأيونات التي تحمل ثلاث وحدات من الشحنة أو أكثر نادرة الوجود ، لذلك فإن ذرة الفضة تفقد الإلكترون $5s^1$ ، و بالتالي تصبح أفلاك مستوى الطاقة الخارجي (n = 4) ممتلئةً بـ (18) الكترون و هو ترتيبٌ مفضلٌ نسبياً للفضة حيث ينتج كاتيون الفضة (Ag^+)

المركبات الايونية متعادلة كهربائياً

لان عدد الشحنات الموجبة (يساوي) عدد الشحنات السالبة

Ahmad.Hussain

درجات انصهار و غليان المركبات الأيونية مرتفعة

لأن الرابطة بين أيوناتها قوية

توصل المركبات الأيونية التيار الكهربائي عندما تنصهر أو عندما تكون في المحاليل المائية و لا 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

لأنها لا تتكون من جزيئات

الماء H_2O جُزئ ثلاثي الذرة و فيه رابطتان تساهميتان أحاديتان

لأن كل من ذرتي الهيدروجين تُساهم بإلكترون واحد مع ذرة الاكسجين ، كي تصل جميعها الى الترتيب الالكتروني لأقرب غاز نبيل

يكون سطح الصوديوم المقطوع حديثاً لامعاً و له وميض فضي ، و لكنه سرعان ما ينطفئ عند تعرضه للهواء

لأنه يتفاعل بسرعة مع مكونات الهواء الجوي .

يستخدم الصوديوم في تبريد المفاعلات النووية

لانخفاض درجة انصهاره و ارتفاع درجة غليانه و توصيله الجيد للحرارة و سهولة ضخه عبر لب المفاعل النووي حيث يمتص الحرارة بسرعة

يجب ارتداء قفازات واقية عند التعامل مع الفلزات القلوية

لأنها تتفاعل بقوة مع الرطوبة الموجودة في جلد الإنسان

لا توجد الفلزات القلوية (1A) و القلوية الارضية (2A) بصورة منفردة في الطبيعة

بسبب نشاطها و فاعليتها الكبيرة

يتم تخزين الفلزات القلوية تحت سطح الزيت أو الكيروسين

لكي لا تتفاعل مع مكونات الهواء الجوي

Ahmad.Husain

أطلق الكيميائيون على فلزات المجموعة 2A اسم " الأرضيات "

لأن تركيبها لا يتغير بالنار

لا يلزم تخزين فلزات المجموعة 2A تحت سطح الزيت

لأنها قليلة النشاط إذا ما قورنت بعناصر المجموعة 1A

تتميز العالية مجموعة 2A ببريق لمعاني سرعان ما ينطفئ في الهواء

لتكون طبقة أكسيد رقيقة تعمل على حماية الطبقة الخارجية لهذه الفلزات

Ahmad.Hussain

المعادلات الكيميائية

ملاحظات مساعدة عند كتابة المعادلات الكيميائية :

1

غاز الهيدروجين H_2 + هيدروكسيد الفلز OH → الماء + الفلز

مثال : $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$

2

أكسيد الفلز → كمية قليلة من الاكسجين O_2 + الفلز

مثال : $K + O_2 \rightarrow K_2O$

3

فوق أكسيد الفلز → كمية وافرة من الاكسجين O_2 + الفلز

مثال : $K + O_2 \rightarrow K_2O_2$

4

الملح → الهالوجين (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) + الفلز

مثال : $K + Cl_2 \rightarrow KCl$

$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$	تفاعل الصوديوم مع الماء البارد
$2K_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2KOH_{(aq)} + H_{2(g)}$	تفاعل البوتاسيوم مع الماء
$4Na_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Na_2O_{(s)}$	تفاعل الصوديوم مع الأكسجين
$2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl_{(s)}$	تفاعل الصوديوم مع الكلور
$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(S)} + CO_{2(g)}$	التحلل الحراري لكربونات الكالسيوم
$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$	تفاعل أكسيد الكالسيوم (الجير الحي) مع الماء (معادلة الاطفاء) و تكون الجير المطفأ
$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$	معادلة الكشف عن غاز ثاني أكسيد الكربون (تفاعل ثاني أكسيد الكربون مع هيدروكسيد الكالسيوم)
$Mg_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow Mg(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$	تفاعل المغنيسيوم مع الماء
$Ca_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$	تفاعل الكالسيوم مع الماء

Ahmad.Hussain

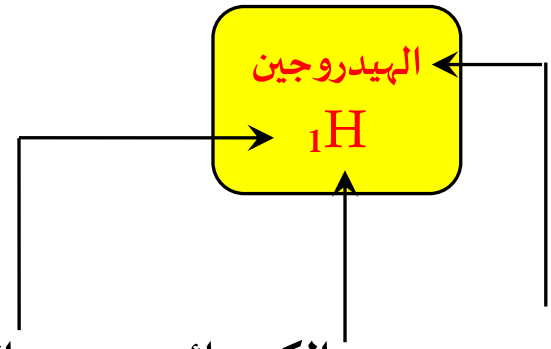
التكافؤات الشائعة لبعض العناصر

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

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

Ahmad Hussai



يجب حفظ اسم العنصر و رمزه الكيميائي و عدده الذري

الهيدروجين 1H						الهيليوم 2He
الليثيوم 3Li	البيريليوم 4Be	البورون 5B	الكربون 6C	النيتروجين 7N	الأكسجين 8O	الفلور 9F	النيون 10Ne
الصوديوم 11Na	المغنيسيوم 12Mg	الألمنيوم 13Al	السيليكون 14Si	الفوسفور 15P	الكبريت 16S	الكلور 17Cl	الأرجون 18Ar
البوتاسيوم 19K	الكالسيوم 20Ca	السكانديوم 21Sc					

Ahmad Hussain