

تم تحميل هذا الملف من موقع ملفات الكويت التعليمية



[com.kwedufiles.www//:https](https://www.kwedufiles.com)

*للحصول على أوراق عمل لجميع الصفوف وجميع المواد اضغط هنا

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف العاشر اضغط هنا

<https://kwedufiles.com/10>

* للحصول على جميع أوراق الصف العاشر في مادة كيمياء ولجميع الفصول, اضغط هنا

<https://kwedufiles.com/10chemistry>

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف العاشر في مادة كيمياء الخاصة بـ الفصل الأول اضغط هنا

<https://www.kwedufiles.com/10chemistry1>

* لتحميل كتب جميع المواد في جميع الفصول للـ الصف العاشر اضغط هنا

<https://www.kwedufiles.com/grade10>

* لتحميل جميع ملفات المدرس احمد حسين اضغط هنا

[bot_kwlinks/me.t//:https](https://t.me/bot_kwlinks)

* للحصول على جميع روابط الصفوف على تلغرام وفيسبوك من قنوات وصفحات: اضغط هنا

الروابط التالية هي روابط الصف العاشر على مواقع التواصل الاجتماعي

مجموعة الفيسبوك

صفحة الفيسبوك

مجموعة التلغرام

بوت التلغرام

قناة التلغرام

رياضيات على التلغرام

مراجعة كيمياء الصف العاشر (الفصل الاول) ٢٠١٩ - ٢٠٢٠

الذرة	أصغر جزء من المادة ، و لا يمكن أن تنجز إلى أجزاء أصغر
كم أو كوانتم الطاقة	هو كمية الطاقة اللازمة لنقل إلكترون من مستوى الطاقة الساكن فيه إلى مستوى الطاقة الأعلى التالي له
الفلك الذري	هو المنطقة من الفراغ حول النواة والتي يكون فيها أكبر احتها لوجود الإلكترون .
السحابة الإلكترونية	هي منطقة في الفضاء المحيط بالنواة ويحتل 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
الترتيبات 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
مبدأ باولي للاستبعاد	في ذرة ما لا يمكن أن يوجد إلكترونان لها قيم أعداد الكم الاربعة نفسها
قاعدة 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 لهند ليف	جدولُ رتب فيه هندليف العناصر تصاعدياً بحسب التدرج في كتلتها الذرية في أعهدة رأسية و صفوف أفقية
الجدول الدوري الحديث	جدولُ رتب فيه العناصر تصاعدياً بحسب التدرج في أعدادها الذرية من الأعلى إلى الأسفل و من اليسار إلى اليمين
القانون الدوري الحديث	عند ترتيب العناصر تصاعدياً بحسب التدرج في أعدادها الذرية يحدث تدرج و تكرار دوري للخواص الفيزيائية و الكيميائية

<p>" هي العمود الرأسي من الجدول الدوري "</p> <p>و تكون العناصر في الهجوعه ومنتشابهة في الخواص الكيمايانية و الفيزيائية</p>	<p>المجموعة (العائلة)</p>
<p>هي الصف الأفقي من الجدول الدوري</p>	<p>الدورة</p>
<p>هي العناصر الواقعة على يسار الجدول الدوري وبعدا الهيدروجين و تتميز بتوصيلها العالي للكهرباء و الحرارة و وصلابتها و قابليتها للطرق و السحب</p>	<p>الفلزات</p>
<p>هي العناصر الواقعة على يمين الجدول الدوري و هي ضعيفة التوصيل للكهرباء و الحرارة</p>	<p>اللافلزات</p>
<p>هي العناصر الهجورة للخط الفاصل الفلزات و اللافلزات و تستخدم كهواد شبه موصلة للكهرباء</p>	<p>أشباه الفلزات</p>
<p>هي عناصر تهتلي فيها تحت المستويات الخارجية s , p بالإلكترونات</p>	<p>الغازات النبيلة</p>
<p>هي عناصر تهتلي فيها تحت المستويات الخارجية s , p <u>جزئياً</u> باللاكترونات</p>	<p>العناصر الخالية</p>
<p>هي عناصر فلزية حيث يحتوي كل من تحت مستوى الطاقة s و تحت مستوى الطاقة d الهجور له على الكترونات</p>	<p>العناصر الانتقالية</p>
<p>هي عناصر فلزية حيث تحتوي كل من تحت مستوى الطاقة s و تحت المستوى f الهجور له على الكترونات و تقع أسفل الجدول الدوري</p>	<p>العناصر الانتقالية الداخلية</p>
<p>هي فلزات تحت المستوى (P) و تقع بين أشباه الفلزات و الفلزات الانتقالية و هي أقل صلابة و لها درجات انصهار و غليان أقل من الفلزات الانتقالية</p>	<p>الفلزات الضعيفة أو (بعد الانتقالية)</p>
<p>نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين في جزئ ثنائي الذرة</p>	<p>نصف القطر الذري</p>
<p>هو مقدار الطاقة اللازمة للتغلب على جذب شحنة النواة و نزع الكترونات من الذرة و هي في الحالة الغازية</p>	<p>طاقة التأين</p>
<p>هو مقدار الطاقة المنطلقة عند اضافة الكترون الى الذرة و هي في الحالة الغازية لتكوين أيون سالب</p>	<p>الميل الإلكتروني</p>
<p>هي ميل ذرات العنصر لجذب الالكترون عندها تكون مرتبط كيميائياً بذرات عنصر آخر . أو (هي مقياس قدرة الذرة المرتبطة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها)</p>	<p>السالبية الكهربائية</p>
<p>هي الالكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة (المستوى الخارجي) في ذرات العنصر</p>	<p>الالكترونات التكافؤ</p>
<p>هي الاشكال التي توضح الكترونات التكافؤ في صورة نقاط</p>	<p>الترتيبات الالكترونية النقطية</p>

قاعدة الثمانية	الذرة تهيل الى بلوغ الترتيب الالكتروني الخاص بالغاز النبيل خلال عملية تكوين المركبات أو (الذرة تهيل الى فقد أو اكتساب الكترونات الى أن يصبح هناك ثمانية الكترونات في غلاف التكافؤ)
الأيون	هو ذرة أو مجموعة من الذرات التي تحمل شحنة سالبة عندها تكسب الذرة المتعادلة الكترونات سالبة الشحنة
أيونات الهاليدات	هي ايونات تتكون عندها 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 الهكونه 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

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 وهذا يقلل من قوة التنافر بين الإلكترونين و الناتجة عن شحنتهما

لا يزيد عدد الإلكترونات في المستوى الرئيسي الثالث عن 18 إلكترون

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

أو) نقول أن مستوى الطاقة الثالث يحتوي ثلاث تحت مستويات 3s يتسع لإلكترونين و 3p و يتسع لست إلكترونات و 3d و يتسع لعشر إلكترونات و بالتالي تكون سعته القصوى 18 إلكترون)

تشابه عناصر المجموعة الواحدة في الخواص

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

اختلاف الترتيب الإلكتروني الفعلي للكروم $24Cr$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ ، عن الترتيب المتبع وفقاً لمبدأ أوفباو

لأن تحت المستوى d يكون مستقراً عندما يكون نصف ممتلئ .

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

لأن تحت المستوى d يكون مستقراً عندما يكون ممتلئ .

عدد الإلكترونات المفردة في ذرة الهيدروجين $1H$ يساوي ثلاثة إلكترونات

لأن الترتيب الإلكتروني للنيتروجين ينتهي بتحت المستوى $2P^3$ الذي يحتوي على ثلاث أفلاك وبحسب قاعدة هوند



تتوزع الإلكترونات الثلاث فراداً عليها

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 إلى أسفل بزيادة العدد الذري

لزيادة عدد مستويات الطاقة بزيادة عدد الإلكترونات وبالتالي زيادة الحجم الذري

يقبل نصف القطر (الحجم الذري) من اليمين إلى اليسار في المجموعة بزيادة العدد الذري

لزيادة شحنة النواة مع ثبات الحجم (عدد مستويات الطاقة) وبالتالي يقل نصف القطر

" حيث أن الإلكترونات تضاف على نفس المستوى ويحدث جذب أكبر عدد من الإلكترونات "

تزداد طاقة التأين عبر الدورة بزيادة العدد الذري

لنقص نصف القطر الذري ، مع زيادة شحنة النواة وبالتالي زيادة قوة جذب النواة للإلكترون مما يصعب نزعها

تقل طاقة التأين في المجموعة بزيادة العدد الذري

لزيادة نصف القطر الذري ، وبالتالي يكون الإلكترون بعيداً عن النواة ، مما يسهل نزعها .

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 " وبالتالي يصعب نزع الإلكترون من مستوى الطاقة المستقر.

يقبل 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

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

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

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

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

تقل السالبة الكهربائية في المجموعة بزيادة العدد الذري

لزيادة نصف القطر الذري (الحجم الذري) .

تزداد السالبة الكهربائية في الدورة بزيادة العدد الذري

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

عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في الخواص الفيزيائية والكيميائية

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

تميل ذرات الفلزات لفقد الإلكترونات و تكوين كاتيونات

لأن مستوى الطاقة الخارجي فيها يحتوي على إلكترونين أو ثلاثة إلكترونات و بالتالي يكون من السهل عليها فقد هذه الإلكترونات للوصول إلى الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل

تميل اللافلزات لاكتساب الإلكترونات و تكوين أنيونات

لأن مستوى الطاقة الخارجي فيها يحتوي على خمسة أو ستة أو سبعة إلكترونات و بالتالي يكون من السهل عليها اكتساب الإلكترونات للوصول إلى الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل

لا تستطيع الفضة الوصول إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل (أو يشذ كاتيون الفضة Ag^{46} 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 ($n = 4$) ممتلئة بـ (18) إلكترون و هو ترتيب مفضل نسبياً للفضة حيث ينتج كاتيون الفضة (Ag^+)

المركبات الأيونية متعادلة كهربائياً

لأن عدد الشحنات الموجبة (يساوي) عدد الشحنات السالبة

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 حرة 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 الأكسجين ، كي تصل جميعها الى الترتيب الإلكتروني 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

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 بريق 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 :

غاز الهيدروجين H_2 + هيدروكسيد OH الفلز → الماء + الفلز



1
مثال :

أكسيد الفلز → كمية قليلة من الأكسجين O_2 + الفلز



2
مثال :

فوق أكسيد الفلز → كمية وافرة من الأكسجين O_2 + الفلز

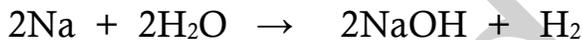


3
مثال :

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



4
مثال :



تفاعل الصوديوم مع الماء البارد



تفاعل البوتاسيوم مع الماء



تفاعل الصوديوم مع الأكسجين



تفاعل الصوديوم مع الكلور

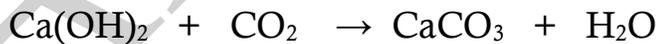


التحلل الحراري لكربونات الكالسيوم



تفاعل أكسيد الكالسيوم (الجير الحي) مع الماء (معادلة الاطفاء) و تكون الجير المطفأ

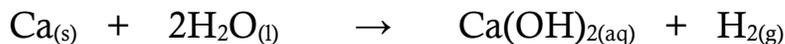
معادلة الكشف عن غاز ثاني أكسيد الكربون



(تفاعل ثاني أكسيد الكربون مع هيدروكسيد الكالسيوم)



تفاعل المغنيسيوم مع الماء



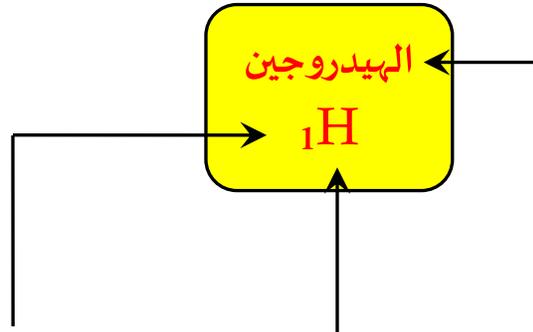
تفاعل الكالسيوم مع الماء

التكافؤات الشائعة لبعض العناصر

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

التكافؤات الشائعة لبعض الشقوق

تكاؤه	رمزه	اسم الشق	تكاؤه	رمزه	اسم الشق
1	MnO ₄ ⁻	أيون البرمنجنات	1	NH ₄ ⁺	أيون الأمونيوم
			1	OH ⁻	أيون الهيدروكسيد
			1	NO ₂ ⁻	أيون النيتريت
2	SO ₄ ²⁻	أيون الكبريتات	1	NO ₃ ⁻	أيون النترات
2	CO ₃ ²⁻	أيون الكربونات	1	HCO ₃ ⁻	أيون الكربونات الهيدروجيني
3	PO ₄ ³⁻	أيون الفوسفات	1	ClO ₃ ⁻	أيون الكلورات



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					