

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 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
الفلك الذري	هو المنطقة من الفراغ حول النواة والتي يكون فيها أكبر احتمال 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 لهما قيم أعداد الكم الأربع 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 لمندليف	جدولُ رتب فيه مندليف العناصر تصاعدياً بحسب التدرج في <u>كتلتها الذرية</u> في أعهدة رأسية و صفوف أفقية
الجدول الدوري الحديث	جدولُ رتب فيه العناصر تصاعدياً بحسب التدرج في <u>أعدادها الذرية</u> من الأعلى الى الأسفل و من اليسار الى اليمين
القانون الدوري الحديث	عند ترتيب العناصر تصاعدياً بحسب التدرج في <u>أعدادها الذرية</u> يحدث تدرج و تكرار دوري للخواص الفيزيائية و الكيميائية

<p>المجموعة (العائلة)</p> <p>" هي العمود الرأسي من الجدول الدوري "</p> <p>و تكون العناصر في المجموعة متشابهة في الخواص الكيميائية و الفيزيائية</p>	
<p>هي الصف الأفقي من الجدول الدوري</p>	<p>الدورة</p>
<p>هي العناصر الواقعة على يسار الجدول الدوري ماعدا الهيدروجين و تتميز بتوصيلها العالي للكهرباء و الحرارة و بصلابتها 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 المجاورة للخط الفاصل الفلزات و اللافلزات و تستخدم كمواد 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> بالإلكترونات</p>	<p>العناصر المشالة</p>
<p>هي عناصر فلزية حيث يحتوي كل من تحت مستوى الطاقة s و تحت مستوى الطاقة d المجاور له على الكترونات</p>	<p>العناصر الانتقالية</p>
<p>هي عناصر فلزية حيث تحتوي كل من تحت مستوى الطاقة s و تحت المستوى f المجاور 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 والفلزات الانتقالية وهي أقل صلابة ولها 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 تهمل الى بلوغ الترتيب الالكتروني الخاص بالغاز النبيل خلال عملية تكوين المركبات أو (الذرة تهمل 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 المكونة 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

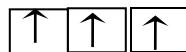
لأن تحت المستوى d يكون مستقراً عندما يكون نصف ممتلئ .

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 $1H$ يُساوي 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 الدورة بزيادة العدد الذري

لزيادة شحنة النواة مع ثبات الحجب (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 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) ، وبالتالي زيادة جذب النواة للإلكترونات .

عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في الخواص الفيزيائية و الكيميائية

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 إلكترون أو إلكترونين أو ثلاثة إلكترونات و بالتالي يكون من السهل عليها فقد هذه الإلكترونات للوصول الى الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل

تميل اللافلزات لاكتساب الإلكترونات و تكوين الأنيونات

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

لا تستطيع الفضة الوصول الى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل (او يشذ كاتيون الفضة 46Ag 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 الايونية متعادلة كهربائياً

لان 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 أيوناته 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 تساهم 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 الأرضية (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 ببريق لمعاني سرعان ما ينطفئ في الهواء

لتكون طبقة أكسيد رقيقة تعمل على حماية الطبقة الخارجية لهذه الفلزات

المعادلات الكيميائية

ملاحظات مساعدة عند كتابة المعادلات الكيميائية :

غاز الهيدروجين H_2 + هيدروكسيد OH الفلز \rightarrow الماء + الفلز



1
مثال :

أكسيد الفلز \rightarrow كمية قليلة من الأكسجين O_2 + الفلز



2
مثال :

فوق أكسيد الفلز \rightarrow كمية وافرة من الأكسجين O_2 + الفلز

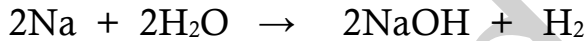


3
مثال :

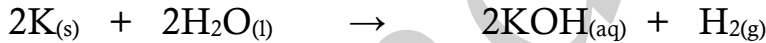
الملح \rightarrow الهالوجين (I_2 , Br_2 , Cl_2 , F_2) + الفلز



4
مثال :



تفاعل الصوديوم مع الماء البارد



تفاعل البوتاسيوم مع الماء



تفاعل الصوديوم مع الأكسجين



تفاعل الصوديوم مع الكلور

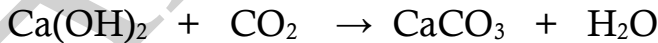


التحلل الحراري لكاربونات الكالسيوم

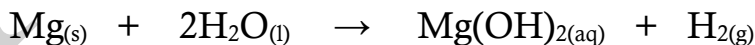


تفاعل أكسيد الكالسيوم (الجير الحي) مع الماء (معادلة الاطفاء) و تكون الجير المطفأ

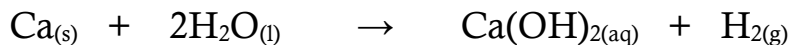
معادلة الكشف عن غاز ثاني أكسيد الكربون



(تفاعل ثاني أكسيد الكربون مع هيدروكسيد الكالسيوم)



تفاعل المغنيسيوم مع الماء



تفاعل الكالسيوم مع الماء

التكافؤات الشائعة لبعض العناصر

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	سيلكون	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 النترات	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



يجب حفظ اسم العنصر و رمزه الكيميائي و عدده الذري

الهيدروجين ${}^1_1\text{H}$								الهيليوم ${}^2_2\text{He}$
الليثيوم ${}^3_3\text{Li}$	البيريليوم ${}^4_4\text{Be}$		البورون ${}^5_5\text{B}$	الكربون ${}^6_6\text{C}$	النيتروجين ${}^7_7\text{N}$	الأكسجين ${}^8_8\text{O}$	الفلور ${}^9_9\text{F}$	النيون ${}^{10}_{10}\text{Ne}$
الصوديوم ${}^{11}_{11}\text{Na}$	المغنيسيوم ${}^{12}_{12}\text{Mg}$		الألومنيوم ${}^{13}_{13}\text{Al}$	السيليكون ${}^{14}_{14}\text{Si}$	الفوسفور ${}^{15}_{15}\text{P}$	الكبريت ${}^{16}_{16}\text{S}$	الكلور ${}^{17}_{17}\text{Cl}$	الأرجون ${}^{18}_{18}\text{Ar}$
البوتاسيوم ${}^{19}_{19}\text{K}$	الكالسيوم ${}^{20}_{20}\text{Ca}$	السكانديوم ${}^{21}_{21}\text{Sc}$						