

ملخص شامل لتعريفات ومفاهيم



تم تحميل هذا الملف من موقع مناهج مملكة البحرين

موقع المناهج ← مناهج مملكة البحرين ← الصف الثاني الثانوي ← كيمياء ← الفصل الأول ← ملفات متنوعة ← الملف

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 2026-10-20 10:20:34

ملفات اكتب للمعلم اكتب للطالب ا اختبارات الكترونية ا اختبارات ا حلول ا عروض بوربوينت ا أوراق عمل
منهج انجليزي ا ملخصات وتقارير ا مذكرات وبنوك ا الامتحان النهائي للمدرس

المزيد من مادة
كيمياء:

إعداد: وائل الدسوقي

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني الثانوي



صفحة مناهج مملكة
البحرين على
فيسبوك

الرياضيات

اللغة الانجليزية

اللغة العربية

التربية الاسلامية

المواد على تلغرام

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني الثانوي والمادة كيمياء في الفصل الأول

تعليقات 211

1

مذكرة العباقرة الخاصة ب كيم 211 الثاني الثانوي

2

نموذج امتحان كيم 211 مقرر الكيمياء 2

3

تجميع أسئلة وزارية كيم 211

4

ترتيب عناصر الجدول الدوري

5

تحميل تطبيق المناهج للهواتف الذكية

تطبيق المناهج على Play Google (أندرويد)

تطبيق المناهج على Store App (آبل)

تعريفات كيم 211

حالة الاستقرار	هي حالة الذرة في أدنى مستوى للطاقة لها أو هي الحالة الأقل طاقة والمسموح بها للذرة .
حالة الإثارة	الحالة التي تنتج عندما تكتسب الذرة طاقة وينتج عنها انتقال الإلكترون إلى مستويات طاقة أعلى
الكم	هو أقل طاقة يمكن أن تفقدها الذرة أو تكتسبها .
الفوتون	جسيم يحمل طاقة الكم .
سلسلة بالمر	هي خطوط مرئية تنتج من انتقال إلكترون من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الثاني $n=2$.
سلسلة ليمان	هي خطوط غير مرئية تنتج من انتقال إلكترون من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الأول $n=1$
سلسلة باشن	هي خطوط غير مرئية تنتج من انتقال إلكترون من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الثالث $n=3$.
النموذج الكمي	النموذج الذي يتم فيه التعامل مع الإلكترونات على أنها موجات ويسمى بالنموذج الموجي للذرة .
طول موجة الجسيم	هي النسبة بين ثابت بلانك وناتج ضرب كتلة الجسيم في سرعته . $\lambda = \frac{h}{mv}$
مبدأ هايزنبرج للشك	من المستحيل معرفة سرعة جسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة .
الفلك الذري	منطقة ذات ثلاثة أبعاد توجد حول نواة الذرة و هي تصف الموقع المحتمل لوجود الإلكترونات .
خريطة الكثافة الإلكترونية	صورة لحظية لحركة الإلكترون حول النواة ، حيث تمثل كل نقطة فيها موقع الإلكترون عند لحظة معينة من الوقت .
عدد الكم الرئيسي n	يعبر عن الحجم النسبي و طاقة الأفلاك الذرية ويعطي n أعداد من القيم تتراوح من 1 إلى 7 .
التوزيع الإلكتروني	ترتيب الإلكترونات في الذرة .
مبدأ أوفباو	كل إلكترون يشغل الفلك الأقل طاقة المتوافر .
مبدأ باولي	عدد إلكترونات الفلك الذري الواحد لا يزيد على إلكترونين فقط إذا كان الإلكترونان يدوران في اتجاهين متعاكسين .
قاعدة هوند	الإلكترونات المفردة المتشابهة في اتجاه الدوران يجب أن تشغل الأفلاك المتساوية الطاقة قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية في اتجاه دوران معاكس الأفلاك نفسها .
الالكترون	جسيم سالب الشحنة يتحرك بسرعة ، ذو كتلة صغيرة جدا ، موجود في كل أشكال المادة ، ويتحرك في الفراغ المحيط بنواة الذرة .
الغازات الخاملة	العناصر الموجودة في العمود الأخير من الجدول الدوري الحديث ، ويحتوي مدارها الأخير ما عدا الهيليوم على ثمانية إلكترونات، ولذلك فهي مستقرة كيميائيا .
إلكترونات التكافؤ	هي إلكترونات أفلاك الذرة الخارجية أو إلكترونات المستوى الرئيسي الأخير وهي التي تحدد الخواص الكيميائية لهذه الذرة .
التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)	هي طريقة مختصرة لتمثيل إلكترونات التكافؤ حول رمز العنصر باستعمال النقط.

العدد الذري	هو عدد البروتونات الموجبة الموجودة داخل نواة الذرة .
تدرج الخواص	تكرار الخواص الكيميائية والفيزيائية عند ترتيب العناصر تصاعديا وفق أعدادها الذرية .
المجموعات	العناصر الموجودة في الأعمدة الرأسية في الجدول الدوري مرتبة حسب تزايد أعدادها الذرية .
الدورات	الصفوف الأفقية في الجدول الدوري الحديث للعناصر .
عناصر الفئة – s	هي عناصر المجموعتين الأولى و الثانية بالإضافة إلى الهيليوم .
عناصر الفئة – p	هي عناصر توجد في يمين الجدول وتتكون من 6 مجموعات وتبدأ من المجموعة 13 حتى المجموعة 18 وتتضمن اللافلزات وأشباه الفلزات و بعض الفلزات.
عناصر الفئة – d	هي عناصر توجد في وسط الجدول وتتكون من 10 مجموعات وتبدأ من المجموعة 3 حتى المجموعة 12.
عناصر الفئة – f	هي عناصر تقع أسفل الجدول وتشتمل على الفلزات الإنتقالية الداخلية ، وتمتد على 14 عمودا في الجدول الدوري الحديث و تنقسم إلى سلسلة اللانثانيدات وسلسلة الأكتينيدات .
سلسلة اللانثانيدات	تقع في الدورة السادسة بعد عنصر اللانثانيوم ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 4f .
سلسلة الأكتينيدات	تقع في الدورة السابعة بعد عنصر الأكتينيوم ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 5f
نصف قطر الفلزات	نصف المسافة بين نواتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر
نصف قطر الذرة اللافلزات	نصف المسافة بين الأنوية المتطابقة والمتحدة كيميائيا بروابط فيما بينها .
الأيون	ذرة أو مجموعة ذرية تحمل شحنة موجبة أو سالبة .
طاقة التأين	مقدار الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة في الحالة الغازية .
طاقة التأين الأولى	مقدار الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأول من الذرة ويكون أيون أحادي موجب (+1)
طاقة التأين الثانية	مقدار الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الثاني من أيون أحادي موجب (+1) ويكون أيون ثنائي موجب (+2) .
قاعدة الثمانية	الذرة تكتسب الإلكترونات أو تخسرها أو تشارك بها لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير .
الكهروسالبية	مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية .
مقياس باولنج	هو مقياس عدد يعبر عن الكهروسالبية وأعطى الفلور أكبر قيمة 3.98 وأعطى السيزيوم 0.79 والفرانسيوم 0.7 أقل قيمة .
الفلزات	هي عناصر تحتوي في المستوى الرئيسي الأخير على 1 أو 2 أو 3 إلكترونات وتميل إلى فقدhem وتتحوّل إلى أيونات موجبة.
اللافلزات	هي عناصر تحتوي في مستوى الطاقة الأخير على 5 أو 6 أو 7 إلكترونات ويميل إكتساب إلكترونات وتتحوّل إلى أيونات سالبة.
الكاتيون	هو الأيون الذي يحمل شحنة موجبة أو هو ذرة عنصر فلزي فقدت إلكترون أو أكثر .

الأيون	هو الأيون الذي يحمل شحنة سالبة أو هو ذرة عنصر لافلزي اكتسبت الكترون أو أكثر .
التوزيع الإلكتروني الشبيه بالغاز النبيل	هو توزيع إلكتروني مستقر نسبياً للذرة المستقرة، و تفقد فيه ذرات عناصر المجموعات 11 إلى 14 إلكترونات لتكون مستوى طاقة خارجياً ذا أفلاك فرعية مملوءة هي s , p , d .
التسامي	تحول المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة الغازية مباشرة دون المرور بالحالة السائلة مثل اليود.
الرابعة الأيونية	هي القوة الكهروستاتيكية التي تمسك الجسيمات ذات الشحنات المختلفة في المركبات الأيونية .
المركبات الأيونية	هي مركبات تحتوي على روابط أيونية .
عدد التأكسد	هو شحنة الأيون أحادي الذرة ويسمى بحالة التأكسد .
البلورة	هو تركيب ثلاثي الأبعاد يتكون من جسيمات بحيث يحيط الأيون الموجب عدد من الأيونات السالبة ويحيط الأيون السالب عدد من الأيونات الموجبة وتختلف البلورات في شكلها لاختلاف أحجام الأيونات وأعدادها .
الإلكتروليت	هو مركب أيوني يوصل محلوله المائي التيار الكهربائي .
التفاعل الطارد للحرارة	التفاعل الذي يصحبه انطلاق للحرارة .
التفاعل الماص للحرارة	التفاعل الذي يصحبه امتصاص للحرارة .
طاقة البلورة	هي الطاقة التي تلزم لفصل أيونات 1mol من المركب الأيوني وتعتمد على مقدار حجم الأيون وشحنته . ووحدتها KJ/mol
نموذج سحابة الإلكترونات	نموذج يفترض أن جميع الذرات في الفلز الصلب تساهم بالإلكترونات التكافؤ لتكون سحابة إلكترونية تحيط بأيونات الفلز الموجبة في الشبكة الفلزية .
الإلكترونات الحرة	الإلكترونات التي تكون الرابطة الفلزية، وتتحرك من ذرة إلى ذرة أخرى في الفلز ، ولا تكون منجذبة إلى ذرة بعينها.
الرابطة الفلزية	هي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والالكترونات الحرة في الشبكة الفلزية.
السبيكة	خليط من العناصر ذات الخواص الفلزية الفريدة .
الرابطة الكيميائية	هي القوة أو الرابطة التي تمسك ذرتين معا.
الجزء	المادة الناتجة عن ارتباط ذرتان أو أكثر بواسطة رابطة تساهمية وهو أصغر جزء في المركب ويحمل صفاته .
الرابطة التساهمية	الرابطة الكيميائية التي تنتج من التشارك بالإلكترونات التكافؤ .
الرابطة التساهمية الأحادية	هي رابطة تتكون بين عنصرين لافلزيين وتشارك فيها كل ذرة بالكترون وتتكون عندما يشترك زوج واحد من الالكترونات في تكوين الرابطة (—)
الرابطة التساهمية الثنائية	هي رابطة تتكون بين عنصرين لافلزيين وتشارك فيها كل ذرة بالكترونين وتتكون عندما يشترك زوجين من الالكترونات في تكوين الرابطة (=) .
الرابطة التساهمية الثلاثية	هي رابطة تتكون بين عنصرين لافلزيين وتشارك فيها كل ذرة بثلاث إلكترونات وتتكون عندما يشترك بثلاث أزواج من الالكترونات في تكوين الرابطة (≡) .

تركيب لويس	هو تمثيل الإلكترونات في الجزيء .
الرابطة سيجما σ	الرابطة التساهمية الأحادية الناتجة عن اشتراك زوج من الإلكترونات نتيجة التداخل المباشر لأفلاك الذرات.
الرابطة باي π	الرابطة المتكونة من تداخل الأفلاك المتوازية بهدف التشارك بالإلكترونات.
طول الرابطة	المسافة بين مركزي نوّاتي الذرتين المرتبطتين عند أكبر قوة تجاذب بينهما .
طاقة تفكك الرابطة	الطاقة اللازمة لتفكيك رابطة تساهمية معينة .
الرنين	هي حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال لرسم أكثر من تركيب لويس لشكل الجزيء أو الأيون
الرابطة التساهمية التناسقية	هي رابطة تتكون عندما تقدم إحدى الذرات إلكترونين لتشارك بهما ذرة أخرى أو أيوناً آخر بحاجة إلى إلكترونين ليكونا ترتيباً إلكترونياً مستقراً بأقل طاقة وضع .
قاعدة الثمانية الممتدة	هو تركيب إلكتروني تكون فيه الذرة المركزية لبعض المركبات محتوية على أكثر من 8 إلكترونات تكافؤ .
نموذج VSEPR	أزواج إلكترونات التكافؤ يتنافر بعضها مع بعض وتحدد شكل الجزيء وزوايا الترابط فيها .
زاوية الرابطة	هي الزاوية بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية .
التهجين	هي الطريقة التي يتم فيها خلط الأفلاك الذرية لتكوين أفلاك جديدة مهجنة ومتماثلة .
تهجين sp	هو فلك مهجن ينتج من خلط فلك من s مع فلك من p
تهجين sp^2	هو فلك مهجن ينتج من خلط فلك من s مع فلكين من p
تهجين sp^3	هو فلك مهجن ينتج من خلط فلك من s مع ثلاث أفلاك من p
تهجين sp^3d	هو فلك مهجن ينتج من خلط فلك من s مع ثلاث أفلاك من p و فلك من d
تهجين sp^3d^2	هو فلك مهجن ينتج من خلط فلك من s مع ثلاث أفلاك من p و فلك من d
الميل الإلكتروني	هو مقياس لقابلية الذرة على استقبال الإلكترون.
الرابطة التساهمية الغير قطبية (النقية)	هي رابطة تنشأ بين ذرتين متماثلتين أي أنّ الإلكترونات موزعة بالتساوي بينهما ويكون الفرق في الكهروسالبية صفر .
الرابطة التساهمية القطبية	هي رابطة تنشأ بين ذرتين مختلفتين أي أنّ الإلكترونات موزعة بشكل غير متساوٍ بين الذرتين ويكون الفرق في الكهروسالبية بين الذرتين 0.4 – 1.7 و تسمى الرابطة بثنائية الأقطاب أو ذات القطبين .
القوى بين الجزيئية أو قوى فاندرفال	هي قوى ضعيفة بين الجزيئات.
قوى التشتت أو القوى القطبية المولدة	هي القوى الضعيفة بين الجزيئات غير القطبية .
قوى ثنائية القطب	هي القوى بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئات القطبية وكلما زادت قطبية الجزيء زادت هذه القوى .

الرابطة الهيدروجينية	هي أقوى القوى بين الجزيئات وتتكون بين نهاية ذرة هيدروجين في مركب ثنائي القطب وذرة نيتروجين أو أكسجين أو فلور على القطب الآخر.
المواد الصلبة التساهمية الشبكية	هي مواد ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية مثل الألماس والكوارتز وهشة وغير موصلة للحرارة والكهرباء وشديدة الصلابة مقارنة بالمواد الصلبة الجزيئية.
عدد أفوجادرو	عدد الجسيمات الموجودة في مول واحد من المادة .
الكتلة المولية	هي كتلة مول واحد من المادة أو كتلة عدد أفوجادرو من الجسيمات ووحدتها g/mol .
قانون النسب الثابتة	يتكون المركب دائماً من العناصر نفسها بنسب كتلية ثابتة مهما كان مصدرها ومهما اختلفت كمياتها كما أن كتلة المركب تساوي مجموع كتل العناصر المكونة له .
النسبة المئوية بالكتلة للعنصر	هي نسبة كتلة كل عنصر إلى كتلة المركب الكلية معبراً عنها بالنسبة المئوية .
النسبة المئوية للمكونات للمركب	هي النسب المئوية بالكتلة لكل العناصر في المركب .
الصيغة الأولية	هي صيغة تمثل أصغر نسبة عددية صحيحة لمولات العناصر في المركب .
الصيغة الجزيئية	هي صيغة تمثل العدد الفعلي لذرات كل عنصر في جزيء واحد من المادة .
المواد المتفاعلة	هي المواد التي تدخل في التفاعل الكيميائي.
التفاعل الكيميائي	هو العملية التي يُعاد فيها ترتيب ذرات مادة أو أكثر لإنتاج مواد جديدة مختلفة.
الحسابات الكيميائية	هي دراسة العلاقات الكمية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في التفاعل الكيميائي .
قانون بقاء الكتلة	المادة لا تفنى ولا تستحدث من العدم في التفاعل الكيميائي .
النسبة المولية	هي النسبة بين أعداد المولات لأي مادتين في المعادلة الكيميائية الموزونة .

للتسجيل للمراجعة المكثفة أونلاين عبر الزووم zoom (الجمعة 19-12-2025)

لطلب فيديوهات مسجلة للمقرر كامل

التواصل : 36878176