ملخص مراجعة الوحدة الأولى: التركيب الذري والصيغ والروابط الكيميائية



تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج القطرية	
موقع المناهج ⇦ المناهج القطرية ⇦ الصف التاسع ⇦ علوم ⇦ الفصل الأول ⇦ ملخصات وتقارير ⇦ الملف	
تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 13-11-2026 17:10:24	
المزيد من مادة علوم:	ملفات ا كتب للمعلم ا كتب 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 ا للمدرس
	إعداد: سماح شريف

التواصل الاجتماعي بحسب الصف التاسع					
صفحة المناهج القطرية على فيسبوك					
المواد على تلغرام	التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات	

المزيد من الملفات بحسب الصف التاسع والمادة علوم في الفصل الأول	
1	ملخص مراجعة الوحدة الأولى: التركيب الذري والصيغ والروابط الكيميائية
2	أوراق عمل عالجية وأسئلة إثرائية لوحدة الجهاز الهيكلي
3	شرح وظائف ومكونات الجهاز الهيكلي العظمي
4	ملخص الوحدة الثالثة: الصور المتكونة في المرايا الكروية
5	ملخص التركيب الذري والصيغ والروابط الكيميائية – الدرس الأول الوحدة الأولى

تحميل تطبيق المناهج للهواتف الذكية	
تطبيق المناهج على Store App (آبل)	تطبيق المناهج على Play Google (أندرويد)

العلوم - الصف التاسع

الوحدة الأولى: التركيب الذري والصيغ والروابط الكيميائية

ملخص المراجعة

زاد العلوم
أ. سماح شريف

الدرس 1 - تركيب الذرة

النواة: بروتونات (+) ونيوترونات (0)، وفيها تتركز كتلة الذرة

مستويات الطاقة: تدور فيها الإلكترونات (−) وكتلتها مهملة

الذرة متعادلة: عدد البروتونات = عدد الإلكترونات (والأيون يحتفظ بنفس p و n)

العدد الذري (Z) = عدد البروتونات ، **العدد الكتلي (A)** = p + n

$Z = p = e$ | $A = p + n$ | $n = A - Z$

أيون موجب: ذرة فقدت إلكترونًا أو أكثر (p > e)

أيون سالب: ذرة اكتسبت إلكترونًا أو أكثر (p < e)

كيف أحسب عدد الإلكترونات في الأيون؟

عدد الإلكترونات في الأيون يُحسب من عددها في الذرة المتعادلة، ثم تُجري عملية حسابية **عكس نوع الشحنة**: إذا كانت الشحنة موجبة **نطرح**، وإذا كانت سالبة **نجمع**.

أيون موجب إلكترونات الأيون = إلكترونات الذرة − الشحنة

Na^+ : 11 − 1 = 10

أيون سالب إلكترونات الأيون = إلكترونات الذرة + الشحنة

Cl^- : 17 + 1 = 18

الدرس 2 - الجدول الدوري والتكافؤ

الترتيب: حسب العدد الذري تصاعديًا

الجدول: 18 مجموعة (أعمدة) و7 دورات (صفوف)، وسعة المستويات 2 ثم 8 ثم 8

الموقع: فلزات (يسار) – أشباه فلزات – لافلزات (يمين)

التكافؤ: عدد الإلكترونات التي تفقدها الذرة أو تكتسبها أو تشارك بها

الاستقرار: توزيع إلكتروني يشبه أقرب غاز نبيل

كيف أحدد مكان العنصر من توزيعه الإلكتروني؟

مثال: 2,8,6

آخر دائرة = إلكترونات التكافؤ

2 , 8 , 6

عدد الدوائر = رقم الدورة

رقم المجموعة (حسب التكافؤ)

- 1 - 2 ← المجموعة = نفس الرقم
- 3 - 8 ← نزيد +10

المجموعة 16 = 10 + 6
الدورة 3 ← الكبريت S

المجموعة	1	2	13	14	15	16	17	18
التكافؤ	1	2	3	4	3	2	1	0

الصيغة: الرمز ← التوزيع ← التكافؤ ← تبديل ← قسمة

أنواع الروابط الكيميائية - كيف أعرف نوع الرابطة؟

الدرس 3 - الأيونية

تتكون بين: فلز + لافلز

الفلز يفقد إلكترونات فيصبح **أيونًا موجبًا**، واللافلز يكتسبها فيصبح **أيونًا سالبًا**

تجاذب كهربائي ساكن بين الأيونات

الشحنة الكلية للمركب = صفر

شبكة بلورية عملاقة (مواد صلبة)

أمثلة: $NaCl$ | MgO | $CaCl_2$ | Al_2S_3

الرسم النقطي: × للفلز و ● للافلز، وكل أيون داخل أقواس والشحنة أعلى اليمين



الدرس 4 - التساهمية

تتكون بين: لافلز + لافلز

مشاركة زوج أو أكثر من الإلكترونات

أحادية: H_2 | H_2O | NH_3 | CH_4

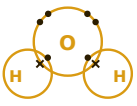
ثنائية: O_2 | CO_2

ثلاثية: N_2

عدد الروابط التي تكوّنها الذرة = تكافؤها

H = 1 | O = 2 | N = 3 | C = 4

أحادية	ثنائية	ثلاثية	أحادية
Cl — Cl	O=C=O	N≡N	H–O–H
Cl_2	CO_2	N_2	H_2O



الدرس 5 - الفلزية

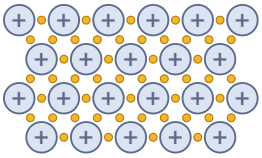
تتكون بين: فلز + فلز

أيونات فلز موجبة تتحرك **بينها** إلكترونات حرة (**بحر الإلكترونات**)، والتجاذب بينها كهربائي ساكن

قابلة للطرق والسحب (انزلاق الأيونات فوق بعضها)

كلما زاد التكافؤ زادت قوة الرابطة

أمثلة: Mg | Na | Al | Cu | Fe | Au



الدرس 6 - المقارنة

	المركبات الأيونية	المركبات التساهمية	المركبات الفلزية
الحالة (قوة الرابطة)	**صلبة** قوة الرابطة: قوية (تجاذب كهربائي ساكن بين الأيونات)	**صلبة أو سائلة أو غازية** قوة الرابطة: ضعيفة (قوى جزيئية بينية)	**صلبة** قوة الرابطة: قوية (أيونات موجبة وبحر إلكترونات)
الانصهار والغليان (الحاجة لطاقة لكسر الرابطة)	**مرتفع** يلزم طاقة كبيرة لكسر الرابطة الأيونية	**منخفض** يلزم طاقة قليلة للتغلب على القوى بين الجزيئات	**مرتفع** يلزم طاقة كبيرة لكسر الرابطة الفلزية
التوصيل الكهربائي (وجود إلكترونات حرة)	**توصل** مصهورة أو محلولة **(لا توصل صلبة)** في الحالة الصلبة الأيونات مثبتة، وعند الانصهار أو الذوبان تتحرك	**لا توصل** لا توجد أيونات ولا إلكترونات حرة الحركة	**توصل** الكهرباء والحرارة بسبب بحر الإلكترونات الحرة الحركة

تذكّر: فلز + لافلز ← **أيونية** لافلز + لافلز ← **تساهمية** فلز + فلز ← **فلزية**

منهج الإمارات