نوطة حورس لاختبار منتصف الفصل

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج القطرية

موقع المناهج ⇦ المناهج القطرية ⇦ المستوى العاشر ⇦ علوم ⇦ الفصل الأول ⇦ ملفات متنوعة ⇦ الملف

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 18-10-2025 19:02:27

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

التواصل الاجتماعي بحسب المستوى العاشر

صفحة المناهج القطرية على فيسبوك					
المواد على تلغرام	التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات	

المزيد من الملفات بحسب المستوى العاشر والمادة علوم في الفصل الأول

1	مذكرة الإخلاص الوحدة الأولى تركيب الخلية ووظيفتها لاختبار منتصف الفصل
2	أوراق عمل الأندلس تحضيرية لاختبار منتصف الفصل مجابة
3	أوراق عمل الأندلس تحضيرية لاختبار منتصف الفصل غير مجابة
4	تحميل كتاب الطالب
5	اختبار بيزا للوحدة الثالثة: الأنماط الوراثية

حورس في علوم عاشر

(الوحدة الأولى)

الدورية في خصائص العناصر

الصف العاشر

الفصل الدراسي الأول

2026-2025

الدرس الأول: الجدول الدوري للعناصر

نشأة فكرة دورية خواص العناصر

الثلاثية	العنصر	الرمز	الكتلة الذرية
1	ليثيوم	Li	7
	صوديوم	Na	23
	بوتاسيوم	K	39
2	كالسيوم	Ca	40
	سترونشيوم	Sr	87.6
	باريوم	Ba	137.3
3	كلور	Cl	35.5
	بروم	Br	80
	يود	I	127

1- قانون الثلاثيّات (العالم يوهان دوبراينر)

- ✓ رتب العناصر في ثلاثيّات
- ✓ العنصر الأوسط له خصائص متوسطة بين العنصرَين الآخرَيْن
- ✓ **أساس الترتيب:** الكتلة الذرية – التشابه في الخصائص
- ✓ **العيوب:** غير مناسبة لجميع العناصر

2- قانون الثمانيّات (العالم جون نيولاندز)

- ✓ رتب العناصر في مجموعات
- ✓ **أساس الترتيب:** الزيادة في الكتلة الذرية
- ✓ العناصر المتشابهة تتكرر بشكل دوري **بعد** كل سبعة عناصر (مثل تكرار أيام الأسبوع)
- ✓ تتكرر خصائص متشابهة بين بعض العناصر بدءًا من كل ثامن عُنصر (العنصر 1 يشبه العنصر 8)
- ✓ **العيوب:** بعد عنصر الكالسيوم لا يصف خصائص العناصر بدقّة – غير مناسبة لجميع العناصر

المجموعة الأولى			المجموعة الثانية			المجموعة الثالثة		
الترتيب	العنصر	الكتلة الذرّية	الترتيب	العنصر	الكتلة الذرّية	الترتيب	العنصر	الكتلة الذرّية
1	H	1	8	F	19	15	Cℓ	35
2	Li	7	9	Na	23	16	K	39
3	Be	9	10	Mg	24	17	Ca	40
4	B	11	11	Al	27	18	Cr	52
5	C	12	12	Si	28	19	Ti	48
6	N	14	13	P	31	20	Mn	55
7	O	16	14	S	32	21	Fe	56

الجدول الدوري لمنديليف

- رتب العناصر تصاعدياً على أساس: 1- **العدد الكتلي** (الكتلة الذرية) **أو** 2- الخصائص المشتركة
- وضع العناصر المتشابهة في صف أفقي واحد
- لاحظ أن الخصائص تتكرر من صف إلى أخر >>>> تسمى **الدورية** – لهذا تم تسميه مخطط منديليف بالجدول الدوري

	المميزات (القوة)	العيوب (الضعف)
1	تصحيح قيمة الكتلة الذرّية لبعض العناصر	خلل في الترتيب التصاعُدي للعناصر
2	ترك أماكن فارغة لعناصر جديدة توقّع اكتشافها	وضع أكثر من عنصر في مربّع واحد مثل: النيكل والكوبالت
3	تكرار ترتيب العناصر على أساس الزيادة في الكتلة الذرّية.	عدم تفسير تدرُّج الخواص الكيميائية لبعض العناصر
4		لم يتنبأ بوجود الغازات النبيلة والنظائر

 # فسر: عدم إدراج العناصر النبيلة والنظائر في جدول منديليف>>> لأنها لم تكن معروفة في ذلك الوقت

 # ما سبب وجود خلل في الترتيب التصاعدي في جدول منديليف؟ >> بسبب ترتيب العناصر بحسب الزيادة في الكتلة الذرية

 # فسر: وجود خلل في ترتيب العناصر وفق الزيادة في الكتلة الذرية >> بسبب وجود نظائر للعنصر

 # فسر: وجد منديليف عناصر لا تتبع ترتيبه وفق العدد الكتلي >> بسبب وجود نظائر للعنصر

 # ما العامل المشترك في مخطط دوبراينز ونيولاندز ومنديليف؟ >> ترتيب العناصر بحسب الزيادة في الكتلة الذرية

النظائر:

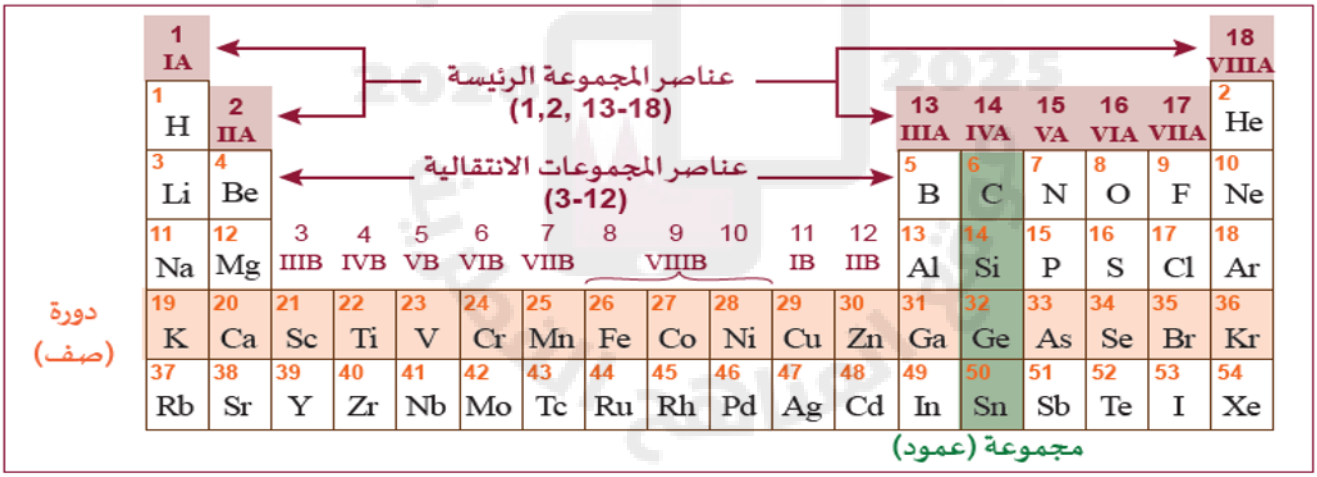
- ذرات لها نفس عدد البروتونات وتختلف في عدد النيوترونات
- أو ذرات لها نفس العدد الذري وتختلف في العدد الكتلي وبالتالي تختلف في الكتلة الذرية
- النظائر لها نفس الخصائص الكيميائية لأن لها نفس عدد البروتونات

الجدول الدوري الحديث (موزلي)

- رتب العناصر تصاعدياً على أساس **العدد الذري** (عدد البروتونات / الشحنة الموجبة)
- أعطى الهيدروجين أقل شحنة وهي (1)
- ينقسم الجدول إلى 7 دورات أفقية و 18 مجموعات رأسية عمودية
- تتواجد دورية في ترتيب العناصر بسبب ترتيب العناصر وفق العدد الذري

تقسيم الجدول الدوري الحديث

1- عناصر المجموعة الرئيسة	2- عناصر المجموعات الانتقالية (رمز B)
تسمى العناصر الممثلة	تسمى الفلزات الانتقالية
المجموعة 1-2-13-14.....18	المجموعة 3 -4-5-.....12 (عددها 8 مجموعات)

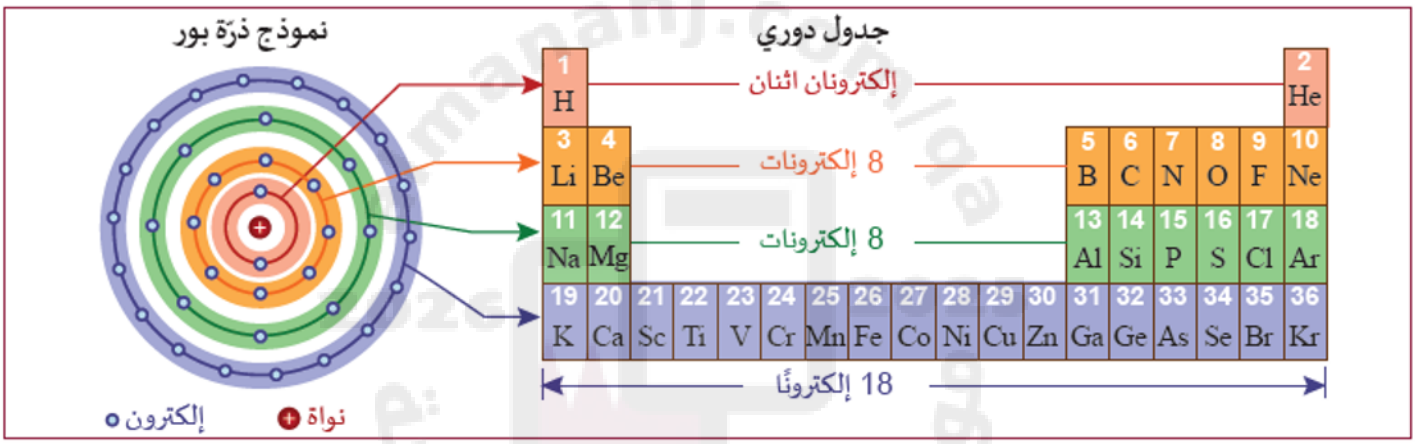


مقارنة جدول مندليف مع الجدول الدوري الحديث

جدول مندليف	الجدول الحديث
رتب العناصر بحسب الزيادة في **العدد الكتلي**	رتب العناصر بحسب الزيادة في **العدد الذرّي**
به فراغات لعناصر لم تكن مكتشفة	ليس فيه فراغات
وضع بعض العناصر غير متشابهة كيميائيًا في نفس العمود	وضع العناصر المتشابهة في كيميائياً في نفس العمود.
لم يأخذ في الحسبان النظائر	أخذ في الحسبان النظائر

نموذج ذرّة بور

- تدور الإلكترونات في مدارات حول النواة الموجبة (تشبه دوران الكواكب حول الشمس)
- عدد المدارات = رقم الدورة
- إلكترونات التكافؤ: الإلكترونات الموجودة في المدار الأخير = رقم المجموعة
- عدد الإلكترونات في المدار = عدد العناصر في كل صف في الجدول الدوري
- تكرار الخصائص يعتمد على **عدد الإلكترونات** في المدارات



توزيع بور الإلكتروني

- **موقع العنصر في الجدول الدوري** يعتمد على **التوزيع الإلكتروني** في ذرّات هذا العنصر
- النظرية الحديثة للتركيب الذرّي يُستخدم ما يُسمّى **مستوى الطاقة بدلاً عن مدار بور**
- أدنى مستوى طاقة: هو المستوى الأقرب للنواة

بعض قواعد تحديد توزيع الإلكترونات في مستويات الطاقة

1- الإلكترونات تملأ مستويات الطاقة الأقرب إلى النواة أوّلاً (أي مستويات الطاقة الأدنى)

2- يتّسع مستوى الطاقة الأوّل (مدار بور الأوّل) **لإلكترونَيْن**.

3- يتّسع مستوى الطاقة الثاني (مدار بور الثاني) **لثمانية** إلكترونات.

4- يتّسع مستوى الطاقة الثالث (مدار بور الثالث) **لثمانية** إلكترونات أو **18** إلكترونًا في الذرّات التي لديها عدد ذرّي كبير

5- يتّسع مستوى الطاقة الرابع (مدار بور الرابع) **لثمانية عشر إلكترونًا** أو **32** إلكترونًا في الذرّات التي لديها عدد ذري كبير

يحتوي الجدول الدوري الكامل على **سبعة** مستويات للطاقة

التوزيع الإلكتروني لعناصر بعض المجموعات

عناصر المجموعة الأولى IA (الفلزات القلوية)	عناصر المجموعة الثانية IIA (الفلزات القلوية الأرضية)
مستوى الطاقة الخارجي به إلكترون واحد	مستوى الطاقة الخارجي به إلكترونين
تميل الذرّات إلى **فقد إلكترون واحد** للوصول إلى توزيع إلكتروني مُشابه لأقرب غاز نبيل لتكون أكثر استقرارًا (أدنى مستوى طاقة)	تميل الذرّات إلى **فقد إلكترونين** للوصول إلى توزيع إلكتروني مُشابه لأقرب غاز نبيل لتكون أكثر استقرارًا (أدنى مستوى طاقة)
تكون أيون موجب	تكون أيون سالب

(a) المجموعة الأولى: عنصر الهيدروجين + الفلزّات القلوية

رمز العنصر	عدد الإلكترونات	توزيع بور الإلكتروني
H	1	1
Li	3	2, 1
Na	11	2, 8, 1
K	19	2, 8, 8, 1

(b) المجموعة الثانية: الفلزّات القلوية الأرضية

رمز العنصر	عدد الإلكترونات	توزيع بور الإلكتروني
Be	4	2, 2
Mg	12	2, 8, 2
Ca	20	2, 8, 8, 2

 # فسر: تميل الذرات إلى تكوين أيونات التي لها توزيع إلكتروني مشابه لأقرب غاز نبيل >> لتصل إلى حالة الاستقرار

المجموعة الثامنة عشرة VIII (الغازات النبيلة)

- توجد في أقصى الجانب الأيمن من الجدول الدوري (المجموعة 18)
- سُمّيت "النبيلة" لأنها لا ترتبط بالعناصر الأخرى
- مستويات الطاقة ممتلئة بشكل كامل
  - ✓ الذرّة في أدنى طاقة محتملة - فيكون العنصر أكثر استقرارًا

رمز العنصر	عدد الإلكترونات	توزيع بور الإلكتروني
He	2	2
Ne	10	2, 8
Ar	18	2, 8, 8
Kr	36	2, 8, 18, 8

 # فسر: تمتلك الغازات النبيلة درجات الانصهار الأدنى في كل دورة

لعدم وجود روابط بين الذرّات - لأن الذرة مستقرة وليس لديها طاقة للترابط

 # لماذا لا ترتبط الغازات النبيلة ارتباطًا طبيعيًّا بالذرّات الأخرى؟

لأن الإلكترونات تقع في أدنى توزيع للطاقة – لأنها مستقرة بسبب امتلاء مستوى الطاقة الأخير بالإلكترونات

عناصر المجموعة السابعة عشرة VIII (الهالوجينات)

رمز العنصر	عدد الإلكترونات	توزيع بور الإلكتروني
F	9	2, 7
Cℓ	17	2, 8, 7
Br	35	2, 8, 18, 7

- العمود الذي يسبق الغازات النبيلة تمامًا
- مستوى الطاقة الأخير به 7 إلكترونات
- عدد إلكترونات **أقلّ بإلكترون واحد** من التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل
- تميل الهالوجينات إلى **اكتساب إلكترون واحد** للوصول إلى توزيع إلكتروني مُشابه لأقرب غاز نبيل
- **نشطة جداً** لهذا لا توجد في الطبيعة على هيئة عناصر نقية، ولكن توجد كجزيئات ثنائية الذرّة

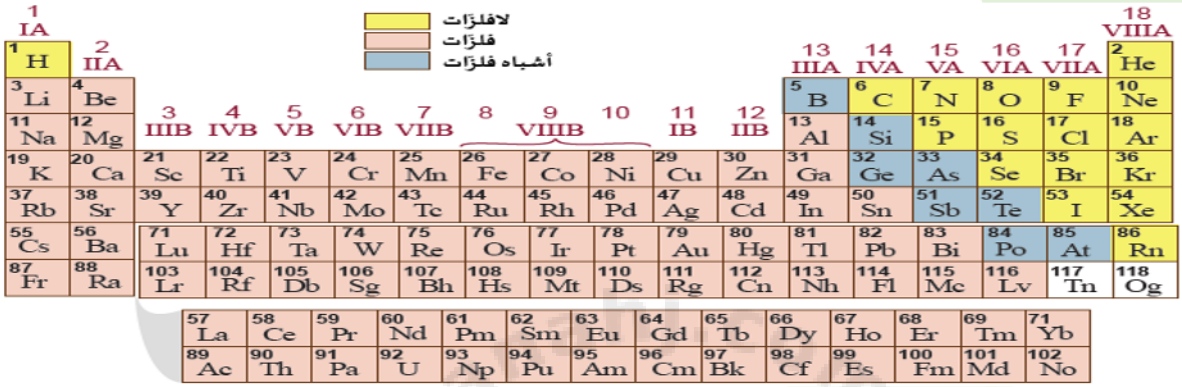
الفلور (غاز)	الكلور (غاز)	البروم (سائل)	يود (صلب)
F_2	Cl_2	Br_2	I_2
أصفر فاتح	أصفر غامق	بني محمر	أرجواني

<u>استخدامات الهالوجينات</u>

1- **الكلور**: تعقيم مياه الشرب وبرك السباحة لأنّه يقتل البكتيريا والكائنات المجهرية الضارة الأخرى.

الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات

- الجدول الدوري يقسم إلى ثلاثة أقسام: فلزات – لافلزات – أشباه فلزات



مقارنة خصائص الفلزات واللافلزات

فلزات	لا فلزات
صلبة عند درجة حرارة الغرفة باستثناء Hg فهو سائل	معظمها سائل وغازيّ عند درجة حرارة الغرفة وبعضها صلب
جيّدة التوصيل للحرارة والكهرباء	رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء
قابلة للطرق والسحب والتشكيل	هشّة عندما تكون صلبة
تميل إلى تكوين مُركّبات أيونية مع اللافلزّات	تميل إلى تكوين مُركّبات تساهمية مع اللافلزّات
درجة انصهارها مرتفعة نسبيًا	درجة انصهارها منخفضة نسبيًا

أشباه الفلزات

العناصر التي لها بعض من الخصائص الفلزّية والخصائص اللافلزّية معًا.

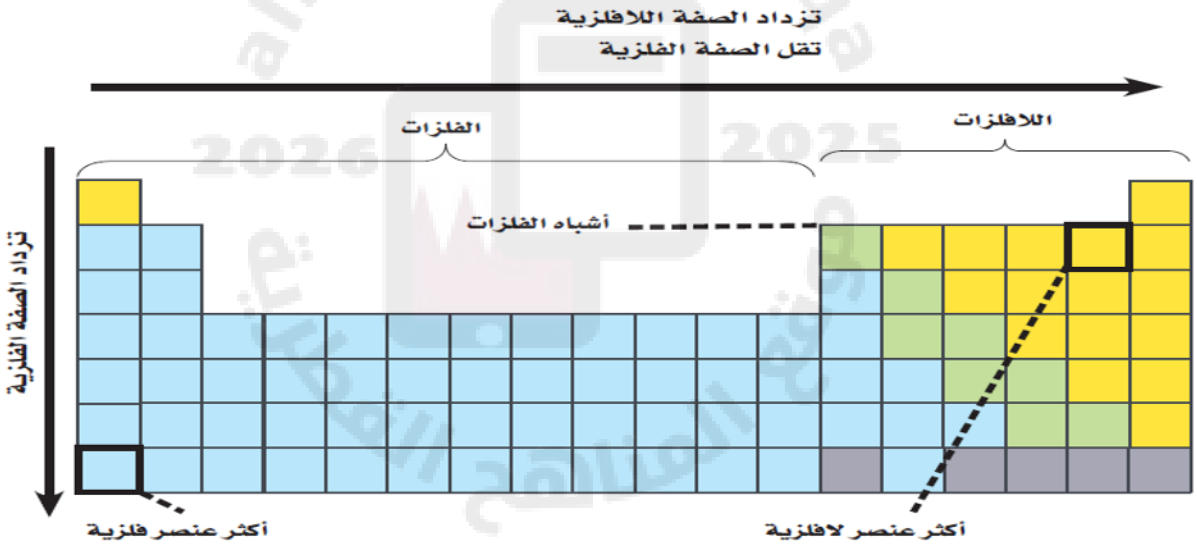
فسر: يُستخدم السيليكون والجيرمانيوم في صنع أشباه الموصّلات

لأنه يمكن التحكّم في موصليّتهما الكهربائية

تدرج الخصائص الفلزية في الجدول الدوري

- يتم الانتقال من الخصائص الفلزّية إلى الخصائص اللافلزّية بصورة تدريجية خلال الدورة الواحدة،
- يوجد عدد من العناصر تُظهِر بعضًا من الخصائص الفلزّية والخصائص اللافلزّية معًا تُسمّى **أشباه الفلزّات**
- **تدرج الخصائص الفلزية واللا فلزية:**

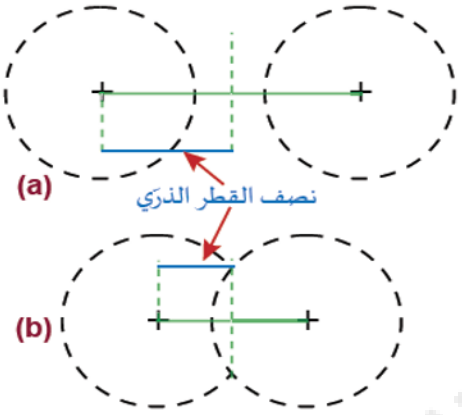
	الخصائص الفلزية	الخصائص اللافلزية
المجموعة (من أعلى إلى أسفل)	تزداد	تقل
الدورة (من اليسار إلى اليمين)	تقل	تزداد



الدرس الثاني: تدرج الخواص الدورية للعناصر

خصائص العناصر تتغير خلال الدورة الواحدة

نصف القطر الذرّي



- حجم الذرّة يتمثّل بنصف القطر الذرّي
- وحدة القياس: بيكومتر (يساوي 10^{-12} متر)
- **الذرّات المرتبطة:** تكون **متقاربة** بسبب تداخل الإلكترونات الخارجية
- **الذرات غير المرتبطة:** تكون **متباعدة** بسبب تنافُر الإلكترونات الخارجية
- **تعريف نصف القطر الذري**

"نصف المسافة بين مركزي نواتي ذرتين متماثلتين مرتبطتين كيميائيا"

- **العوامل المؤثرة في نصف القطر الذري:**

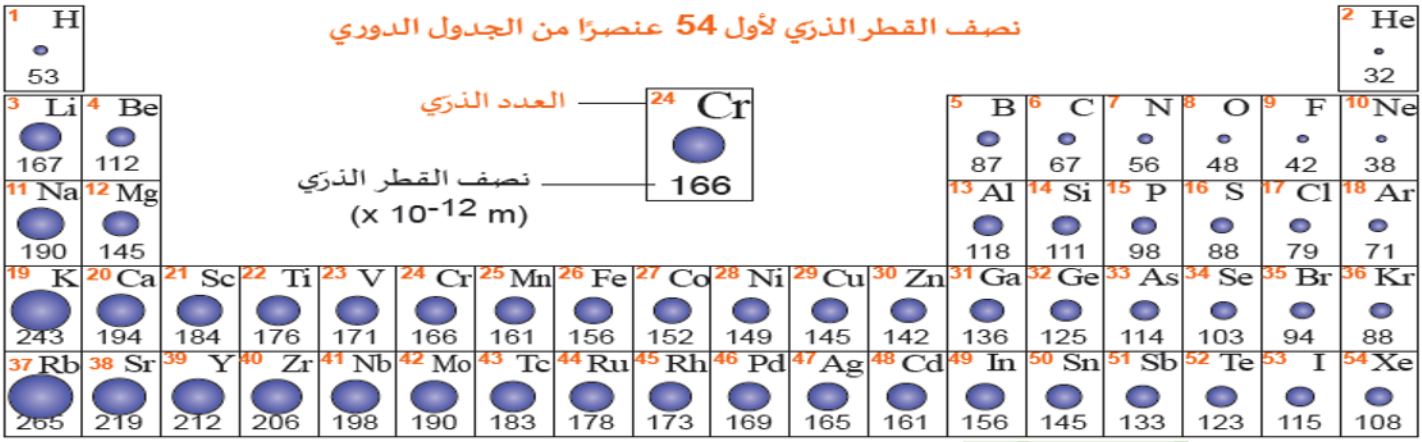
1- شحنة النواة (عدد البروتونات – العدد الذري)

2- عدد مستويات الطاقة حول النواة

	نصف القطر الذرّي عبر الدورة	نصف القطر الذرّي عبر المجموعة
	يقل من اليسار إلى اليمين	**يزداد من الأعلى إلى أسفل**
التفسير	بسبب زيادة عدد البروتونات (العدد الذرّي) **وثبات** عدد مستويات الطاقة الرئيسة مما **يزيد** من قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية	بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة الممتلئة بالإلكترونات زيادة بعد مستوى الطاقة الأخير عن النواة مما **يقلل** قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية

تأثير الحجب:

- "الإلكترونات في مستويات الطاقة تحجب النواة عن إلكترونات مستوي الطاقة الخارجي فتقل قوة جذب النواة"
- كلما **زاد** عدد مستويات الطاقة **يزداد تأثير الحجب** ويقل جذب النواة لإلكترونات مستوى الطاقة الخارجي



 # فسر: الإلكترونان اللذان يشغلان مستوى الطاقة الرئيس الأوّل في الصوديوم أقرب إلى النواة من الإلكترونَيْن اللذين يشغلان مستوى الطاقة الرئيس الأوّل في الليثيوم.

لأن **الشحنة النووية** في الصوديوم (+11) أكبر من الشحنة النووية في الليثيوم (+3)

 # فسر: نصف القطر الذري للصوديوم أكبر من نصف قطر ذرة الليثيوم.

بسبب حجب مستويات الطاقة لتأثير الشحنة الموجبة للنواة فيكون الإلكترون الخارجي بعيداً عن النواة

 # فسر: المستوى الخارجي لليثيوم أكثر تأثر بجذب النواة من المستوى الخارجي للصوديوم

بسبب تأثير الحجب حيث عدد مستويات الطاقة في الليثيوم أقل ولهذا له نصف قطر ذري وحجم ذري أقل

درجة الانصهار

- **التعريف:** "درجة الحرارة التي تتحوّل عندها المادة من الحالة **الصلبة** إلى الحالة **السائلة** عند ضغط ثابت"
- **درجة الانصهار تعتمد على:** قوة التجاذب بين الذرات أو الجزيئات ثنائية الذرة
- كلما زادت قوة التجاذب زادت درجة الانصهار

 # فسر: ارتفاع درجة انصهار المواد الصلبة <<<< نحتاج إلى طاقة حرارية كبيرة لكسر الترابط بين الذرّات أو الجُزيئات

	الفلزات	اللافلزات	الغازات النبيلة
درجة الانصهار	مرتفعة	منخفضة	منخفضة جداً
التفسير	قوة الرابطة الفلزية	ضعف الترابط بين جزيئاتها	عدم وجود روابط بين الذرات

 # لماذا تمتلك الفلزّات بشكل عام درجات انصهار مرتفعة؟ >> لأن الروابط الفلزية قوية تحتاج طاقة كبيرة لكسرها

 # فسر: لا يمكن أن يوجد الهيليوم في الحالة الصلبة عند الضغط العادي >> لضعف قوة التجاذب بين ذرات غاز الهيليوم

- **درجة الانصهار عبر الدورة**

1- ترتفع درجة الانصهار من اليسار إلى المنتصف ثم تنخفض من المنتصف إلى اليمين

2- تبدأ الدورة بفلز درجة انصهاره مرتفعة وتنتهي بغاز نبيل يمتلك درجة الانصهار الأدنى

✓ **التفسير:**

- تبدأ الدورة بفلز فتزداد درجة الانصهار من اليسار وحتى منتصف الدورة بسبب **زيادة إلكترونات التكافؤ**
- درجة الانصهار تقل من منتصف الدورة إلى اليمين لوجود أشباه الفلزات واللافلزات والغازات النبيلة

 # فسر: الألماس يتميز بتراكيب تساهمية ضخمة >> لأن كل ذرة فيه مرتبطة بأربع ذرات أخرى بروابط تساهمية

- **درجة الانصهار عبر المجموعة:**

✓ بشكل عام **ترتفع** درجة الانصهار من أعلى إلى أسفل

✓ **تنخفض** درجة انصهار الفلزّات المجموعة الأولى والثانية عند الاتّجاه من أعلى المجموعة إلى أسفلها

بسبب كبر نصف القطر الذرّي وضعف الرابطة الفلزّية

التوصيل الكهربائي

- **التوصيل الكهربائي**

"قابلية المادة لتدفُّق الإلكترونات من نقطة إلى أخرى"

- **اللافلزات**
  - ✓ **رديئة** التوصيل للكهرباء
  - ✓ عنصر الكربون في هيئة **جرافيت:** **يوصّل** التيار الكهربائي لوجود إلكترونات حرة الحركة.
  - ✓ عنصر الكربون في هيئة **ألماس:** **لا يوصل** التيار الكهربائي لعدم وجود إلكترونات حرّة الحركة
- **الفلزات**
  - ✓ **موصلة** جيدة للكهرباء
  - ✓ **يزداد** التوصيل الكهربائي **بزيادة** عدد الإلكترونات الحرّة

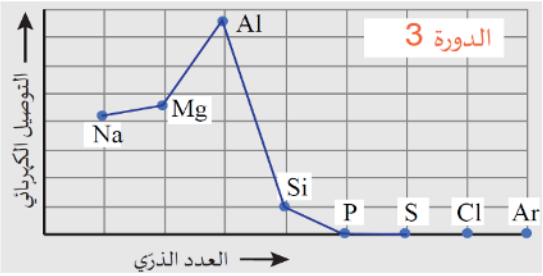
 # فسر: عنصر الألومنيوم توصيل كهربائي أعلى من عنصرَي المغنيسيوم والصوديوم

لأن الألومنيوم به ثلاث إلكترونات حرّة بينما المغنيسيوم به إلكترونَين حُرَّين ويحتوي الصوديوم على إلكترون حُرّ واحد.

- **أشباه الفلزات**
  - ✓ توصيلها للكهرباء **أقل** من الفلزات لكنها **أكبر** من اللافلزات
  - ✓ يمكن التحكم في قدرتها على توصيل الكهرباء
  - ✓ مثال: عنصر السيليكون

 # فسر: يستخدم السيليكون في صناعة الدوائر الكهربائية >> يمكن التحكم بقدرته على التوصيل الكهربائي

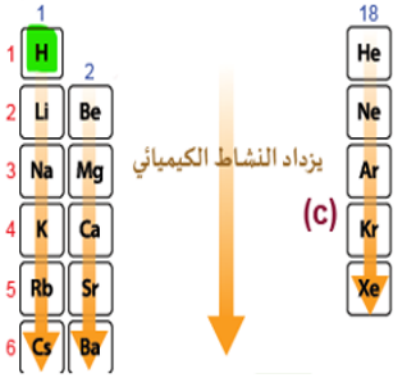
 # أذكر أهمية أشباه الموصلات؟ >> تستخدَم في الأجهزة الكهربائية للتحكُّم في التوصيل الكهربائي.



الدرس الثالث: النشاط الكيميائي للعناصر

تدرج النشاط الكيميائي عبر المجموعة:

المجموعة الأولى (الفلزات القلوية)	المجموعة الثانية (الفلزات القلوية الأرضية)	المجموعة الثامنة عشر (الغازات النبيلة)
يزداد النشاط الكيميائي عند الاتّجاه من أعلى إلى أسفل **الأكثر** نشاطًا كيميائيًا	**يزداد** النشاط الكيميائي عند الاتّجاه من أعلى إلى أسفل **ثاني أكثر** نشاطًا كيميائيًا	**غير نشطة** كيميائيًا



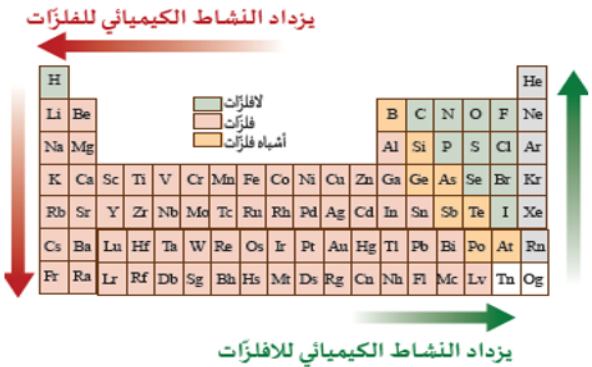
- **الفلزات**
  - ✓ **يزداد** النشاط الكيميائي عند الاتّجاه من أعلى إلى أسفل المجموعة
- **اللافلزات**
  - ✓ **يقل** النشاط الكيميائي عند الاتّجاه من أعلى إلى أسفل المجموعة

تدرج النشاط الكيميائي عبر الدورة:

- **الفلزات**
  - ✓ **يقل** النشاط الكيميائي عند الاتّجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة
- **اللافلزات**
  - ✓ **يزداد** النشاط الكيميائي عند الاتّجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة

ملخص:

النشاط الكيميائي	فلزات	لا فلزات
المجموعة (من أعلى إلى أسفل)	يزداد	يقل
الدورة (من اليسار إلى اليمين)	يقل	يزداد



تفاعُلات الفلزات

تفاعل مع الماء	فلزات قلوية (M)	فلزات قلوية أرضية (M)
المواد الناتجة	هيدروكسيد الفلز + غاز الهيدروجين	هيدروكسيد الفلز + غاز الهيدروجين
الصيغة العامة	MOH	$M(OH)_2$
المعادلة العامة	$2M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2MOH_{(aq)} + H_{2(g)}$	$M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow M(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$
المعادلات	$2Li + 2H_2O \longrightarrow 2LiOH + H_2$ $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$ $2K + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2$ $2Rb + 2H_2O \longrightarrow 2RbOH + H_2$	$Be + 2H_2O \longrightarrow N.R$ $Mg + 2H_2O \longrightarrow N.R$ $Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$ $Sr + 2H_2O \longrightarrow Sr(OH)_2 + H_2$

- لا يتفاعل البريليوم (Be) والمغنيسيوم (Mg) مع الماء عند درجة حرارة الغرفة.

تفاعل مع الأكسجين	فلزات قلوية (M)	فلزات قلوية أرضية (M)
المواد الناتجة	أكسيد الفلز	أكسيد الفلز
الصيغة العامة	M_2O	MO
المعادلة العامة	$4\ M_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2M_2O_{(s)}$	$2\ M_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MO_{(s)}$
المعادلات	$4Li + O_2 \longrightarrow 2Li_2O$ $4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$ $4K + O_2 \longrightarrow 2K_2O$ $4Rb + O_2 \longrightarrow 2Rb_2O$	$2Be + O_2 \longrightarrow N.R$ $2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$ $2Ca + O_2 \longrightarrow 2CaO$ $2Sr + O_2 \longrightarrow 2SrO$

- لا يتفاعل البريليوم مع الاكسجين

اختبار اللهب	فلزات قلوية		فلزات قلوية أرضية	
التميز بين العناصر	العنصر	لون اللهب المُنبعث	العنصر	لون اللهب المُنبعث
	الليثيوم (Li)	أحمر	بريليوم (Be)	أبيض
	الصوديوم (Na)	أصفر	مغنيسيوم (Mg)	أبيض مزرقّ
	البوتاسيوم (K)	بنفسجي فاتح	كالسيوم (Ca)	أحمر طوبي
	الروبيديوم (Rb)	أحمر غامق	سترونشيوم (Sr)	قرمزي
	السيزيوم (Cs)	أزرق فاتح	باريوم (Ba)	أخضر

تفاعل مع هالوجينات	فلزات قلوية (M)	فلزات قلوية أرضية (M)
المواد المتفاعلة	✓ الفلزّات القلوية (M) ✓ الهالوجينات (X_2) ✓ النسبة 1:1	✓ الفلزّات القلوية الأرضية (M) ✓ الهالوجينات (X_2) ✓ النسبة 1 (M) : 2 (X)
المواد الناتجة	هاليد فلز قلوي	هاليد فلز قلوي أرضي
الصيغة العامة	**MX**	**MX_2**
المعادلات	$2Li + Cl_2 \longrightarrow 2LiCl$ $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$ $2K + Cl_2 \longrightarrow 2KCl$ $2Rb + Cl_2 \longrightarrow 2RbCl$	$Be + Cl_2 \longrightarrow BeCl_2$ $Mg + Cl_2 \longrightarrow MgCl_2$ $Ca + Cl_2 \longrightarrow CaCl_2$ $Sr + Cl_2 \longrightarrow SrCl_2$
طريقة كتابة الصيغة الكيميائية	Li^+ F^- → Li_1F_1	Be^{2+} $C\ell^-$ → $Be_1C\ell_2$

- الهالوجينات شديدة النشاط الكيميائي
- لا توجد في الطبيعة بصورة مفردة، بل تكوّن جُزيئات ثنائية الذرّة أو مرتبطة مع عناصر أخرى
- مثال: معجون تنظيف الأسنان - الفلوريت (CaF_2) - الهاليت (NaCl) - فلوريد القصدير (SnF_2)

الهالوجين	هاليد الصوديوم	هاليد المغنيسيوم
فلور (F_2)	NaF	MgF_2
كلور ($C\ell_2$)	NaCℓ	$MgC\ell_2$
بروم (Br_2)	NaBr	$MgBr_2$
يود (I_2)	NaI	MgI_2

الجدول 1-9 هاليدات الصوديوم (NaX) من المجموعة الأولى، وهاليدات المغنيسيوم (MgX_2) من المجموعة الثانية.

الجدول الدوري الحديث للعناصر