سما
SAMA

مذكرات

تدرّب مع سما

الكيمياء

10

ج2

الصف العاشر

المرحلة الثانوية

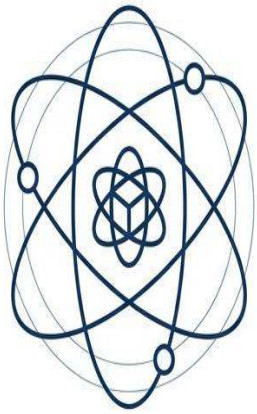


الفصل الدراسي الأول

2027 - 2026

www.samakw.com
samakw_net
60084568 /50855008/97442417
حولي مجمع بيروت الدور الأول

تطبيقات على قواعد الترتيب الإلكتروني



الترتيب الإلكتروني للذرات

مقدمة: كيف تسكن الإلكترونات داخل الذرة؟

تخيّل أنك ضمن فريق من العلماء، ومهمتكم بناء نموذج لذرة عنصر الفوسفور (P_{15})، باستخدام بطاقات تمثل تحت مستويات الطاقة وأفلاك مختلفة وعدد من الإلكترونات.

هل يمكنك وضع الإلكترونات في أي فلك عشوائياً؟ (نعم / لا)

ترتب الإلكترونات في ذرات العناصر وفق قواعد محددة (أوفباو، مادلونج، هوند، وباولي) التي تساعدنا على على فهم التركيب الإلكتروني.

أهداف التعلم

- كتابة الترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية وتحت المستويات.
- تمثيل الترتيب الإلكتروني باستخدام الأفلاك وأقرب غاز نبيل.
- فهم استثناءات الترتيب الإلكتروني لبعض العناصر (مثل الكروم والنحاس).

الطريقة الأولى: الترتيب حسب مستويات الطاقة الرئيسية

باستخدام مبدأ أوفباو (مبدأ البناء التصاعدي) يتم ترتيب الإلكترونات من المستويات الأقل طاقة إلى المستويات الأعلى طاقة.

مثال (1): ذرة عنصر الصوديوم

المعطيات: رمز العنصر (Na) | العدد الذري = 11 (إذن لديه 11 إلكتروناً).

الترتيب:
المستوى الأول:
المستوى الثاني:
المستوى الثالث:

الترتيب النهائي:

الطريقة الثانية: الترتيب حسب تحت مستويات الطاقة

تتفرع مستويات الطاقة الرئيسية إلى تحت مستويات فرعية نرمز لها بالحروف (s, p, d, f).

مثال (2): كتابة الترتيب الإلكتروني

الليثيوم (Li_3)

الفاناديوم (V_{23})

تمرين (1) و (2): حان دورك للتطبيق!

تمرين (1) - اكتب الترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية:
الأكسجين (O_8): .....
البوتاسيوم (K_{19}): .....

تمرين (2) - اكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة:
الكلور (Cl_{17}): .....
الخارصين (Zn_{30}): .....

تطبيق عكسي: إيجاد العدد الذري

مثال (3)

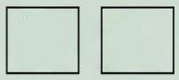
حدد العدد الذري لذرة العنصر الذي ينتهي ترتيبه الإلكتروني بتحت مستوى الطاقة $2p^3$.

1- الفكرة: يُكتب الترتيب الإلكتروني كاملاً وصولاً إلى $2p^3$

الطريقة الثالثة: الترتيب حسب الأفلاك

مثال (4): ذرة الليثيوم (Li_3)

الترتيب أولاً:



تمرين (3):

وضّح الترتيب الإلكتروني حسب الأفلاك لكل من:

البورون (B_5): .....

الكلور (Cl_{17}): .....

الطريقة الرابعة: الترتيب حسب أقرب غاز نبيل

1- يُكتب بين قوسين مربعين رمز الغاز النبيل الذي يسبق العنصر مباشرة.
2- يُستكمل ترتيب الإلكترونات المتبقية من العدد الذري للعنصر.

العدد الذري	رمز العنصر (اسم العنصر)
2	He (Helium)
10	Ne (Neon)
18	Ar (Argon)
36	Kr (Krypton)
54	Xe (Xenon)
86	Rn (Radon)
118	Og (Oganesson)

تطبيق: استخدام أقرب غاز نبيل

مثال (5): ذرة الصوديوم (Na_{11})

الخطوة 1: الترتيب الكامل:

الخطوة 2: أقرب غاز نبيل يسبق العنصر هو

الخطوة 3: نطرح العدد الذري للغاز النبيل من العنصر:

ملاحظة مهمة
لاحظ أن الترتيب بين القوسين المربعين هو الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الأقرب.
عدد الإلكترونات التي نكتبها بعد القوس هي ناتج الطرح.

استثناءات الترتيب الإلكتروني: حالة الكروم (Cr_{24})

الترتيب الفعلي	الترتيب المتوقع
✅ [Ar] 4s 3d	❌ [Ar] 4s 3d

مهم للامتحان

ماذا يحدث في الكروم ولماذا؟

ينتقل إلكترون واحد من 4s إلى 3d ليصبح d نصف ممتلئ (5 إلكترونات).

القاعدة: الترتيب الإلكتروني لتحت مستوى الطاقة النصف ممتلئ (d^5) أكثر استقراراً من (d^4).

استثناءات الترتيب الإلكتروني: حالة النحاس (Cu_{29})

الترتيب الفعلي	الترتيب المتوقع
✅ [Ar] 4s 3d	❌ [Ar] 4s 3d

مهم للامتحان

ماذا يحدث في النحاس ولماذا؟

ينتقل إلكترون من 4s إلى 3d ليصبح d ممتلئاً بالكامل (10 إلكترونات).

السبب: الترتيب الإلكتروني لتحت مستوى الطاقة الممتلئ تماماً (d^{10}) أكثر استقراراً من (d^9).

القاعدة الذهبية: تستقر العناصر التي تنتهي بـ (d) عندما يكون نصف ممتلئ أو تام الامتلاء.

الخلاصة

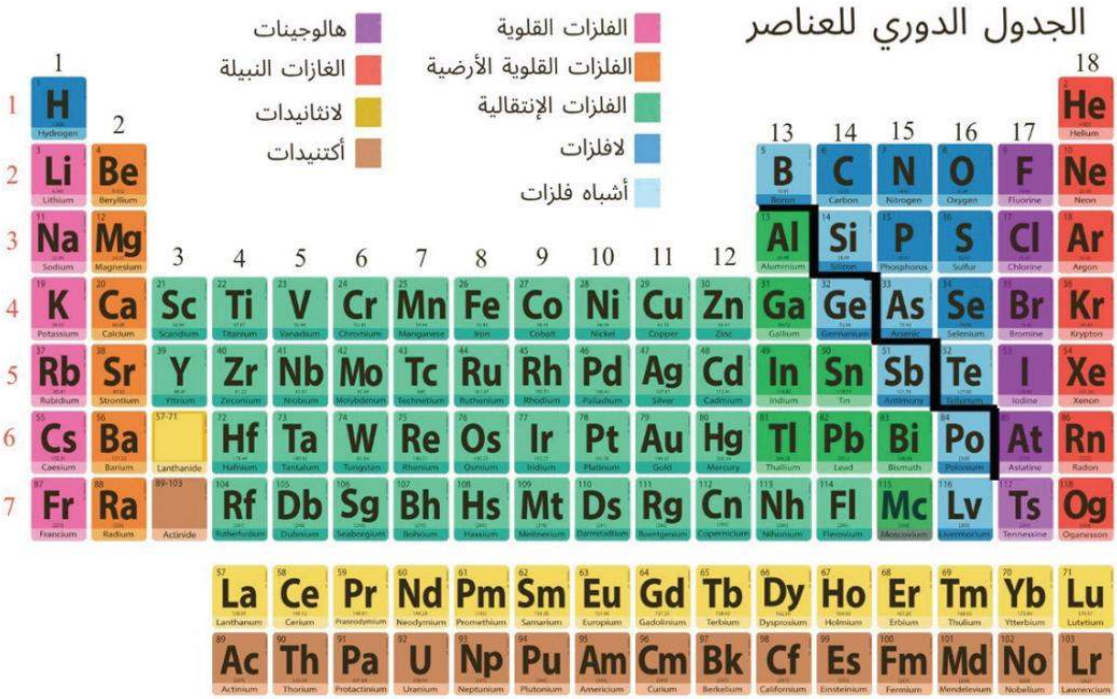
1- يتم ترتيب الإلكترونات تصاعدياً من الأقل طاقة إلى الأعلى طاقة (مبدأ أوفباو).

2- يمكن اختصار الترتيب الطويل باستخدام التركيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل يسبق العنصر.

3- العدد الذري للعنصر يساوي مجموع أعداد الإلكترونات في الترتيب.

4- استثناء هام جداً: يميل مستوى الطاقة d إلى الاستقرار عندما يكون نصف ممتلئ (d^5 كالكروم) أو ممتلئاً تماماً (d^{10} كالنحاس).

الجدول الدوري الحديث



سعى العلماء منذ القدم إلى ترتيب العناصر الكيميائية لتسهيل دراستها وفهم سلوكها، حتى وصلنا إلى التصميم الهندسي الدقيق للجدول الدوري الذي نعتمد عليه اليوم.

أولاً: جدول منديليف

- جاء العالم الروسي ديمتري منديليف ليرتب العناصر في صفوف أفقية.
- اعتمد في الترتيب على التزايد في
- تكررت خواص العناصر، مما أدى لتكون أعمدة رأسية تضم عناصر متشابهة في الخواص (الفيزيائية والكيميائية).

إنجاز منديليف:

التطور إلى الجدول الدوري الحديث

جدول منديليف	الجدول الدوري الحديث
التصنيف حسب:	- التصنيف حسب: - **يتميز بـ:** الاعتماد على تحت مستويات الطاقة والأفلاك المكتشفة حديثًا. - ترتبت العناصر بحيث يزيد كل عنصر عن العنصر الذي يسبقه ببروتون واحد.

تعريف مهم

«عند ترتيب العناصر ترتيبًا تصاعديًا حسب أعدادها الذرية يظهر تدرج وتكرار دوري في خواصها الفيزيائية والكيميائية».

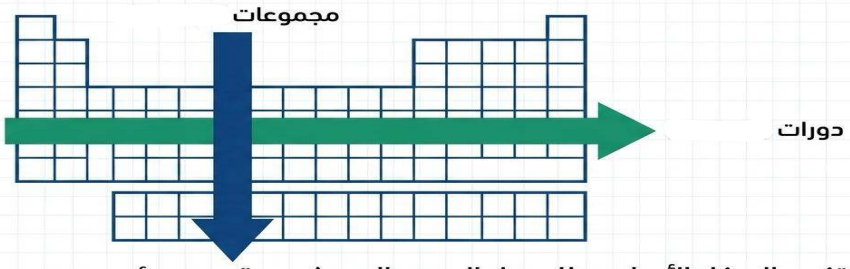
مهم للامتحان

مصطلح **"القانون الدوري"** من أهم المصطلحات التي تتكرر في أسئلة الامتحان.

السؤال: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه العبارة الآتية:

المعطى: *"عند ترتيب العناصر ترتيبًا تصاعديًا حسب أعدادها الذرية يظهر تدرج وتكرار دوري في خواصها الفيزيائية والكيميائية."*

مم يتكون الجدول الدوري الحديث؟



يتكون الهيكل الأساسي للجدول الدوري الحديث من قسمين رئيسيين:

- 1. صفوف أفقية ⬅ تسمى
- 2. أعمدة رأسية ⬇ تسمى

أولًا: المجموعات

تعريف مهم

المجموعة: هي العمود الرأسي من العناصر في الجدول الدوري.
(يحتوي الجدول على 18 عمودًا رأسيًا).

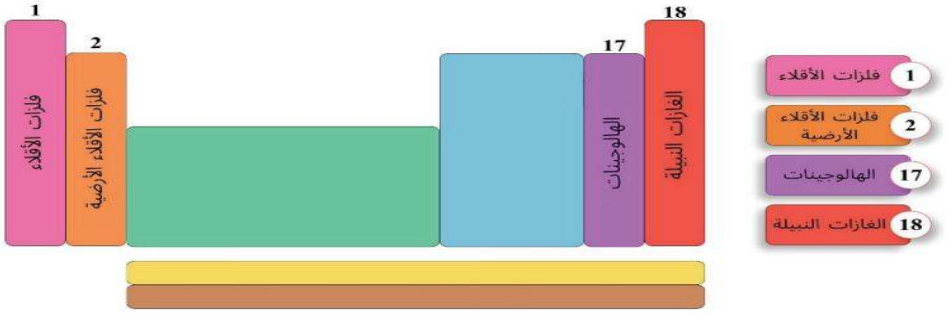
علّل: تتشابه عناصر المجموعة الواحدة في الخواص الكيميائية؟

⬇

الإجابة:

ملاحظة هامة: يلاحظ في عناصر المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري أن كل عنصر يزيد عن الذي يسبقه بمستوى طاقة رئيسي واحد.

تتميز بعض مجموعات الجدول الدوري بأسماء خاصة

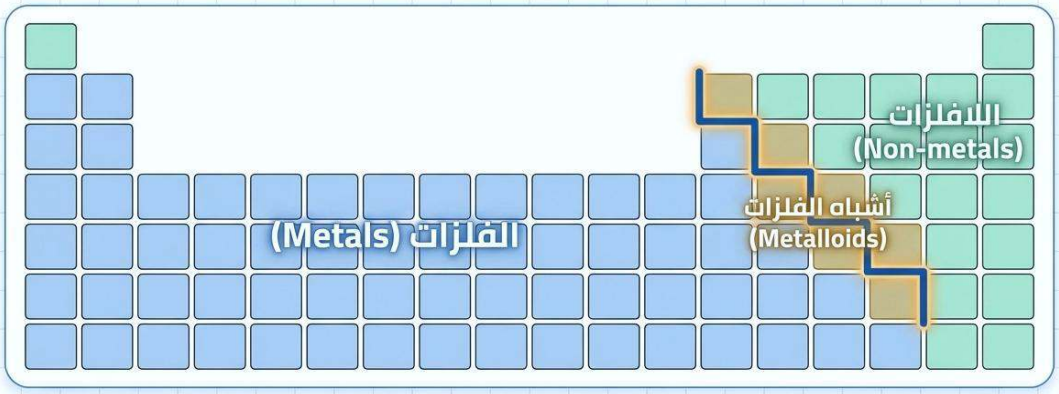


أمثلة على مجموعات الجدول الدوري

المجموعة الأولى	المجموعة الثامنة عشر
سبب التشابه: تركيبها الإلكتروني ينتهي بتحت المستوى:	سبب التشابه: تركيبها الإلكتروني ينتهي بتحت المستوى: (ماعدا الهيليوم)

تطبيق سريع:
اكتب المصطلح العلمي: العمود الرأسي من العناصر في الجدول الدوري. ← **الإجابة:**

تصنيف العناصر في الجدول الدوري



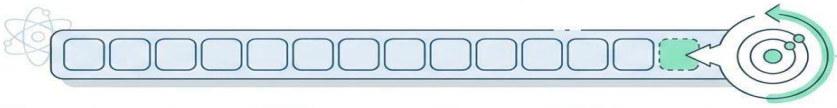
- تقع الفلزات إلى الخط المتعرج.
- تقع اللافلزات إلى الخط.
- تقع أشباه الفلزات على الخط المتعرج مباشرة.

ثانيًا: الدورات

تعريف مهم

الدورة

«الصف الأفقي من العناصر في الجدول الدوري».



1. تبدأ الدورة بـ ملء مستوى طاقة رئيسي جديد بالإلكترونات.
2. تبدأ بعنصر من فلزات الأقلاء.
3. يتتابع ملء تحت مستويات الطاقة.
4. تنتهي بالعنصر الأخير من الغازات النبيلة في نفس الدورة.

يتكون الجدول الدوري من صفوف أفقية تترتب العناصر فيها حسب التركيب الإلكتروني.

قاعدة أساسية:

عدد مستويات الطاقة **الرئيسية في الدورة الواحدة ثابت** ويساوي

(ملاحظة: يظهر تدرج في الخواص الكيميائية خلال الدورة لتدرج التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الخارجي).

أنواع الدورات وحجمها

دورات طويلة:
الدورة ،

دورات قصيرة: الدورة ،

الدورة	الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة	السابعة
عدد العناصر							

عدد العناصر في كل دورة

الدورة الأولى	الدورة الثانية	الدورة الثالثة
عنصر	عناصر	عناصر

الدورة الرابعة	الدورة الخامسة	الدورة السادسة	الدورة السابعة
عنصر	عنصر	عنصر	عنصر

المراجعة الشاملة

★ الخلاصة - الجزء الأول

★ **أساس الجدول الدوري:** رتب مندليف العناصر حسب الكتلة الذرية، بينما رتب الجدول الحديث العناصر حسب (زيادة بروتون واحد).

★ **القانون الدوري:** ترتيب تصاعدي بالأعداد الذرية يؤدي لتكرار دوري للخواص.

★ **هيكل الجدول:** يتكون من (أعمدة رأسية) و (صفوف أفقية).

★ **تصنيف العناصر:** (يسار)، (يمين)، (على الخط المتعرج).

المراجعة الشاملة

★ الخلاصة - الجزء الثاني

★ **المجموعات:** عناصرها متشابهة الخواص (لتشابه التركيب الإلكتروني). بزيادة العدد الذري يزداد مستوى طاقة رئيسي كامل.

★ **أمثلة المجموعات:** الأقلاء تنتهي بـ ( )، الغازات النبيلة تنتهي بـ ( ).

★ **الدورات:** تبدأ وتنتهي . رقم الدورة = عدد مستويات الطاقة الرئيسية.

★ **تدرج الدورات:** الخواص تتدرج خلال الدورة بسبب تدرج التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الخارجي.

⚠ مهم للامتحان - قاعدة مطابقة



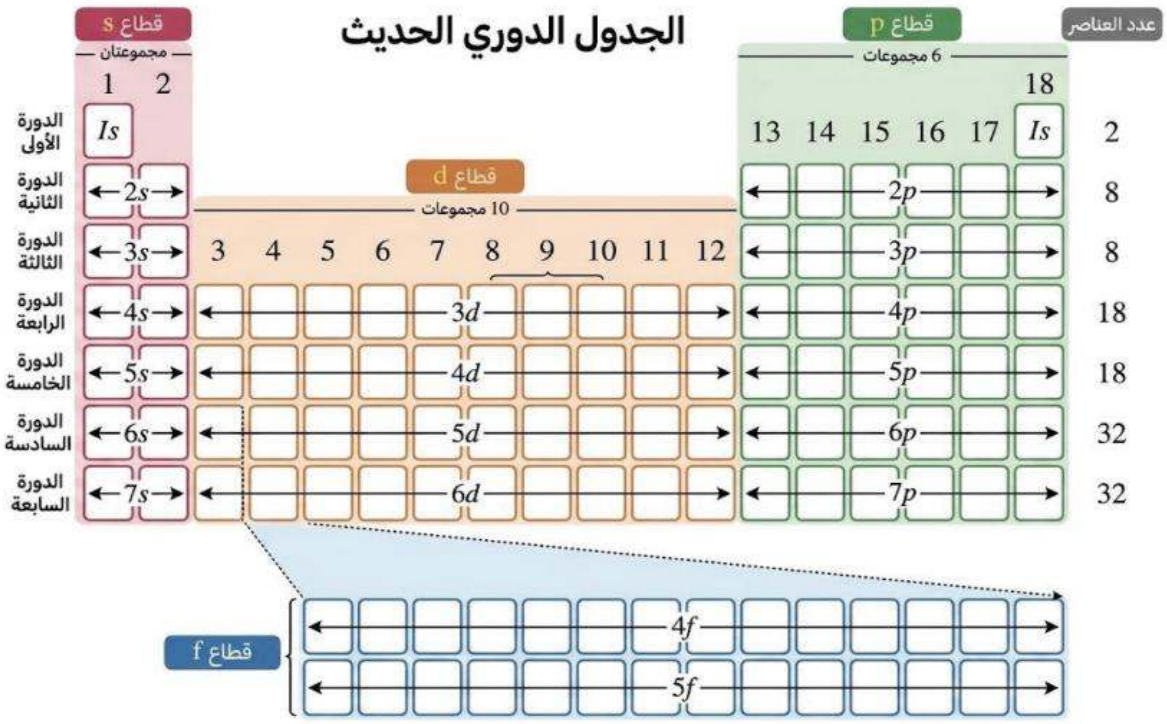
إذا سُئلت عن عدد مستويات الطاقة الرئيسية لعنصر، فهو **دائمًا يساوي رقم** **رقم الدورة** التي يقع فيها.

⚠ مهم للامتحان - اتجاهات الجدول



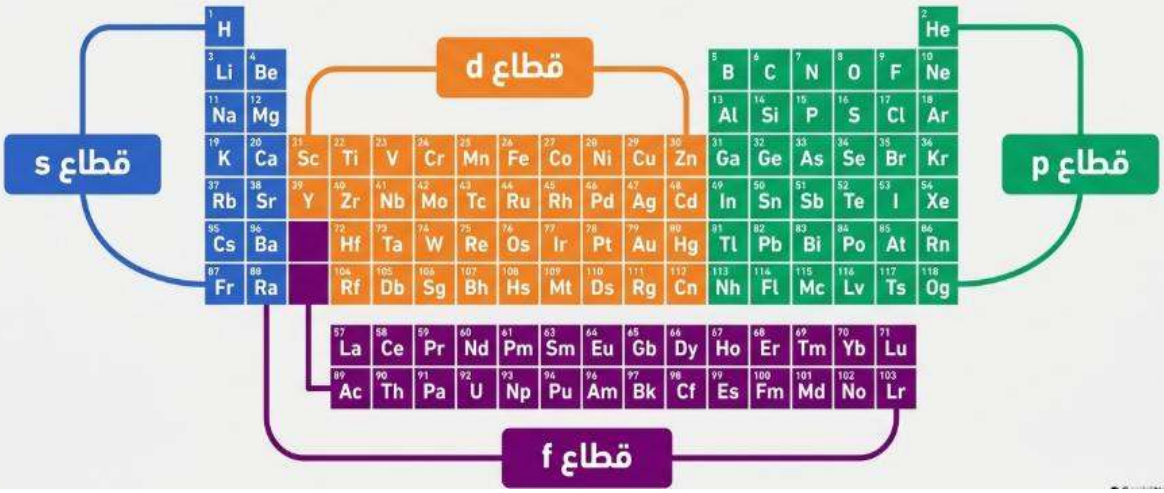
تذكر: **التشابه** في الخواص يكون في **المجموعات** (رأسي)، بينما **التدرج** في الخواص يكون في **الدورات** (أفقي).

تقسيم العناصر
وتحديد موقعها في الجدول الدوري



المفهوم الأساسي: لماذا تم تقسيم العناصر؟

قسم العلماء العناصر إلى قطاعات حسب تحت مستويات الطاقة (s, p, d, f) التي تشغلها إلكترونات المستوى الخارجي، بحيث يجتمع كل نوع من العناصر في مكان يناسب خصائصه وصفاته المتشابهة بناءً على على الترتيب الإلكتروني له.



أولًا: قطاع تحت مستوى الطاقة (s)

الترتيب الإلكتروني الخارجي

9

المحتوى

- **نوع العناصر:** تسمى بـ
- **الموقع:** تضم المجموعتين
- **استثناء هام:** بالإضافة إلى عنصر الهيليوم (يقع في المجموعة 18).

اختبر نفسك

السؤال: يصنف العنصر الذي يقع في المجموعة الأولى من الجدول الدوري، من عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة .....

الإجابة:

ثانيًا: قطاع تحت مستوى الطاقة (p)

يمتلئ تحت مستوى الطاقة تدريجيًا حتى يكتمل

من إلى

المحتوى

- **نوع العناصر:** تسمى أيضًا بـ
- **الموقع:** تضم المجموعات من 13 إلى 18.
- **استثناء:** (باستثناء الهيليوم الذي ينتمي لقطاع s).

اختبر نفسك

السؤال: عنصر ينتهي ترتيبه الإلكتروني بـ $2p^6$ يقع في الدورة ..... والمجموعة .....

.....

الدورة: | **المجموعة:**

ثالثًا: قطاع تحت مستوى الطاقة (d)

من إلى

المحتوى

- **نوع العناصر:** تسمى بـ
- **التكوين:** تتكون من 10 أعمدة رأسية في وسط الجدول الدوري.

اختبر نفسك

السؤال: (صح أم خطأ) العنصر الذي عدده الذري 22 يعتبر عنصرًا انتقاليًا رئيسيًا.

.....

الإجابة:

رابعًا: قطاع تحت مستوى الطاقة (f)

من إلى

تسمى عناصرها بـ

الأكتينيدات

تقع في: الدورة السابعة.

الترتيب الإلكتروني: يبدأ فيها ملء تحت مستوى الطاقة

وتتكون من سلسلتين:

اللانثانيدات

تقع في: الدورة السادسة.

الترتيب الإلكتروني: يبدأ فيها ملء تحت مستوى الطاقة

أسئلة تعليل هامة (قطاع f)

⚠ مهم للامتحان - سبب التسمية

لماذا سميت اللانثانيدات بهذا الاسم؟

لماذا سميت الأكتينيدات بهذا الاسم؟

⚠ مهم للامتحان - سبب الموقع

علّل: وضعت اللانثانيدات والأكتينيدات في صف أفقي أسفل الجدول الدوري؟

السبب:

تصنيف العناصر

تعريف مهم

العناصر الممثلة

تعريف مهم

العناصر الانتقالية الرئيسية

تعريف مهم

العناصر الانتقالية الداخلية

القواعد المتبعة لتحديد موقع العنصر

يمكنك تحديد الموقع بدقة من خلال الترتيب الإلكتروني

القانون الأول: رقم الدورة

رقم الدورة = أكبر قيمة لعدد الكم الرئيسي (n)

مثال سريع: الصوديوم $_{11}Na$ ترتيبه . أكبر قيمة هي ← الدورة

القانون الثاني: رقم المجموعة لقطاع s

إذا انتهى الترتيب الإلكتروني بـ ns^x

فإن: **رقم المجموعة =**

مثال محلول 1

المعطيات : العنصر الافتراضي $_{12}Z$

↓

الترتيب الإلكتروني:

↓

تحديد الدورة: أكبر قيمة لـ (n) هي ← **الدورة**

↓

تحديد المجموعة: ينتهي بـ (إذن x=) ← **المجموعة**

مثال محلول 2

المعطيات : العنصر الافتراضي $_{17}A$

↓

الترتيب الإلكتروني:

↓

تحديد نوع القطاع: ينتهي الترتيب الإلكتروني بتحت مستوى الطاقة ( )

↓

التصنيف النهائي: نظرًا لانتمائه لقطاع ، فهو يعتبر من **العناصر**

مراجعة سريعة

★ الخلاصة

- s ← العناصر الممثلة
- p ← العناصر الممثلة
- d ← العناصر الانتقالية الرئيسية
- f ← العناصر الانتقالية الداخلية

القاعدة الذهبية:

رقم الدورة يعتمد على (n)، ورقم المجموعة لقطاع s يعتمد على (x) في ns^x.

س :- ثلاثة عناصر رموزها الافتراضية وأعدادها الذرية كالتالي ($_{20}M$ ، $_{18}Z$ ، $_{8}X$) والمطلوب :

1- اسم العنصر $_{8}X$ ؟	
2- رمز العنصر الافتراضي $_{18}Z$ ؟	
3- اكتب الترتيب الإلكتروني للعنصر $_{20}M$ حسب المستويات الرئيسية	
4- اكتب الترتيب الإلكتروني للعنصر $_{18}Z$ حسب تحت المستويات	
5- عدد الإلكترونات المفردة في ذرة العنصر $_{8}X$.	
6- ما هو العنصر الذي ينتهي ترتيبه الإلكتروني بتحت المستوى ($3p^6$) .	

-أربعة عناصر رموزها الافتراضية وأعدادها الذرية كالتالي : ($_{9}Z$ ، $_{14}Y$ ، $_{19}X$ ، $_{22}M$) والمطلوب :

1- اسم العنصر $_{9}Z$ هو	
2- الرمز الحقيقي للعنصر $_{9}Z$ هو	
3- اسم العنصر $_{14}Y$ هو	
4- الرمز الحقيقي للعنصر $_{14}Y$ هو	
5- الترتيب الإلكتروني للعنصر $_{19}X$ حسب مستويات الطاقة الرئيسية	
6- التوزيع الإلكتروني للعنصر $_{22}M$ حسب تحت المستويات	
7- عدد الإلكترونات المفردة في ذرة العنصر $_{9}Z$ يساوي	

- العنصر الذي له الترتيب الإلكتروني $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$ يقع بالجدول الدوري في:

☐ الدورة 3 والمجموعة 3A .
☐ الدورة 3 والمجموعة 1A
☐ الدورة 1 والمجموعة 3A
☐ الدورة 1 والمجموعة 1A .



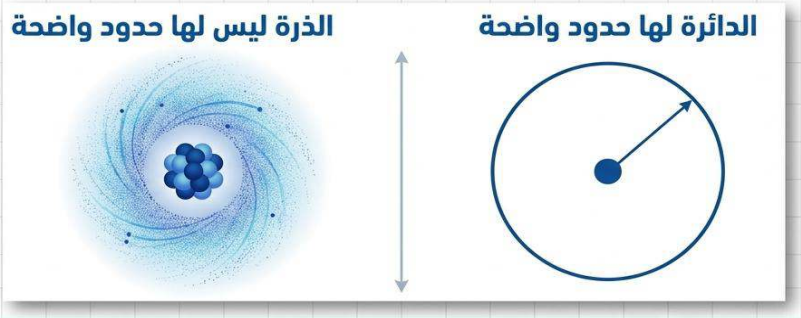
ماذا سنتعلّم في هذا الدرس؟

- فهم الخصائص الأربع الرئيسية للعناصر في الجدول الدوري.
- استنتاج تدرج هذه الخصائص في (المجموعات) و(الدورات).
- تفسير الاستثناءات الكيميائية الهامة.

طاقة التأين	نصف القطر الذري
السالبية الكهربائية	الميل الإلكتروني

❖ أولًا: نصف القطر الذري

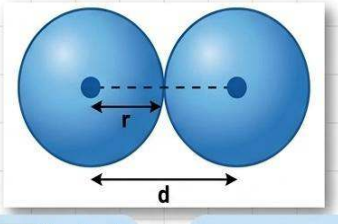
هل للذرة حدود واضحة تمكننا من قياس نصف قطرها بدقة كما نفعل مع الدائرة؟



من الصعب جدًا تحديد المسافة بين النواة وأبعد إلكترون عنها.

- السبب 1: طبيعة السحابة الإلكترونية (الإلكترونات تتحرك بسعة هائلة وتقل الكثافة بالابتعاد عن النواة).
- السبب 2: حالة الذرات (معظم الذرات لا توجد منفردة في الطبيعة).

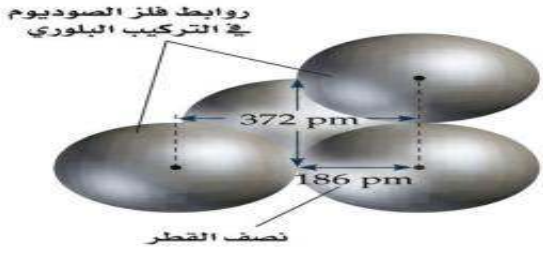
كيف نقيس حجم الذّرة؟

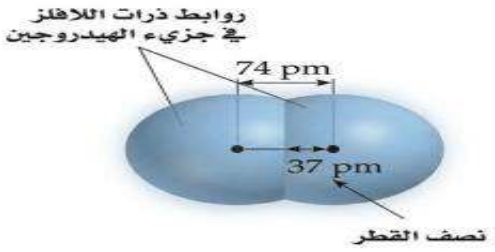


نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين بينهما رابطة كيميائية.

نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين في التركيب البلوري.

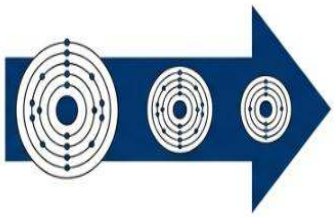
البيكومتر (pm) | $1\ pm = 10^{-12}\ m$





تدرج نصف القطر الذري في الجدول الدوري

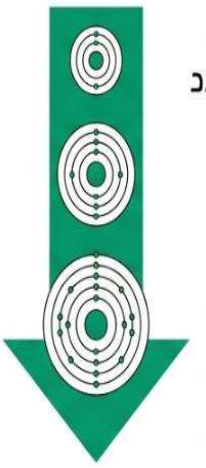
التدرج خلال الدورة (من اليسار إلى اليمين)



بزيادة العدد الذري ← شحنة النواة (البروتونات) ← يبقى تأثير الحجب (لعدم زيادة مستويات الطاقة) ← قوة جذب النواة.

النتيجة: نصف القطر الذري.

التدرج خلال المجموعة (من أعلى إلى أسفل)



بزيادة العدد الذري ← عدد مستويات الطاقة الرئيسية ← تأثير حجب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي ← قوة جذب النواة.

النتيجة: نصف القطر الذري.

تعريف مهم: الحجب:
الحجب: انخفاض تأثير جذب شحنة النواة على الإلكترونات الخارجية لوجود الإلكترونات الداخلية.

ملاحظة سريعة: الفلزات القلوية (نصف قطر)، الغازات النبيلة (نصف قطر).

إذا علمت أن المسافة بين نواتي ذرتي البروم في جزيء البروم Br_2 هي 228pm فما هي قيمة نصف القطر الذري بوحدة البيكومتر؟

الحـــل:

البروم (بوحدة البيكومتر) $= \frac{228}{2} = 114pm$

❖ ثانيًا: طاقة التأين



تخيّل أنك تحاول نزع كرة من يد صديقك. كلما كان ممسكًا بها بقوة أكبر، احتجت إلى طاقة أكبر لانتزاعها.

تعريف مهم:
مقدار الطاقة اللازمة لنزع أضعف إلكترون ارتباطًا بالنواة من ذرة متعادلة في الحالة الغازية

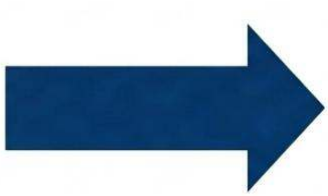
$$X_{(g)} + \longrightarrow + e^-$$

معلومة سريعة:
ذرة الليثيوم المتعادلة تحتاج لطاقة 520 kJ/mol لانتزاع إلكترون وتكوين الكاتيون (Li^+).

لاحظ: يمكن للذرة فقد أكثر من إلكترون، لذا توجد طاقة تأين أولى، ثانية، وثالثة.

طاقة التأين

التدرج خلال الدورة (←)



بزيادة العدد الذري، شحنة النواة ويبقى الحجب , فـ قوة الجذب, مما نزع الإلكترون.

النتيجة: طاقة التأين الأولى.

التدرج خلال المجموعة (↓)



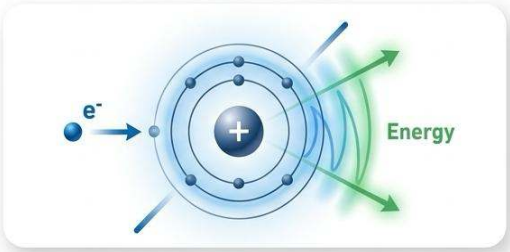
بزيادة العدد الذري، الحجب و قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي، مما نزع الإلكترون.

النتيجة: طاقة التأين الأولى.

ثالثًا: طاقة الميل الإلكتروني

ماذا يحدث للذرة عندما تكتسب إلكتروناً وتتحول إلى أنيون سالب؟

طاقة الميل الإلكتروني: مقدار الطاقة المنطلقة أو الممتصة من الذرة وهي في الحالة الغازية عندما تكتسب إلكترونًا أو أكثر.

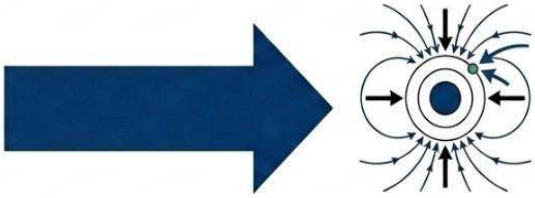


$$X_{(g)} + e^- \longrightarrow \quad +$$

◄ كلما زادت قوة جذب النواة، عليها جذب الإلكترون المضاف = طاقة ميل

٣. طاقة الميل الإلكتروني

التدرج خلال الدورة (➡)



تزداد شحنة النواة بينما يبقى الحجب , مما على النواة جذب الإلكترون المضاف.

النتيجة: طاقة الميل الإلكتروني.

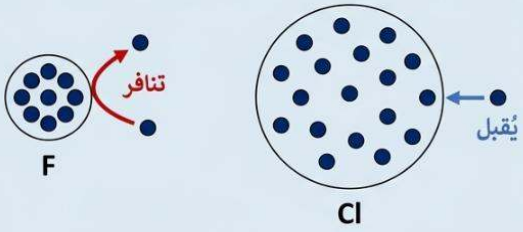
التدرج خلال المجموعة (⬇)



يزداد تأثير الحجب, و قوة جذب النواة, مما يجعل هناك في جذب النواة للإلكترون المضاف.

النتيجة: طاقة الميل الإلكتروني.

انتبه: استثناء هام جداً!



علّل: الميل الإلكتروني للفلور أقل من الميل الإلكتروني للكلور رغم أن الفلور يسبقه في المجموعة؟

معلومة ذهبية: عنصر الكلور (Cl) يمتلك أعلى قيمة طاقة ميل إلكتروني في الجدول الدوري الحديث.

الخلاصة

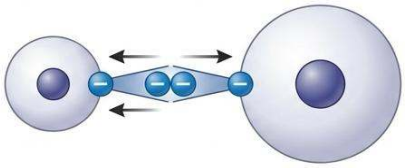
- تقل طاقة الميل الإلكتروني خلال المجموعة (⬇).
- تزداد طاقة الميل الإلكتروني خلال الدورة (➡).
- مجموعة فلزات الأقلاء: الأقل.
- مجموعة الهالوجينات: الأعلى.

لاحظ

- الغازات النبيلة: طاقة الميل الإلكتروني لها تكون غالباً ممتصة (موجبة).
- السبب:

رابعًا: السالبية الكهربائية

السالبية الكهربائية: مقياس قدرة الذرة على جذب الإلكترونات نحوها من ذرة أخرى مرتبطة معها معها برابطة كيميائية. (تقاس بمقياس باولنج).

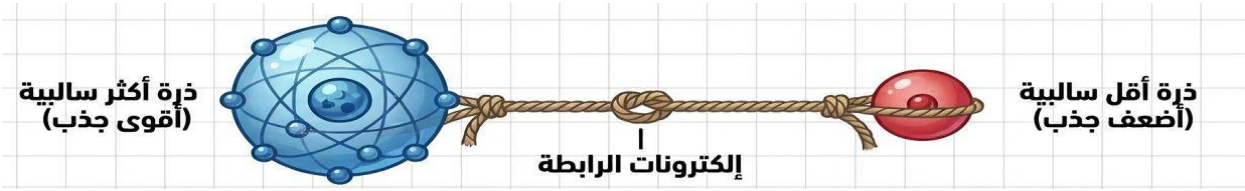


أبرز النقاط

- **الفلور (F):** أعلى عناصر الجدول في السالبية.
- **الفرانسيوم (Fr):** أقل عناصر الجدول.
- **الغازات النبيلة:** ليس لها قيم سالبية غالبًا (لأنها مستقرة ولا تُكوّن روابط).

اتجاهات الجدول الدوري

- **المجموعة:** ↓ (لزيادة الحجب).
- **الدورة:** → (لزيادة شحنة النواة).



٤. السالبية الكهربية

التدرج خلال الدورة (→)

شحنة النواة و قوة الجذب، بينما تبقى درجة الحجب .

النتيجة: **السالبية الكهربائية.**

التدرج خلال المجموعة (↓)

مستويات الطاقة الرئيسية ف تأثير الحجب، و قوة جذب النواة للإلكترونات.

النتيجة: **السالبية الكهربائية.**

⭐ جدول المراجعة السريعة (حفظ الميول الدورية)

الخاصية	عبر المجموعة (من أعلى لأسفل ⬇)	عبر الدورة (من اليسار لليمين ➡)
نصف القطر الذري	⬆ يزداد	⬇ يقل
طاقة التأين الأولى	⬇ تقل	⬆ تزداد
طاقة الميل الإلكتروني	⬇ تقل	⬆ تزداد
السالبية الكهربائية	⬇ تقل	⬆ تزداد

⚠ ورقة ليلة الامتحان (أبرز المجموعات والعناصر)

أصغر الذرات: الغازات النبيلة
(أصغر نصف قطر، أعلى طاقة تأين في الدورة).

أكبر الذرات: مجموعة فلزات الأقلاء
(أكبر نصف قطر، أقل طاقة تأين وسالبية في الدورة).

ملك السالبية المطلق: F

الملوك في السالبية: مجموعة الهالوجينات
(أعلى سالبية وأعلى ميل إلكتروني).

أضعف العناصر سالبية: Fr

بطل الميل الإلكتروني: $_{17}Cl$

علل : لا يمكن قياس نصف القطر الذري مباشرةً «إختبر نفسك»

علل : يزداد نصف القطر (الحجم الذري) من أعلى **المجموعة** إلى أسفل بزيادة العدد الذري

علل : يقل نصف القطر (الحجم الذري) في **الدورة** من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري

علل : تقل طاقة التأين في المجموعة من أعلى الى أسفل بزيادة العدد الذري

علل : تزداد طاقة التأين في الدورة من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذري

علل : تقل السالبية الكهربائية في المجموعات من أعلى إلى أسفل

علل : تزداد السالبية الكهربائية في الدورات من اليسار إلى اليمين

مثال 2 : لديك رموز افتراضية للعناصر : ${}_{16}D$ ، ${}_{13}Y$ ، ${}_{18}Z$ ، ${}_{17}A$ ، ${}_{11}X$

1- أكتب اسم العنصر ${}_{16}D$ ورمزه الكيميائي ... .

2- أعلى العناصر السابقة سالبية كهربائية هو ....

3- الترتيب الإلكتروني للعنصر ${}_{13}Y$ لأقرب غاز نبيل .....

4- أقل العناصر السابقة في نصف القطر الذري ....

5- يقع العنصر ${}_{18}Z$ في المجموعة ... . والدورة ... .