دوسية أوكسجين في شرح وحل اسئلة

مادة الكيمياء

الصف العاشر

الوحدة الثانية: التوزيع الإلكتروني والدورية

الفصل الدراسي الأول

إعداد : م. مريم السرطاوي

تلاخيص منهاج أردني

المنهاج الجديد

2020

من نحن

تلاخيص منهاج أردني - سؤال وجواب

- أول وأكبر منصة تلاخيص مطبوعة بشكل إلكترونيّ و مجانية.
- تعنى المنصة بتوفير مختلف المواد الدراسية بشكل مميز ومناسب للطالب وتهتم بتوفير كل ما يخص العملية التعليمية للمنهاج الأردني فقط.
- تأسست المنصة على يد مجموعة من المعلمين والمتطوعين في عام ٢٠١٨ م وهي للإنتفاع الشخصي من قبل الطلاب أو المعلمين.
- لمنصة تلاخيص فقط حق النشر على شبكة الإنترنت ومواقع التواصل سواء ملفاتها المصورة PDF أو صور تلك الملفات ويُسمح بمشاركتها أو نشرها من المواقع الأخرى بشرط حفظ حقوق الملكية للملخصات من اسم المعلم وشعار الفريق.

إدارة منصة فريق تلاخيص

يمكنكم التواصل معنا من خلال

تلاخيص منهاج أردني – سؤال وجواب

talakheesjo@gmail.com

المنسق الإعلامي أ. معاذ أمجد أبو يحيى 0795360003

شكر وتقدير

بسم الله الرحمن الرحيم

أحمد الله وأشكره على إنجاز هذا العمل فله الحمد أولا وآخرا،

ثم أشكر كل من دعمني لإنجازه، والداي .. زوجي .. إخوتي .. أبنائي

وأخيرا تصميم الغلاف من الأستاذ الفيزيائي المبدع: معاذ أمجد أبو لحيى

له كل الشكر والتقدير

طلابي الأعزاء لا بد أن نعي جميعا أن أي عمل بشر لا يخلو من نقص أو عيب؛

فإن الكمال لله وحده، لذا عليكم تجربة الحساب بأنفسكم للتأكد من النتائج ولتتقوا بقدراتكم العظيمة

بقدر الكد تكتسب المعالي ومن طلب العلا سهر الليالي

ومن رام العلا من غير كد أضاع العمر في طلب المحال

تروم العز ثم تنام ليلا يغوص البحر من طلب اللآلي

ما هي دوسية أوكسجين؟

دوسية شاملة للمادة فهي كالأوكسجين تنعش التفكير وتحيي الكيمياء في الروح ، يفترض أن تشمل التالي:

١ شرح الدرس الأول: نهذجة التوزيع الإلكتروني مع حل أسئلة الدرس

٢ شرح الدرس الثاني: الخصائص الدورية للعناصر مع حل أسئلة الدرس

٣ حل أسئلة الوحدة

٤ أمثلة وتطبيقات محلولة تعلم الطالب نمط الأسئلة للامتحان

٥ أوراق عمل يتمرن عليها الطالب

٦ الفقرات التي عليها إشارة **vi p**، هي مهمة جدا ويلزم إتقانها

تابع معنا كل جديد مع طلاب مدرسة الكيمياء الإلكترونية

https://cutt.us/SCHOOLofCHEMISTRY

مقاطع الشرح المرئية تتوفر على قناة اليوتيوب

https://www.youtube.com/mariamsartawi

تمهيد الوحدة الثانية

معلومات مهمة إن كنت نسيتها فقط

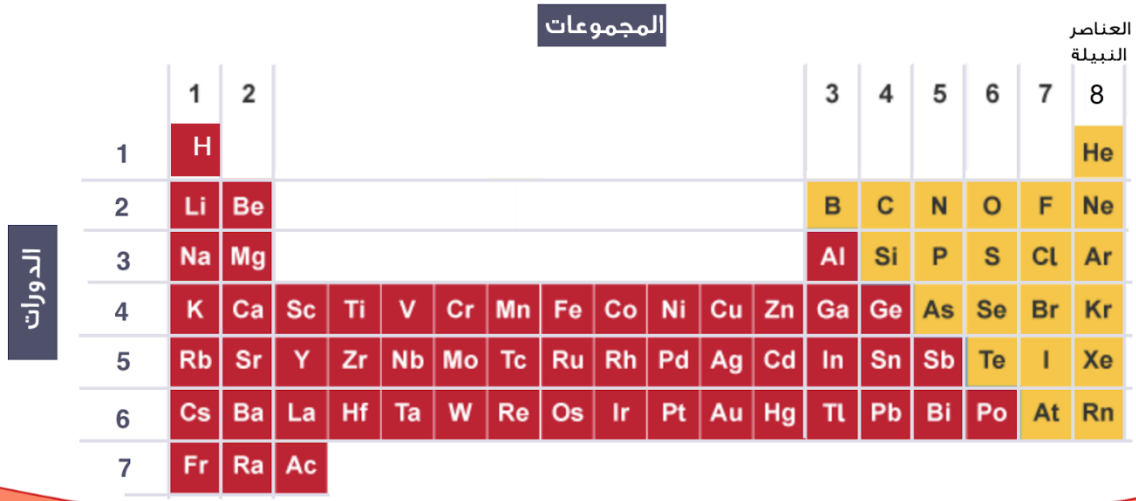
- ✓ التوزيع الإلكتروني القديم: باستخدام السعة القصوى للأغلفة الرئيسية: 2. 8. 18. 32 e^- مع مراعاة أن الغلاف الأخير لا يزيد عن 8 إلكترونات
- ✓ ستتعلم في هذا المنهاج كيفية التوزيع الإلكتروني الحديث باستخدام المستويات الفرعية والأفلاك

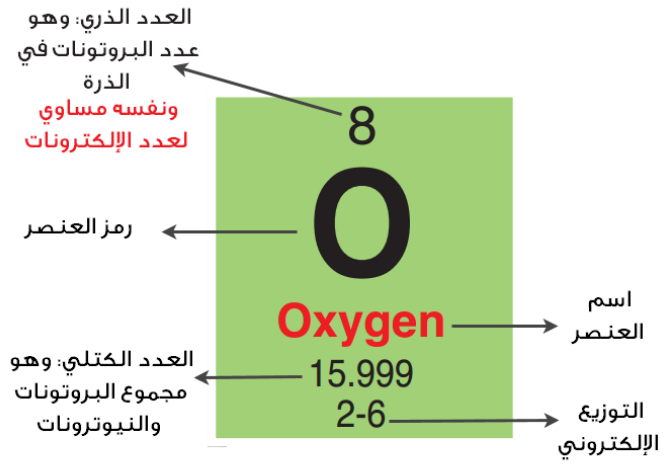
توعية: مصطلح الغلاف [الذي تعلمته سابقًا] = مصطلح المستوى [الذي تتعلمه الآن]

- ✓ عندما تفقد الذرة إلكترونًا فإنها تصبح أيونًا موجبًا، وعندما تكسب إلكترونًا فإنها تصبح أيونًا سالبًا
- ✓ تم ترتيب الجدول الدوري ، اعتمادًا على تزايد الأعداد الذرية في خطوط أفقية، وتبعًا للتشابه في صفات العناصر في الخطوط العمودية
- ✓ تسمى **الخطوط الأفقية**: دورات، وهي سبع دورات في الجدول الدوري، رقم الدورة هو رقم أكبر مستوى أو غلاف رئيس
- ✓ وتسمى **الخطوط العمودية**: مجموعات، وهي ثمانية عشر مجموعة رقم المجموعة هو عدد الإلكترونات للعنصر في الغلاف أو المستوى الخارجي [إلكترونات التكافؤ]، سيضاف لمعلوماتك عناصر: الانتقالية، والخصائص الدورية عبر الجدول الدوري
- ✓ عناصر المجموعة الثامنة في الشكل التالي: تسمى بالغازات النبيلة أو الخاملة، وتركيبها مستقر [مهمة جدًّا]

النبيلة: مطلوب حفظها بالعدد الذري والدورة

^ ^



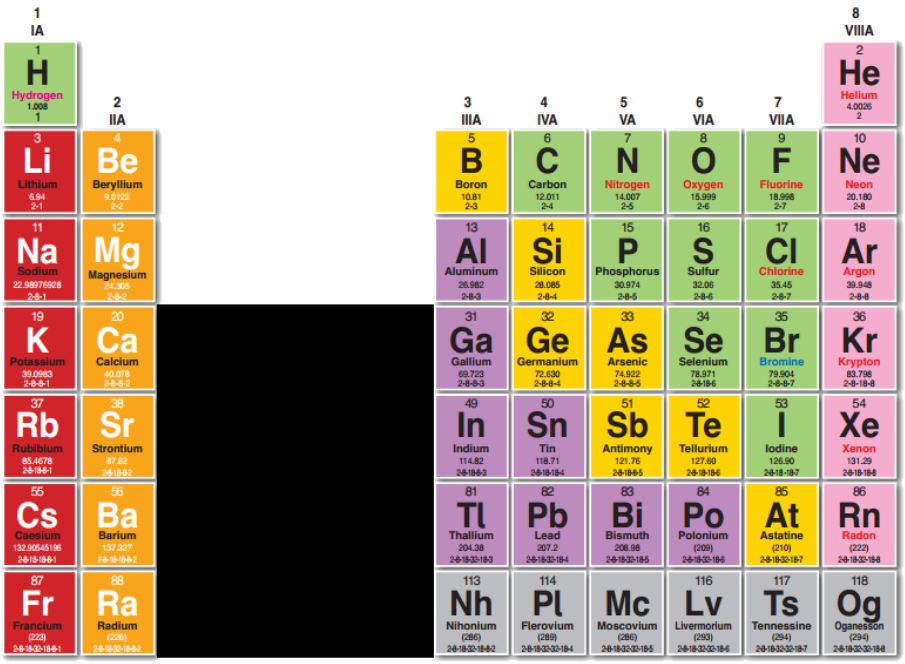


- ✓ في التوزيع الإلكتروني: نستخدم دائمًا العدد الذري وهو العدد الأصغر فوق رمز العنصر؛ لأنه يعبر أيضًا عن عدد الإلكترونات، لا نستخدم العدد الكتلي [انتبه]
- ✓ تعريف العدد الذري: عدد البروتونات الموجبة في النواة، وهو يساوي عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة

أتدرب

سؤال من الجدول المرفق، أحددُ العدد الذري ورقم الدورة للعناصر التالية:

- النيون Ne:
- الفسفور P:
- الراديوم Ra:
- الصوديوم Na:
- البروم Br:



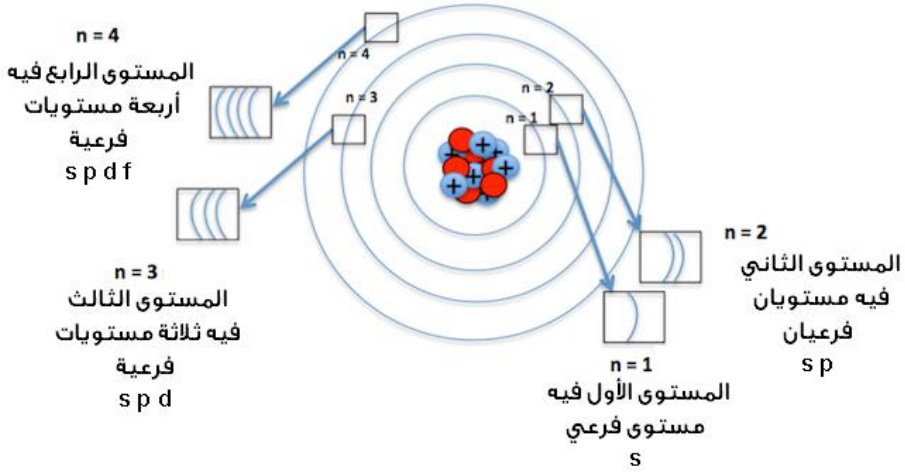
الدرس الأول: التوزيع الإلكتروني للذرات

مراجعة سريعة ومهمة لأعداد الكم الأربعة وربطها بالدرس الأول

✓ نتج عن معادلة شرودنغر ثلاثة أعداد كم وهي الرئيس والفرعي والمغناطيسي، وتم إضافة عدد رابع لاحقًا سُمِّي بالكم المغزلي

عدد الكم	الرئيس	الفرعي	المغناطيسي	المغزلي
رمزه	n	l	m_l	m_s
دلالته	مستوى الطاقة الرئيس	عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيس	عدد الأفلاك في المستوى الفرعي	وجود مجال مغناطيسي حول الإلكترون نتيجة دورانه حول نفسه
خاصيته	حجم المستوى ومعدل بعده عن النواة	شكل الفلك	الاتجاه الفراغي للفلك	اتجاه غزل الإلكترون في الفلك

✓ نفهم العلاقة بين أعداد الكم داخل الذرة من خلال الشكل التالي:



✓ أعداد الكم تصف الإلكترون وطاقته ومعدل بعده عن النواة

✓ المستوى الرئيس الأول فيه فقط الفرعي s ثم يبدأ p بالظهور من المستوى الثاني، و d من المستوى الثالث، و f من المستوى الرابع، والتداخل في المستويات الفرعية يبدأ من المستوى الثالث 3p

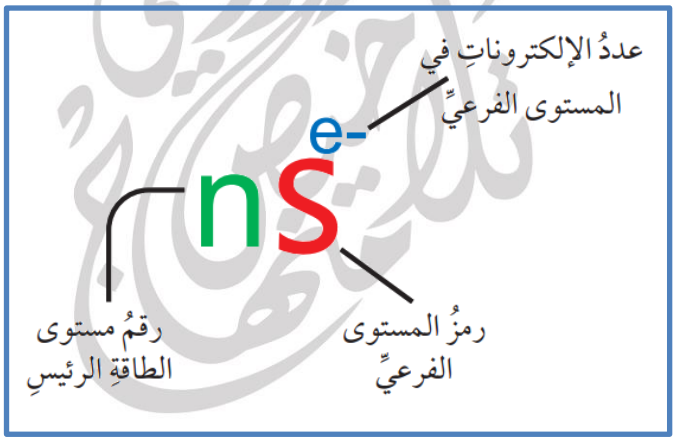
✓ **مبدأ استبعاد باولي** هو: عدم وجود إلكترونين في الذرة نفسها لهما نفس قيم أعداد الكم الأربعة، إذًا الفلك الواحد لأي مستوى فرعي سعته القصوى إلكترونان فقط

✓ من خلال الجدول التالي مهم أن نتذكر قيم كل مستوى فرعي وعدد إلكتروناته الكلية وأفلاكه

رمز المستوى الفرعي	قيم عدد الكم الفرعي (l)	قيم عدد الكم المغناطيسي (m_l)	عدد الأفلاك	السعة القصوى من الإلكترونات
s	0	0	1	2
p	1	-1, 0 , +1	3	6
d	2	-2 , -1 , 0 , +1 , +2	5	10
f	3	-3 , -2 , -1 , 0 , +1 , +2 , +3	7	14

دلالة التوزيع الإلكتروني

✓ من خلال الدلالة التالية: نستطيع فهم كيفية كتابة التوزيع الإلكتروني الحديث



✓ رقم المستوى الرئيس n يبدأ من 1 ونكتبه قبل رمز المستوى الفرعي s, p, d, f

✓ نكتب عدد الإلكترونات الموجودة في ذلك المستوى الفرعي مرفوعة أعلاه

مثال

ما دلالة التوزيع الإلكتروني لـ خمس إلكترونات في المستوى الفرعي p إذا كان المستوى الرئيس هو الرابع؟

$4p^5$

مثال

ما دلالة التوزيع الإلكتروني لـ عشر إلكترونات في المستوى الفرعي d إذا كان المستوى الرئيس هو الثالث؟

$3d^{10}$

مبادئ وقواعد التوزيع الإلكتروني للذرات

✓ تعريف التوزيع الإلكتروني ⇦ عملية ترتيب الإلكترونات في الذرة وفق مستويات الطاقة المختلفة

سؤال ما هي أبرز المبادئ والقواعد نراعيها أثناء توزيع الإلكترونات؟

ذكر الكتاب أبرز قاعدتين:

1- مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي

2- قاعدة هوند

✓ أهمية اتباع هذه القواعد عند التوزيع الإلكتروني: ليتحقق الاستقرار في الذرة

تنبيه: نعتمد أيضًا مبدأ الاستبعاد لباولي، بحيث أن الفلك الواحد لا يتسع إلا لإلكترونين اثنين

ملاحظة مهمة: يعتمد الطالب على اختيار معلم المادة إن قرر عليه اختيار القاعدتين: أوفباو وهوند كما في الكتاب، أو قرر اعتماد القواعد الثلاث المعروفة: أوفباو، هوند، باولي

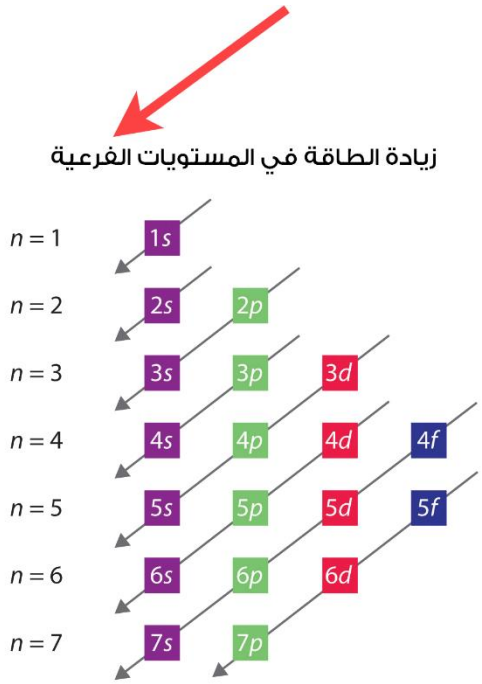
مبدأ أوفباو [توزيع الإلكترونات على المستويات الفرعية]

✓ تعريف مبدأ أوفباو ⇦ امتلاء الأفلاك بالإلكترونات تبعًا لتزايد طاقاتها، بحيث توزع الإلكترونات أولاً في أدنى مستوى للطاقة ثم تُملأ المستويات العليا للطاقة

✓ كلمة أوفباو: ألمانية الأصل، وتعني البناء التصاعدي

✓ نطبق دائمًا هذا الرسم [البناء التصاعدي لأوفباو] من أجل التوزيع الإلكتروني

✓ هذا الترتيب اعتمد على علاقة رياضية $(n + l)$ رتبت المستويات الفرعية من الأقل إلى الأعلى طاقة، لأنه الأكثر استقرارًا عند توزيع الإلكترونات في الذرة



✓ نحسب طاقة المستوى الفرعي بثلاث خطوات فقط:

1- قيمة الكم الفرعي ثابتة لكل مستوى فرعي:

قيمة الكم الفرعي (l)	رمز المستوى الفرعي
0	s
1	p
2	d
3	f

2- نجمع قيمة الكم الفرعي مع قيمة الكم الرئيس من خلال العلاقة التالية: $(n + l)$
والمجموع الأكبر للمستوى الفرعي معناه أنه أعلى طاقة

3- إذا تساوى المجموع $(n + l)$ فإننا ننظر إلى n الأقل ⇦ مستوى فرعي أقل طاقة ⇦ يمتلئ بالإلكترونات أولاً

مثال

احسب طاقة المستويات الفرعية التالية ورتبها من الأقل طاقة إلى الأعلى طاقة

5d 4s 1s 3s 7p 5f 3d 3p

المستوى الفرعي	(n)	(l)	$(n + l)$
5d	5	2	7
4s	4	0	4
1s	1	0	1
3s	3	0	3
7s	7	0	7
5f	5	3	8
3d	3	2	5
3p	3	1	4

1- يتشابه المستويان الفرعيان: 3p / 4s بمجموع = 4
الأقل طاقة هو الذي يحمل رقم المستوى الرئيس الأقل n = 3 وهو 3p

2- يتشابه المستويان الفرعيان: 5d / 7s بمجموع = 7 ، الأقل طاقة هو 5d

3- ترتيب الطاقة في المستويات من الأقل إلى الأعلى: نقرأ من اليسار

$\Rightarrow$ 1s < 3s < 3p < 4s < 3d < 5d < 7s < 5f

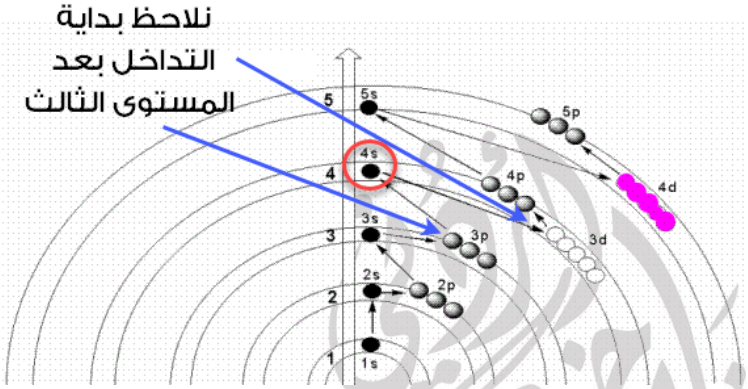
سؤال

فسر سبب نزول الإلكترونات في 4s قبل 3d رغم أن المستوى الرئيس لـ s أعلى من مستوى الرئيس لـ d؟

الجواب: لأن طاقة 4s ⇦ 4 بينما طاقة 3d ⇦ 5 ، فنملأ الأقل طاقة أولاً لأنه أكثر استقرارًا.

✓ لاحظ العلاقة: $3p < 4s < 3d$

يحدث تداخل بدءًا من المستوى الفرعي 3p حيث تدخل 4s بين 3p و 3d



الرسمة لتعزيز الفهم..

^_^

أتحقق

صفحة 36: أرتب المستويات الفرعية الآتية تصاعديًّا وفق طاقتها:

5p 3d 6p 5d 7p

المستوى الفرعي	(n)	(l)	$(n+l)$
5p	5	1	6
3d	3	2	5
6p	6	1	7
5d	5	2	7
7p	7	1	8

$3d < 5p < 5d < 6p < 7p$

قاعدة هوند [توزيع الإلكترونات داخل الأفلاك]

✓ تعريف قاعدة هوند ⇦ تُوزع الإلكترونات بصورة منفردة على أفلاك المستوى الفرعي الواحد باتجاه الغزل نفسه، ثم إضافة ما تبقى من إلكترونات إلى الأفلاك باتجاه مغزلي معاكس

سؤال

فسر سبب امتلاء الإلكترونات في كل الأفلاك باتجاه غزل واحد ثم معاودة التعبئة باتجاه معاكس؟

✓ [أهمية اتباع قاعدة هوند]

الجواب: لأن هذا التوزيع يوفر الحد الأدنى من الطاقة والقدر الأقل من التنافر بين الإلكترونات داخل أفلاك المستويات الفرعية

سؤال

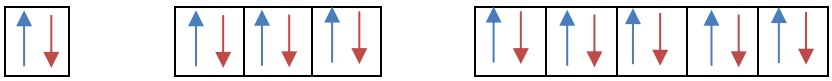
ماذا ينتج من التوزيع الإلكتروني وفق قاعدة هوند؟

الجواب: نستطيع معرفة عدد الإلكترونات المنفردة في أفلاك المستوى الفرعي الواحد

✓ نتعلم كيفية توزيع الإلكترونات داخل الأفلاك وفق قاعدة هوند بخطوتين فقط:

1- نتذكر عدد الأفلاك لكل مستوى فرعي، s = 1، p = 3، d = 5، f = 7

2- نوزع الإلكترونات بالبداية من اليسار فرادى في كل الأفلاك باتجاه الغزل (مع) سهم للأعلى، ثم نعود من البداية مرة أخرى لمزاوجة الإلكترونات بما تبقى منها وذلك عكس اتجاه الغزل (عكس) سهم للأسفل



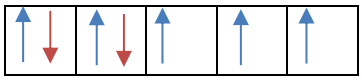
s p d

أتحقق

ص36: أكتب التوزيع الإلكتروني لسبعة إلكترونات على أفلاك d الخمسة بحسب قاعدة هوند محدِّدًا عدد الإلكترونات المنفردة

الطريقة: عدد أفلاك d خمسة سعة سبعة إلكترونات d^7 نبدأ بالتوزيع من اليسار فرادى أسهم للأعلى [خمسة] ثم نعود للمزاوجة بأسهم لأسفل باقي الإلكترونات [اثنان]

عدد الإلكترونات المنفردة: ثلاث



d

مثال

من المثال السابق، حدد أعداد الكم للإلكترون السادس للمستوى الفرعي $4d^7$

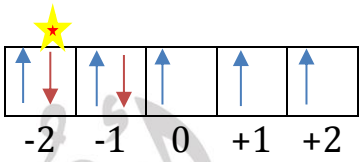
الطريقة:

- نتذكر أعداد الكم التي تعلمناها والعلاقات الحسابية لها
- نوزع الإلكترونات وفق قاعدة هوند كما في مثال أتحقق السابق، ننظر موقع الإلكترون السادس ونستطيع تحديد $\mathbf{m_l}$ و $\mathbf{m_s}$

الجواب: يقع في الفلك الأول مع اتجاه مغزلي عكسي

حيث قيمة الكم المغناطيسي $\mathbf{m_l} = -2$ وقيمة الكم المغزلي $\mathbf{m_s} = -\frac{1}{2}$

$n = 4 \quad l = 2$



التوزيع على الأفلاك وفق قاعدة هوند ساعدنا على: تحديد أعداد الكم لأي إلكترون في الذرة بدقة

التوزيع الإلكتروني بدلالة الغازات النبيلة

سؤال

بم تمتاز ذرات الغازات النبيلة؟

الجواب: تمتاز بامتلاء أفلاك مستواها الخارجي بالإلكترونات

سؤال

ماذا نستفيد من توزيع إلكترونات ذرات العناصر الأخرى بدلالة الغازات النبيلة؟

الجواب: لاستبدال المستويات الداخلية فيحل محلها رمز الغاز النبيل الذي يماثلها في التوزيع

✓ ملاحظة: يوجد تطبيقات محلولة صفحة 14 من الدوسية

مطلوب حفظ العناصر النبيلة مع عددها الذري ورقم الدورة

العنصرُ النبيلُ	رمزُ العنصرِ	العددُ الذرِّيُّ	التوزيعُ الإلكترونيُّ
الهيليومُ Helium	He	2	$1s^2$
النيونُ Neon	Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
الآرغونُ Argon	Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
الكربتونُ Krypton	Kr	36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

هيليوم	نيون	آرغون	كريبتون	زينون	رادون
$_{2}He$	$_{10}Ne$	$_{18}Ar$	$_{36}Kr$	$_{54}Xe$	$_{86}Rn$
الدورة 1	الدورة 2	الدورة 3	الدورة 4	الدورة 5	الدورة 6

استثناءات في التوزيع الإلكتروني

- ✓ مهم: عنصري الكروم Cr والنحاس Cu ⇦
- ✓ وزعنا الإلكترونات باستخدام البناء التصاعدي لأوفباو فحصلنا على توزيع غير فعلي، لأن التوزيع الفعلي ظهر في الواقع من خلال التجارب شاذًا عن مبدأ أفباو

$$_{24}Cr \Longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$$

الفعلي الصحيح أن يكون المستوى الفرعي d نصف ممتلئ و s نصف ممتلئ حتى يكون مستقرًا أكثر، ينتقل إلكترون من s إلى d [الأعلى طاقة] ويصبح التوزيع المعتمد هو:

$$_{24}Cr \Longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$$

$$_{29}Cu \Longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$$

الفعلي الصحيح أن يكون المستوى الفرعي d ممتلئًا و s نصف ممتلئ حتى يكون مستقرًا أكثر ، فيصبح التوزيع المعتمد:

$$_{29}Cu \Longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$$

سؤال

قضية للبحث ص39: يختلف التوزيع الإلكتروني لعنصري الكروم والنحاس عن توزيع بقية العناصر، ابحث عن سبب هذا الاختلاف

الجواب: لأن مستويات الطاقة الفرعية لـ d تكون أكثر ثباتًا واستقرارًا إذا كانت ممتلئة أو نصف ممتلئة من تلك الممتلئة جزئيًّا مع مستوى s نصف ممتلئ

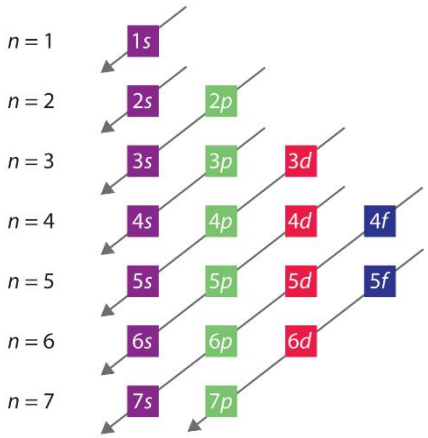
تطبيقات محلولة

أتدرب

أكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية في الجدول وفق مبدأ أوفباو، ثم اكتبه مرة أخرى بدلالة الغازات النبيلة، مع تحديد عدد الإلكترونات المنفردة وفق قاعدة هوند

H, Li, C , N , O , F, Na

الحل

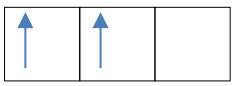
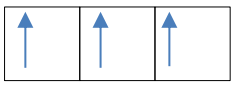
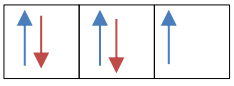


1- نحدد العدد الذري للعنصر من الجدول الدوري

2- نتذكر الرسم للبناء التصاعدي ونطبقه بأيدينا رسمًا، ثم نملأ مستويات الطاقة الفرعية الأقل حتى الأعلى إلى أن ينتهي توزيع الإلكترونات لذلك العنصر

3- ننظر إلى أقرب [أقل] عدد ذري من العناصر النبيلة لنستبدل به المستويات الداخلية ونضع عوضًا عنها رمز العنصر النبيل [بين قوسين مربعين]

4- نبدأ بتوزيع الإلكترونات وفق قاعدة هوند في المستوى الذي ينتهي عنده توزيع الإلكترونات؛ لنحدد عدد الإلكترونات المنفردة

رمز العنصر واسمه	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	التوزيع بدلالة الغاز النبيل	الإلكترونات في أفلاك المستوى الفرعي الأخير	عدد الإلكترونات المنفردة
H هيدروجين	1	$1s^1$	$1s^1$ لا تغيير		1
Li ليثيوم	3	$1s^2 2s^1$	$[He]2s^1$ الهيليوم عدده الذري 2		1
C كربون	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	$[He]\ 2s^2 2p^2$ الهيليوم عدده الذري 2		2
N نيتروجين	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	$[He]\ 2s^2 2p^3$ الهيليوم عدده الذري 2		3
F فلور	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	$[He]\ 2s^2 2p^5$ الهيليوم عدده الذري 2		1
Na صوديوم	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[Ne]3s^1$ النيون عدده الذري 10		1

أتحقق

صفحة 36: أكتب التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل لكل من الذرتين N (عددها الذري 7) و Si (عددها الذري 14):

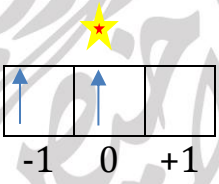
رمز العنصر واسمه	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	التوزيع بدلالة الغاز النبيل
N نيتروجين	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	$[He]\ 2s^2 2p^3$ الهيليوم عدده الذري 2
Si سيليكون	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$[Ne]\ 3s^2 3p^2$ النيون عدده الذري 10

أتدرب

أحددُ أعداد الكم للإلكترون الأخير في ذرة السيليكون

الطريقة:

- نوزع الإلكترونات على مبدأ أوفباو بالطريقة الاعتيادية أو بدلالة الغاز النبيل $[Ne]\ 3s^2 3p^2$
- ثم وفق قاعدة هوند: ننظر لتوزيع الإلكترونات في المستوى الفرعي الأخير $3p^2$



الحل

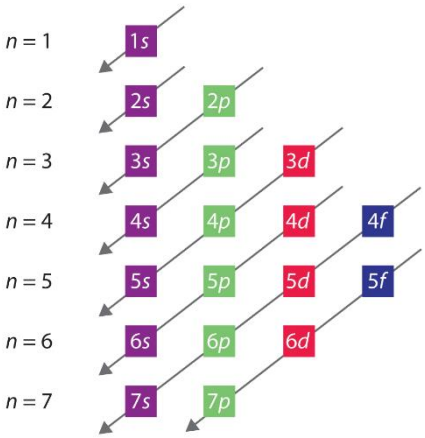
قيمة الكم المغناطيسي $\mathbf{m}_l = 0$ وقيمة الكم المغزلي $\mathbf{m}_s = +\frac{1}{2}$

$n = 3 \quad l = 1$

أتدرب

أكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر الخارصين Zn ثم حدد عدد الكم المغزلي للإلكترون 28 في الذرة، وحدد عدد الإلكترونات المنفردة

الحل



- العدد الذري للخارصين نستخرجه من الجدول الدوري = 30
- نوزع الإلكترونات بالبناء التصاعدي اعتماداً على الشكل التالي:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

- أقرب عنصر نبيل للزنك هو الآرغون حيث عدده الذري = 18
- نكتب التوزيع بدلالة الآرغون $_{18}[Ar]\ 4s^2 3d^{10}$

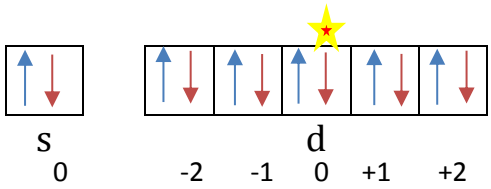
ملاحظة ص39 بالكتاب تم كتابتها بهذا الشكل بدلالة الغاز النبيل على

ترتيب المستويات الرئيسية n: $_{18}[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2$

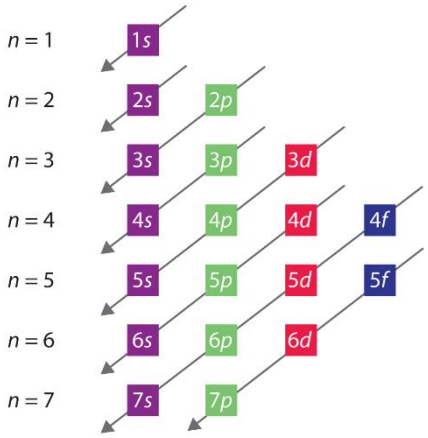
الأصل أن يرتبها الطالب من الأقل طاقة إلى الأعلى عند طلب التوزيع الإلكتروني بطريقة أوفباو

- لتحديد أي عدد من أعداد الكم يلزمنا التوزيع وفق قاعدة هوند، الإلكترون 28 أي يقع في المستويات الأخيرة وليست الداخلية [التي بدلالة الغاز النبيل]

- نوزع على أفلاك d و s لنحدد موقع الإلكترون الـ 28 ونعد من 19 بعد $_{18}$[Ar]



- عدد الكم المغزلي للإلكترون 28: $\mathbf{m_s} = -\frac{1}{2}$
- عدد الإلكترونات المنفردة: صفر



أتدرب

أكتب التوزيع الإلكتروني لأعلى عدد ذري في الجدول الدوري،

عنصر أوغانيسون Og حيث أن عدده الذري 118

وهو من مجموعة الغازات النبيلة، وسنعتبر أقرب عنصر نبيل له

هو رادون $_{86}$Rn

- نوزع الإلكترونات بالبناء التصاعدي اعتمادًا على الشكل التالي:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$

- التوزيع بدلالة الغاز النبيل

نستبدل المستويات الداخلية التي تعادل العدد الذري لعنصر الرادون: 86

$_{86}[Rn] 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$

تنبيه: في حالة العناصر الانتقالية الشاذة في التوزيع الإلكتروني مثل الكروم والنحاس، فإننا نحسب الإلكترونات المنفردة في s و d

ورقة عمل [1]

أتدرب

ذرة بها 8 إلكترونات في المستوى الفرعي d، فإن عدد الإلكترونات المنفردة في هذه الحالة يساوي:

الحل

أتدرب

ما عدد الإلكترونات في ذرة عنصر له التوزيع الإلكتروني التالي: $[Ne]3s^23p^4$

الحل

أتدرب

ما العدد الذري لعنصر له التوزيع الإلكتروني التالي: $1s^22s^22p^2$ ؟

حدد اسم ذلك العنصر من الجدول الدوري

الحل

أتدرب

ما عدد الإلكترونات المنفردة في ذرة البورون $_5B$ ؟

الحل

أتدرب

رتب مستويات الطاقة الفرعية من الأقل إلى الأعلى طاقة، ثم بيِّن ما المستوى الذي يمتلئ بالإلكترونات أولاً

5d 5p 2s 7s 7p 5f 4f 4p

الحل

أتدرب

التوزيع الإلكتروني الذي يستحيل وجوده من بين ما يلي هو:

1- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
2- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
3- $1s^2 2s^2 2p^4$
4- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^5$

أتدرب

أحد العناصر التالية له الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6$:

1- $_7N$
2- $_8O$
3- $_9F$
4- $_{10}Ne$

أتدرب

التوزيع الإلكتروني الفعلي الصحيح لعنصر $_{24}Cr$ هو:

1- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
2- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
3- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
4- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

تصنيف العناصر

معلومات سابقة عن الجدول الدوري:

وصف الجدول الدوري:

- ✓ يتكون من 18 مجموعة رأسية و 7 دورات أفقية
- ✓ ترتبت فيه العناصر تصاعديًّا حسب العدد الذري
- ✓ يزيد كل عنصر عن الذي يسبقه في نفس الدورة بإلكترون واحد
- ✓ عناصر المجموعة الواحدة تتشابه في التوزيع الإلكتروني للمستوى الخارجي، وتتشابه في خواصها الفيزيائية والكيميائية

ملاحظات لتعزيز المعلومات السابقة، عدّي عنها لو عارفها

سؤال كيف تم تصنيف العناصر في الجدول الدوري؟

بناءً على التوزيع الإلكتروني

سؤال ما أهمية تصنيفها في الجدول الدوري؟

1- لتسهيل دراستها

2- معرفة خصائصها الكيميائية والفيزيائية

سؤال ما هي أقسام العناصر في الجدول الدوري؟

1- العناصر الممثلة

2- العناصر الانتقالية: وهي تنقسم إلى: أ- رئيسة ب- داخلية

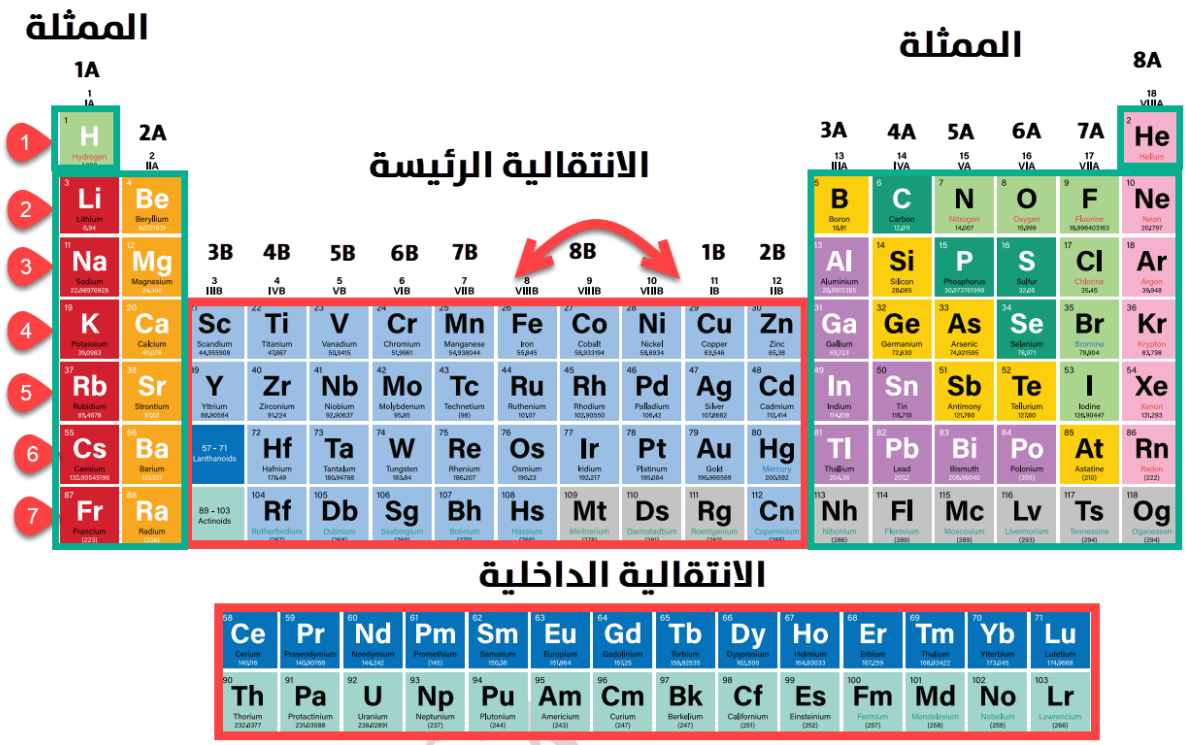
- ✓ تعريف: العناصر الممثلة ⇦ مجموعة من العناصر تضم عناصر المجموعات ذوات الأرقام (1, 2, 13 – 18) ورمزها A في الجدول الدوري، ينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوي الفرعي s أو المستوى الفرعي p

- ✓ تعريف: العناصر الانتقالية ⇦ مجموعة من العناصر تقع وسط الجدول الدوري ويضاف الإلكترون الأخير في توزيعها الإلكتروني إلى المستوى الفرعي f أو d

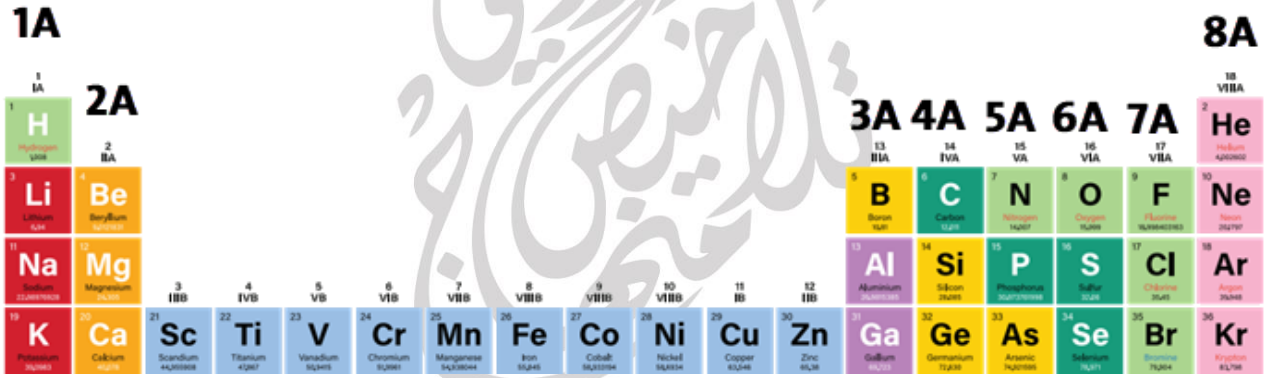
- ✓ تعريف: العناصر الانتقالية الرئيسة ⇦ تتكون من 10 مجموعات ، وينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوي الفرعي d

- ✓ تعريف: العناصر الانتقالية الداخلية ⇦ تتكون من 14 مجموعة، وينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوي الفرعي f

- ✓ تنبيه: العناصر الانتقالية الداخلية غير مطلوب دراسة توزيعها الإلكتروني



العناصر الممثلة



رمزها: A [انظر إلى الرمز موجود بجانب الأرقام اللاتينية فوق العمود]

عدد المجموعات: 8

أرقامها: (1A-2A-3A-4A-5A-6A-7A-8A)

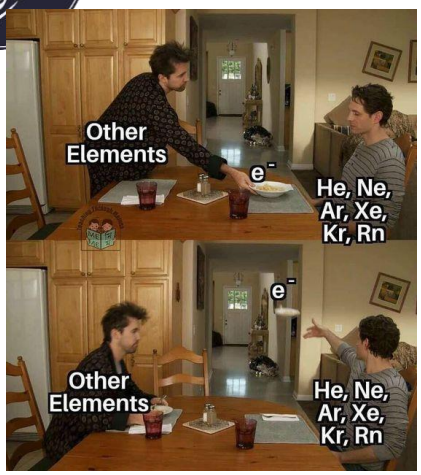
أو بمصطلح الأعمدة (1,2, 13-18)

وتُحفظ برموزها اللاتينية احتياطًا: IA – IIA – IIIA – IVA- VA – VIA- VIIA- VIIIA

مهم: رقم المجموعة للعناصر الممثلة = مجموع الإلكترونات في المستوى الخارجي = إلكترونات التكافؤ

✓ تعريف: إلكترونات التكافؤ ⇦ إلكترونات المستوى الخارجي للذرة

✓ تنبيه: هذا الشرح المكتوب تم تقسيمه بشكل أسهل من الكتاب للاستذكار فقط فلا داعي لحفظه لأنه يتضح في الشرح المرئي



✓ تذكير بالغازات النبيلة: المستوى الخارجي لها مليء بالإلكترونات

[ولهذا هي مستقرة وخاملة] ولا تتفاعل كباقي العناصر في الجدول الدوري، أي أنها لا تكسب ولا تفقد الإلكترونات

✓ من خصائص وميزات غاز الهيليوم He، أو سؤال علل:

سؤال علل: تُملأ المناطيد والبالونات الطائرة والغواصات البحرية بغاز الهيليوم

1- كثافته المنخفضة مقارنة ببقية الغازات

2- غاز آمن غير سام وغير قابل للاشتعال أو الانفجار

سؤال علل: يُعتبر غاز الهيليوم غازًا آمنًا غير قابل للاشتعال أو الانفجار نظرًا لقلة نشاطه الكيميائي

أتحقق

من الجدول التالي لاحظ عدد إلكترونات المستوى الخارجي لذرات الغازات النبيلة:

العنصرُ النبيلُ	رمزُ العنصرِ	العددُ الذرِّيُّ	التوزيعُ الإلكترونيُّ
الهيليومُ Helium	He	2	$1s^2$
النيونُ Neon	Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
الآرغونُ Argon	Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
الكربتونُ Krypton	Kr	36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

الاستنتاجات:

1- كل الغازات النبيلة ممتلئة في المستوى الخارجي وهذا سبب استقرارها

2- إلكترونات التكافؤ للغازات النبيلة باستثناء الهيليوم= 8 وهذا نفسه رقم المجموعة 8A

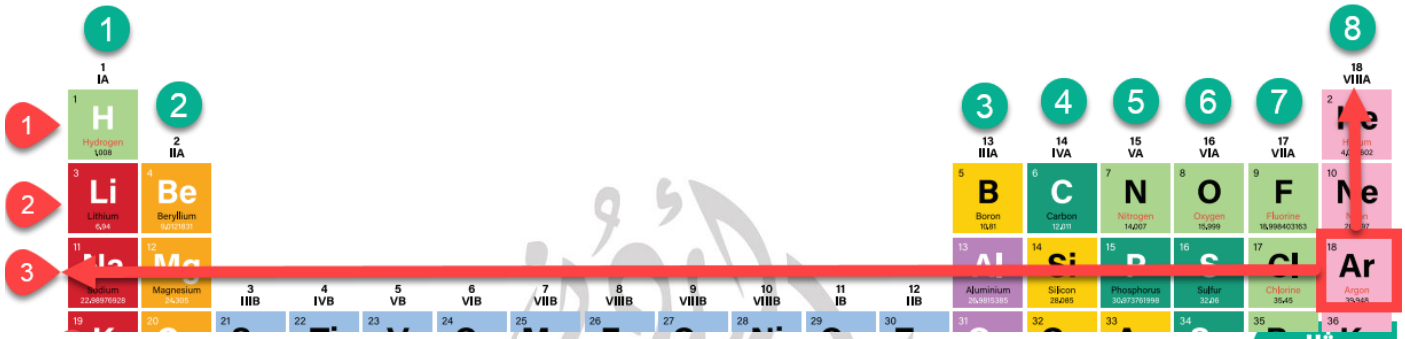
3- رقم المستوى الخارجي n هو رقم الدورة في الجدول الدوري

مهم حفظ العدد الذري والدورة للغازات النبيلة

مثال

حدد من توزيع الآرغون الإلكتروني موقعه في الجدول الدوري، المجموعة والدورة

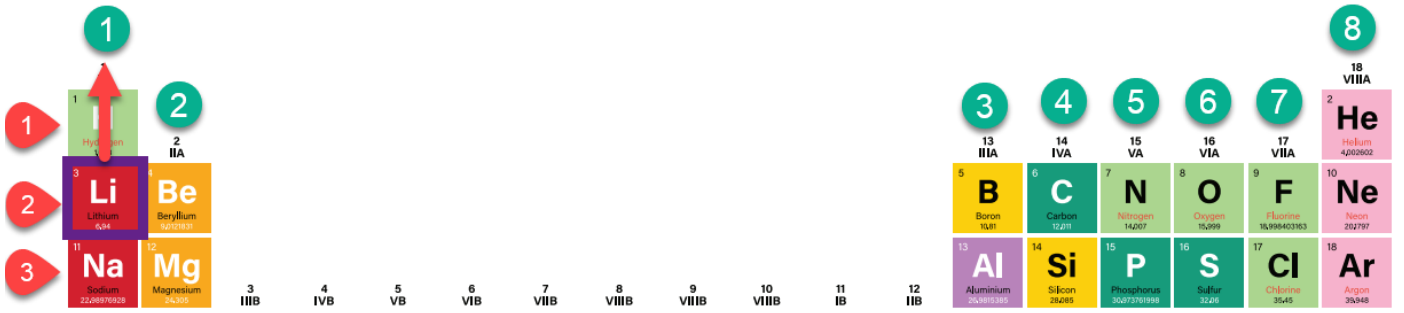
رمز العنصر واسمه	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ	رقم المجموعة والدورة
Ar آرغون	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	مجموع الإلكترونات في المستوى الخارجي: 3s 3p وهو يعادل 8 إلكترونات	المجموعة 8A VIIIA العمود 18 في الشكل الدورة: 3



مثال

حدد من توزيع الليثيوم الإلكتروني موقعه في الجدول الدوري، المجموعة والدورة

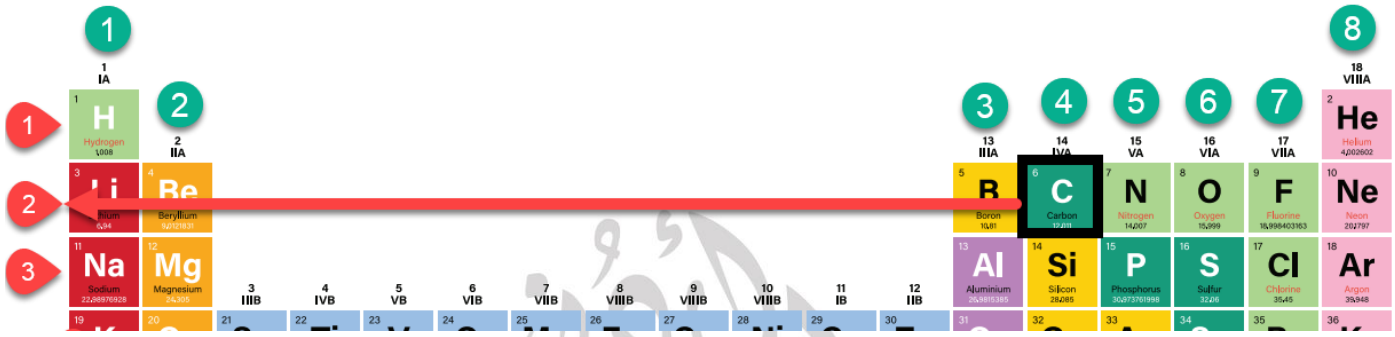
رمز العنصر واسمه	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ	رقم المجموعة والدورة
Li ليثيوم	3	$1s^2 2s^1$	مجموع الإلكترونات في المستوى الخارجي: 2s وهو يعادل 1 إلكترون	المجموعة 1A العمود الأول في الشكل الدورة: 2



مثال

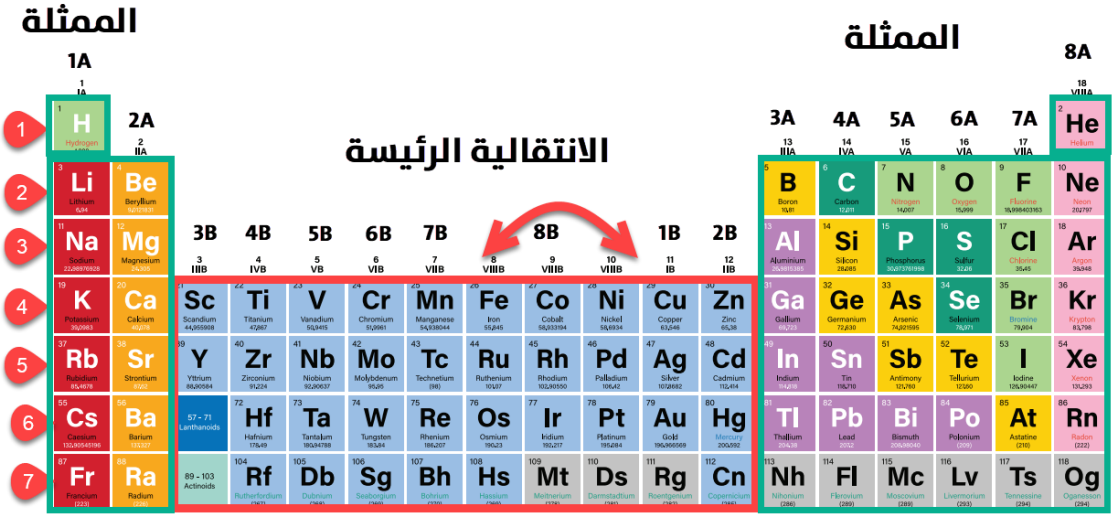
حدد من توزيع الكربون الإلكتروني موقعه في الجدول الدوري، المجموعة والدورة

رمز العنصر واسمه	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ	رقم المجموعة والدورة
C كربون	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	مجموع الإلكترونات في المستوى الخارجي: 2s2p وهو يعادل 4 إلكترونات	المجموعة 4A IVA العمود 14 في الشكل الدورة: 2

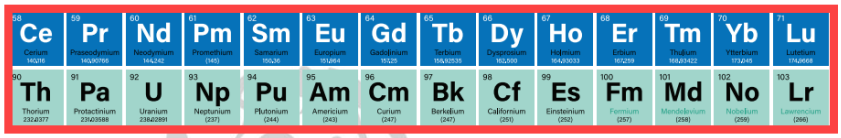


✓ تعزيز ⇦ العناصر الممثلة ينتهي توزيعها الإلكتروني بأفلاك المستوى الفرعي s أو المستوى الفرعي p، القطاع s ويضم عمودين بالإضافة لعنصر الهيليوم، القطاع p ويضم ستة أعمدة، رقم المستوى الفرعي الخارجي هو رقم الدورة، أما مجموع إلكترونات التكافؤ فهو رقم المجموعة للعنصر، والمجموعة نفسها تتشابه خواصها الكيميائية والفيزيائية

العناصر الانتقالية



الانتقالية الداخلية



VIP

تقع في وسط الجدول الدوري ويبدأ ظهورها من الدورة الرابعة $n \geq 4$

رمزها: B [انظر إلى الرمز موجود بجانب الأرقام اللاتينية فوق العمود]

تم إضافة الرمز B لتمييز العناصر الانتقالية عن العناصر الممثلة

عدد المجموعات: 10 في الانتقالية الرئيسة، و 14 في الانتقالية الداخلية

أرقامها على الترتيب من اليسار: (3B-4B-5B-6B-7B-8B-1B-2B) حيث أن مجموعة 8B تضم ثلاثة أعمدة من العناصر (8, 9 , 10)

تُحفظ برموزها اللاتينية احتياطًا: IIIB – IVB- VB- VIB- VIIB- VIIIB- IB - IIB

الإلكترون الأخير في المستوى الفرعي d: العناصر الانتقالية الرئيسة

الإلكترون الأخير في المستوى الفرعي f: العناصر الانتقالية الداخلية

✓ مهم: أرقام المجموعات للانتقالية الرئيسة يتحدد من خلال مجموع الإلكترونات في الغلافين الفرعيين s و d من خلال ثلاث حالات:

مجموع الإلكترونات في ns + (n-1)d	رقم المجموعة	مثال	التوزيع الإلكتروني	مجموع الإلكترونات
3 - 7	3B – 7B	Mn المنجنيز	$[Ar]\ 4s^2 3d^5$	2 + 5 = 7 المجموعة 7B
8, 9, 10	8B	Co الكوبالت	$[Ar]\ 4s^2 3d^7$	2 + 7 = 9 المجموعة 8B
امتلاء d نحسب فقط s	1B 2B	Zn الخارصين	$[Ar]\ 4s^2 3d^{10}$	2 فقط من s المجموعة 2B

نعتبر n هو المستوى الخارجي s و (n-1) المستوى قبل الخارجي d

✓ جدول بعناصر الدورة الانتقالية الرابعة

يبدأ ظهور المستوى الفرعي d في الجدول الدوري لكن عند توزيعه [n-1 = 3] [مهم التنبه لذلك] نعتمد n الأكبر التي مع s وتساوي 4 فنوزع بدلالة الغاز النبيل الأقرب له، الدورة الثالثة [Ar]

العنصر وعدده الذري	التوزيع الإلكتروني	مجموع الإلكترونات	رقم المجموعة
$_{21}Sc$	$[Ar]\ 4s^2 3d^1$	3	3B
$_{22}Ti$	$[Ar]\ 4s^2 3d^2$	4	4B
$_{23}V$	$[Ar]\ 4s^2 3d^3$	5	5B
$_{24}Cr$	$[Ar]\ 4s^1 3d^5$	6	6B
$_{25}Mn$	$[Ar]\ 4s^2 3d^5$	7	7B
$_{26}Fe$	$[Ar]\ 4s^2 3d^6$	8	8B
$_{27}Co$	$[Ar]\ 4s^2 3d^7$	9	8B
$_{28}Ni$	$[Ar]\ 4s^2 3d^8$	10	8B
$_{29}Cu$	$[Ar]\ 4s^1 3d^{10}$	1	1B
$_{30}Zn$	$[Ar]\ 4s^2 3d^{10}$	2	2B

سؤال ما سبب تسمية العناصر الانتقالية بهذا الاسم؟ سؤال ص38

- خواص العناصر الانتقالية ليس فيها تدرج واضح مثل العناصر الممثلة، وينتهي التوزيع الإلكتروني فيها بأفلاك المستويات d أو f

سؤال فسر: يختلف التوزيع الإلكتروني لعنصري الكروم والنحاس عن توزيع باقي العناصر الانتقالية الرئيسة؟

لأن النحاس يستقر بأفلاك d الممتلئة و s نصف ممتلئة، بينما الكروم يستقر بأفلاك d و s نصف ممتلئة [ويُعتبر ذلك من الشذوذ في التوزيع الإلكتروني]

تم توضيح ذلك في درس التوزيع الإلكتروني

✓ مجالات استخدام التيتانيوم Ti :

1- الناحية الاقتصادية والصناعية، والسبب: صفاته المميزة من خفة الوزن والصلابة الكبيرة وقلة النشاط الكيميائي وعدم التأثر بعوامل البيئة

2- المجالات الطبية:

a) صناعة المفاصل البديلة [مفصل الورك والركبة]
b) علاج الانزلاقات الغضروفية في العمود الفقري
c) صناعة صفائح الجمجمة وبراغي الأسنان والفك الصناعية

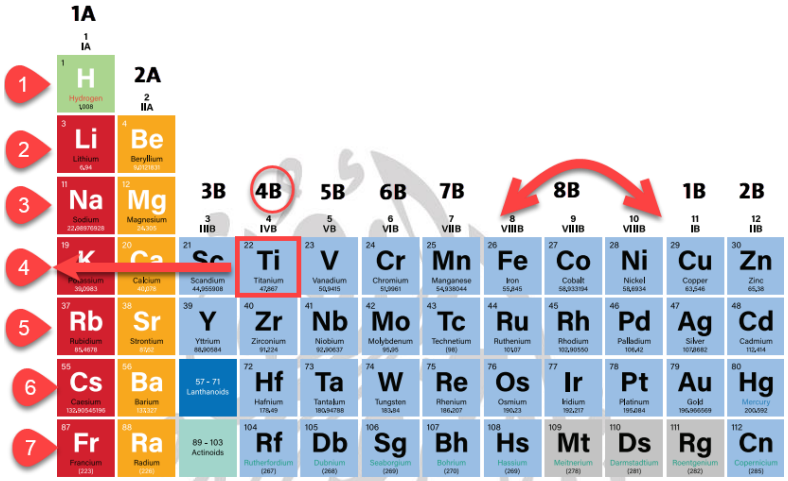
سؤال علل: يعد فلز التيتانيوم منافسًا لغيره في الاستخدامات الطبية؟

بسبب خفة وزنه مع صلابته الكبيرة، بالإضافة لقلة نشاطه الكيميائي وعدم تأثره بالعوامل الخارجية

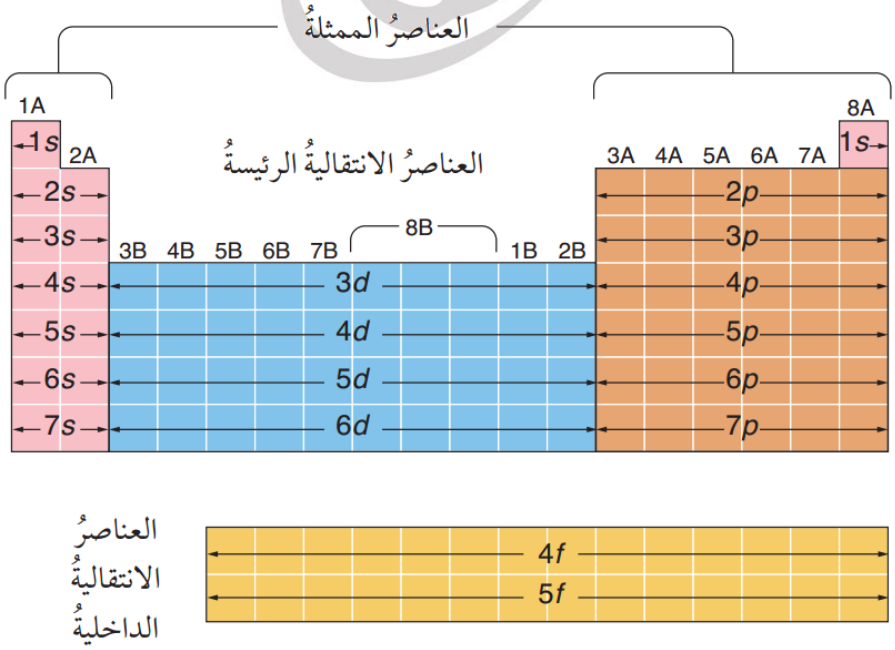
مثال

حدد من توزيع التيتانيوم الإلكتروني موقعه في الجدول الدوري، المجموعة والدورة

رمز العنصر واسمه	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	مجموع الإكترونات	رقم المجموعة والدورة
Ti تيتانيوم	22	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	مجموع الإلكترونات في المستوى الخارجي: 4s + قبل الخارجي 3d وهو يعادل 4 إلكترونات يقع المجموع بين 3-7	المجموعة 4B الدورة: 4 وهو رقم أعلى مستوى خارجي



تقسيم الجدول الدوري لمقاطع المستويات الفرعية الخارجية

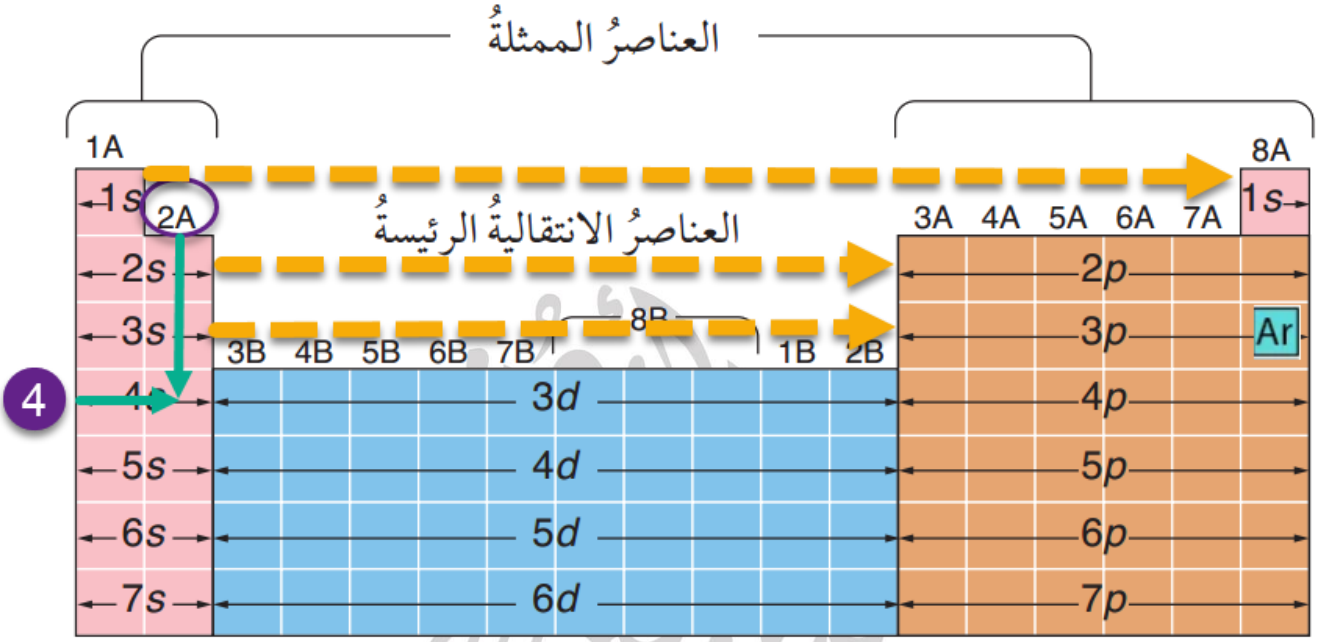


✓ تنبيهات:

1- من هذه المقاطع يتم التوزيع الإلكتروني، بحيث يزداد إلكترون في كل مربع ويتغير المستوى الفرعي الخارجي خلال الدورة الواحدة مع بقاء رقم الدورة n ثابت

2- عند الانتقال للدورة الثانية يتغير n وتتكرر المستويات الفرعية

أتحقق ص40: أكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي يقع في المجموعة الثانية A والدورة الرابعة



الجواب: عنصر في المجموعة 2A [قطاع s] مستواه الخارجي s^2 فيه إلكترونا تكافؤ، في الدورة الرابعة، المستوى الخارجي n = 4، مستواه الخارجي $4s^2$، ننظر لأقرب غاز نبيل في الدورة التي قبله الآرغون [دورته الثالثة]

التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل: $[Ar]4s^2$

أو نعود بالتدريج للخلف ونجمع المستويات الفرعية التي قبله ليكتمل التوزيع الإلكتروني:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$$

مثال

أكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي يقع في المجموعة السادسة A والدورة الثالثة، وحدد العدد الذري والعنصر من الجدول الدوري

الجواب: 6A أي أنه من قطاع p وإلكترونات التكافؤ في المستوى الخارجي 6 تتوزع: s^2p^4

الدورة الثالثة أي أن n = 3، المستوى الخارجي هو: $3s^2p^4$، ننظر للغاز النبيل في الدورة الثانية وهو النيون، فيكون التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل: $[Ne]\ 3s^23p^4$

العدد الذري: العدد الذري للنيون + إلكترونات التكافؤ = 6 + 10 = 16

يتبين من الجدول الدوري أنه عنصر الكبريت S

مثال

أكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي يقع في المجموعة السادسة B والدورة الخامسة، وحدد العدد الذري والعنصر من الجدول الدوري

الجواب: 6B أي أنه من قطاع d وإلكترونات المستوى الخارجي 6 تتوزع: s^2d^4

الدورة الخامسة أي أن n = 5، المستوى الخارجي وقبل الخارجي هو: $5s^24d^4$، ننظر للغاز النبيل في الدورة الرابعة وهو الكربتون، فيكون التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل: $[Kr]\ 5s^24d^4$

العدد الذري: العدد الذري للكربتون + مجموع الإلكترونات = 6 + 36 = 42

يتبين من الجدول الدوري أنه عنصر المولبدينوم Mo

التوزيع الإلكتروني لأيونات العناصر

- ✓ تعريف: التأين ⇦ هو ميل ذرات العناصر إلى كسب الإلكترونات أو فقدها للوصول إلى توزيع يشبه توزيع العناصر النبيلة
- ✓ تذكير: الذرة متعادلة: هي الذرة التي يتساوى فيها عدد البروتونات وعدد الإلكترونات، فتكون شحنتها [عدد البروتونات (p^+) - عدد الإلكترونات (e^-)] = صفر
- ✓ أنواع الذرات المتأينة:

1- أيونات موجبة: نتيجة فقد الإلكترونات من المستوى الخارجي للذرة، فيصبح عدد البروتونات هو الأكبر وتحمل الذرة شحنة موجبة

2- أيونات سالبة: نتيجة اكتساب إلكترونات في المستوى الخارجي للذرة، فيصبح عدد الإلكترونات هو الأكبر وتحمل الذرة شحنة سالبة

سؤال

أكتب التوزيع الإلكتروني لأيون الصوديوم $_{11}Na^{+1}$

الطريقة: نكتب التوزيع الإلكتروني للذرة المتعادلة، ثم ننزع إلكترونًا من المستوى الخارجي حتى تصبح شحنة الصوديوم موجبة

$$_{11}Na: 1s^22s^22p^63s^1$$
$$_{11}Na^{+1}: 1s^22s^22p^6 => [Ne]$$

تعزيز فهم:

أيون الصوديوم الموجب أصبح مستقرًا لأن توزيعه اقترب من الغاز النبيل $_{10}[Ne]$

كان لديه 11 إلكترونًا، النيون [10] أقرب الغازات النبيلة له، فهل يفقد أم يكسب ليصل للاستقرار؟

الجواب: سيفقد إلكترونًا ليصبح لديه مثل توزيع الغاز النبيل [10] لتصبح شحنته +1

سؤال

أكتب التوزيع الإلكتروني للأيونات التالية [العناصر الممثلة]:

$_{17}Cl^{-1}$ – $_{12}Mg^{+2}$ – $_{7}N^{-3}$ – $_{20}Ca^{+2}$

الأيون	التوزيع الإلكتروني العادي	التوزيع الإلكتروني بعد التأين	أقرب غاز نبيل
$_{17}Cl^{-1}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ [Ar]	الآرغون 18 ولذا كسب إلكترونًا ليصبح مثله
$_{12}Mg^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6$ [Ne]	النيون 10 ولذا فقد إلكترونين ليصبح مثله
$_{7}N^{-3}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6$ [Ne]	النيون 10 ولذا كسب 3 إلكترونات ليصبح مثله
$_{20}Ca^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ [Ar]	الآرغون 18 ولذا فقد إلكترونين ليصبح مثله

سؤال

أكتب التوزيع الإلكتروني للأيونات التالية [العناصر الانتقالية]:

$_{22}Ti^{+3}$ – $_{25}Mn^{+4}$ – $_{26}Fe^{+2}$ – $_{29}Cu^{+2}$

مهم: تذكر أن الإلكترونات تُفقد من المستوى الخارجي s ثم قبل الخارجي d

لأن المستوى الخارجي هو الأبعد عن النواة وقوة الجذب لإلكتروناته أقل

الأيون	التوزيع الإلكتروني العادي	التوزيع الإلكتروني بعد التأين
$_{29}Cu^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^9$ [Ar] $3d^9$
$_{26}Fe^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^6$ [Ar] $3d^6$
$_{25}Mn^{+4}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^3$ [Ar] $3d^3$
$_{22}Ti^{+3}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^1$ [Ar] $3d^1$

أتحقق

ص43: أكتب التوزيع الإلكتروني للأيونات الآتية:

$_{8}O^{-2}$ – $_{16}S^{-2}$ – $_{26}Fe^{+3}$ – $_{28}Ni^{+2}$

الأيون	التوزيع الإلكتروني العادي	التوزيع الإلكتروني بعد التأين
$_{8}O^{-2}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6$ [Ne]
$_{16}S^{-2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ [Ar]
$_{26}Fe^{+3}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$ [Ar] $3d^5$
$_{28}Ni^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^8$ [Ar] $3d^8$

تطبيقات محلولة

أتدرب

أكتب التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل للأيون $_{24}Cr^{+3}$، وحدد إلكتروناته المنفردة:

الحل

الطريقة: نبدأ التوزيع الإلكتروني المعتاد ثم ننظر هل ننزع أم نضيف إلكترونات للمستوى الخارجي، بعد ذلك نرسم الأفلاك للمستوى الذي انتهى عنده توزيع الإلكترونات لنحدد الإلكترونات المنفردة

الجواب: نتذكر أن الكروم حالة استثنائية من مبدأ أوفباو، فهو مستقر بأفلاك نصف ممتلئة في المستويين s + d

- ✓ التوزيع المعتاد: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
- التوزيع بعد التأين [فقد 3 إلكترونات أولا من الخارجي s ثم قبل الخارجي d]: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^3$
- ✓ فيصبح: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$ وبدلالة الغاز النبيل الأقرب وهو $_{18}Ar$: $[Ar]\ 3d^3$
- ✓ نرسم الأفلاك للمستوى الفرعي 3d

d

- ✓ عدد الإلكترونات المنفردة = 3

أما في حالته قبل التأين فإن عدد المنفردة له = 6

أتدرب

ما العدد الذري للعناصر التالية؟

a) يقع في الدورة الخامسة والمجموعة السابعة B

b) ينتهي التوزيع الإلكتروني لأيونه الثنائي الموجب بالمستوى الفرعي $3d^5$

الحل

a) الطريقة: لتحديد العدد الذري بدون الجدول الدوري، نطبق التوزيع الإلكتروني بمعلومات الدورة والمجموعة

الجواب:

- الدورة الخامسة أي المستوى الخارجي n=5
- المجموعة السابعة B أي عنصر انتقالي ينتهي توزيعه بأفلاك المستوى d وفيه مجموع إلكترونات في المستويين s + d = 7 بحيث $5s^2$، $4d^5$ [نتذكر أن d دورتها (n-1)]
- التوزيع: $5s^2 4d^5$
- أقرب غاز نبيل قبل الدورة الخامسة: يقع في الدورة الرابعة، الكربتون $_{36}Kr$
- التوزيع بدلالة الغاز النبيل: $_{36}[Kr]\ 5s^2 4d^5$
- العدد الذري: مجموع العدد الذري للكربتون ومجموع الإلكترونات 36 + 7 = 43

b) الطريقة: نعود القهقري، فنرجعه لتوزيعه قبل التأين، ونلاحظ مجموع الإلكترونات على المستويات الخارجية ورقم الدورة، ونجد أقرب غاز نبيل بالدورة التي تسبقه

الجواب: أيون ثنائي موجب بالمستوى الفرعي $3d^5$ أي أنه فقد إلكترونان

- هو من العناصر الانتقالية التي تفقد أولاً من المستوى s، نعيده لسابق عهده بإعادة المستوى s مع التنبه أن n لـ s ستكون أعلى من d ⇦ n=4

$4s^23d^5$ [نضيف فقط إلكترونان لنعيده لوضع التعادل]

- أقرب غاز نبيل يقع في الدورة الثالثة هو الآرغون $_{18}Ar$
- التوزيع بدلالة الغاز النبيل: $_{18}[Ar]\ 4s^23d^5$
- العدد الذري: مجموع العدد الذري للآرغون ومجموع الإلكترونات ⇦ 18 + 7 = 25

أتدرب

هل تتشابه الخواص الفيزيائية والكيميائية لكل من عنصري الأكسجين $_8O$ والكبريت $_{16}S$ ؟

الحل

الطريقة: نوزع الأكسجين والكبريت، وننظر إلى رقم المجموعة وذلك بحساب إلكترونات التكافؤ، إن تشابه رقم المجموعة فإن الخواص لهما متشابهة

الجواب:

- توزيع الأكسجين: $_8O: 1s^22s^22p^4$ عدد إلكترونات التكافؤ = 6 رقم المجموعة 6A
- توزيع الكبريت: $_{16}S: 1s^22s^22p^63s^23p^4$ عدد إلكترونات التكافؤ = 6 رقم المجموعة 6A

العنصران يتشابهان في الخواص الفيزيائية والكيميائية

أتدرب

صنِّف العناصر التالية إلى: 1- عنصر ممثل 2- عنصر انتقالي 3- غاز نبيل

$_{20}Ca \quad - \quad _{16}S \quad - \quad _{26}Fe \quad - \quad _{10}Ne$

الحل

الطريقة: لمعرفة أي مجموعة يتبع ذلك العنصر لا بد من توزيعه لتحديد نهاية توزيعه الإلكتروني فإن كان s أو p فهو من العناصر الممثلة وإن كانت ممتلئة فهو غاز نبيل، وإن كانت المستويات d أو f فهو انتقالي

الجواب:

- توزيع النيون: $_{10}Ne: 1s^22s^22p^6$ المجموعة 8A من العناصر الممثلة [غاز نبيل]
- توزيع الحديد: $_{26}Fe: 1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^6$ المجموعة 8B عنصر انتقالي
- توزيع الكبريت: $_{16}S: 1s^22s^22p^63s^23p^4$ المجموعة 6A عنصر ممثل
- توزيع الكالسيوم: $_{20}Ca: 1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$ المجموعة 2A عنصر ممثل

أتدرب

أمامك جزء من الجدول الدوري فيه مجموعات العناصر الممثلة مرتبة متتالية مع عدد من العناصر بالرموز الآتية:

$_{1}A$, $_{8}B$, $_{14}C$, $_{20}D$, $_{3}E$, $_{18}F$, $_{9}G$, $_{15}K$

ضع كل عنصر من العناصر السابقة في مكانه المناسب في الجدول

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1								
2								
3								
4								

الحل

الطريقة: نوزع لنحدد المجموعة والدورة لكل عنصر

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	المجموعة من إلكترونات التكافؤ	الدورة أكبر n
A	1	$1s^1$	1A	1
B	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6A	2
C	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	4A	3
D	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	2A	4
E	3	$1s^2 2s^1$	1A	2
F	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	8A	3
G	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	7A	2
K	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	5A	3

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	A							
2	E					B	G	
3				C	K			F
4		D						

أتدرب

هل تتشابه الخواص الفيزيائية لكل من عنصري الصوديوم $_{11}Na$ والبوتاسيوم $_{19}K$؟

الحل

أتدرب

صنف كل عنصر من العناصر التالية كعنصر ممثل أو انتقالي:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^5$
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

أتدرب

أحسبُ: العدد الذري والإلكترونات المنفردة لعنصر ممثل يقع في الدورة الثالثة والمجموعة السادسة؟

الحل

أتدرب

ما العدد الذري لعنصر ينتهي التوزيع الإلكتروني لأيونه الثلاثي السالب بالمستوى $2p^6$ ؟

الحل

حل مراجعة الدرس الأول

✓ السؤال الأول: أدرس العناصر في الجدول الآتي، ثم أجيب عن الأسئلة التي تليه:

العنصر	O	Al	Cl	Co	As
العدد الذري	8	13	17	27	33

1) أكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر الوارد ذكرها في الجدول
2) أحدد رقم الدورة ورقم المجموعة لكل من هذه العناصر
3) أي العناصر يعد عنصرًا انتقاليًّا؟ أيّها يعد عنصرًا ممثلاً؟

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	مجموع الإلكترونات	الدورة أكبر n	ممثل/ انتقالي
As	33	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$	5A $[4s^2+4p^3]$	4	ممثل
Co	27	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$	8B $[4s^2+3d^7]$	4	انتقالي
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7A	3	ممثل
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3A	3	ممثل
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6A	2	ممثل

4) أحدد عدد الإلكترونات المنفردة في كل عنصر من العناصر الآتية: Co, Cl, O

- Co: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$

ينتهي التوزيع الإلكتروني في المستوى قبل الخارجي $3d^7$

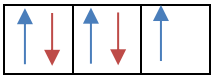
نرسم الأفلاك للمستوى الفرعي 3d ونوزع على قاعدة هوند

عدد الإلكترونات المنفردة = 3

- Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

ينتهي التوزيع الإلكتروني في المستوى الخارجي $3p^5$

نرسم الأفلاك للمستوى الفرعي 3p ونوزع على قاعدة هوند



عدد الإلكترونات المنفردة = 1

- O: $1s^2 2s^2 2p^4$

ينتهي التوزيع الإلكتروني في المستوى الخارجي $3p^5$

نرسم الأفلاك للمستوى الفرعي 3p ونوزع على قاعدة هوند

عدد الإلكترونات المنفردة = 2

5) أستنتج العدد الذري لعنصر يقع في الدورة الرابعة ومجموعة العنصر Cl

الدورة الرابعة: n=4 مجموعة Cl هي 7A في قطاع p ومجموع الإلكترونات يكون للمستويين ⇦ s + p = 7، شكل التوزيع الخارجي $4s^2 3d^{10} 4p^5$

نلاحظ أن المستوى الفرعي d دخل بين المستويين حيث في الدورة الرابعة للجدول يبدأ دخول d في الحسابات

أقرب غاز نبيل في الدورة الثالثة هو $_{18}Ar$ فيكون العدد الذري للعنصر ⇦ 10+ 7 + 18 ⇦ 35

6) أستنتج العدد الذري لعنصر يقع في المجموعة الثالثة ودورة العنصر O

دورة عنصر الأكسجين هي الثانية n=2 المجموعة 3A أي قطاع p، مجموع إلكترونات التكافؤ ⇦ $s^2+p^1=3$

المستوى الخارجي ⇦ $2s^2 2p^1$

قبله الغاز النبيل في الدورة الأولى: $_2[He]$

فيكون العدد الذري ⇦ $_2[He]\ 2s^2 2p^1$ ⇦ 2 + 3 ⇦ 5

7) أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الأيونين Al^{+3}, As^{-3}

الأيون	التوزيع الإلكتروني العادي	التوزيع الإلكتروني بعد التأين
$_{13}Al^{+3}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 \Longrightarrow {}_{10}[Ne]$
$_{33}As^{-3}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 \Longrightarrow {}_{36}[Kr]$

✓ السؤال الثاني: أحدد العدد الذري لعنصر ينتهي توزيعه التوزيع الإلكتروني لأيونه الثنائي السالب بالمستوى الفرعي $3p^6$:

أيون ثنائي سالب بالمستوى الفرعي $3p^6$ فعلينا نزع الإلكترونين ليصبح المستوى الفرعي $3p^4$

نلاحظ أنه من العناصر الممثلة [قطاع p] أي قبله مستوى فرعي s

توزيعه الإلكتروني: $3s^2 3p^4$

أقرب غاز نبيل يقع في الدورة الثانية هو النيون $_{10}Ne$

التوزيع بدلالة الغاز النبيل: $_{10}[Ne]\ 3s^2 3p^4$

العدد الذري: مجموع العدد الذري للنيون وإلكترونات التكافؤ ⇦ 10 + 6 = 16

✓ السؤال الثالث: أحدد العدد الذري لعنصر ينتهي التوزيع الإلكتروني لأيونه الثلاثي الموجب بالمستوى الفرعي $4d^4$:

أيون ثلاثي موجب بالمستوى الفرعي $4d^4$ علينا إضافة ثلاثة إلكترونات

نلاحظ أنه من العناصر الانتقالية [قطاع d] أي قبله مستوى فرعي خارجي 5s تنزل فيه الإلكترونات أولاً لأنه أقل طاقة، وتُنزع منه الإلكترونات أولاً لأنه الأبعد عن النواة

توزيعه الإلكتروني: $5s^2 4d^5$

أقرب غاز نبيل يقع في الدورة الرابعة هو الكربتون $_{36}Kr$

التوزيع بدلالة الغاز النبيل: $_{36}[Kr]\ 5s^2 4d^5$

العدد الذري: مجموع العدد الذري للكربتون ومجموع الإلكترونات ⇦ 36 + 7 = 43

الدرس الثاني: الخصائص الدورية للعناصر

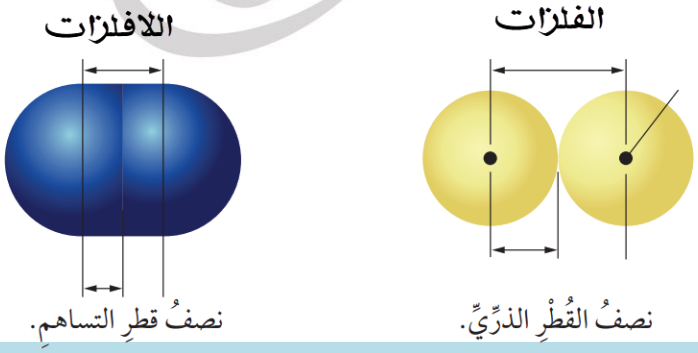
الخصائص الدورية للعناصر

- ✓ موقع العنصر في الجدول الدوري [التوزيع الإلكتروني له] يحدد خصائصه الفيزيائية والكيميائية، تمامًا كموقع بلد ما على الخريطة الجغرافية، من موقعه تتحدد خصائصه المناخية
- ✓ سُميت بالخصائص الدورية لأن تلك الخصائص الفيزيائية والكيميائية تُحدَّد نسبةً لموقع العنصر في الجدول الدوري [المجموعة والدورة]
- ✓ **الخصائص الدورية**:

1- نصف القطر الذري
2- نصف القطر الأيوني
3- طاقة التأين
4- الألفة الإلكترونية
5- السالبية الكهربائية

تنبيه مهم: سيتم دراسة الخصائص الدورية فقط للعناصر الممثلة، يلزم التمكن من التوزيع الإلكتروني وتحديد رقم المجموعة والدورة لأي عنصر - وسيكون هناك مخطط تدرج للخصائص الدورية يلزم من الطالب تثبيته في الذاكرة

نصف القطر الذري



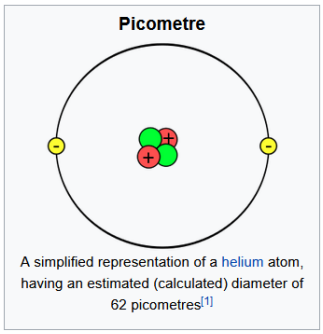
لاحظ من الصورة: المسافة بين نواة الذرتين، نقيسها ثم نقسم القيمة للنصف لينتج نصف القطر

- ✓ تعريف: نصف القطر الذري ⇦ نصف المسافة الفاصلة بين ذرتين متجاورتين في البلورة الصلبة لعنصر الفلز
- ✓ تعريف: نصف القطر التساهمي ⇦ نصف المسافة بين نواتي ذرتي عنصر في الحالة الغازية بينهما رابطة تساهمية

- تعزيز: من الصعوبة قياس نصف قطر الذرة وذلك لصعوبة الحصول على ذرة بشكل منفرد ولانتشار الشحنة الإلكترونية بشكل غير متجانس، فاضطر العلماء إلى قياس نصف القطر الذري بأساليب غير مباشرة:

1- قياس المسافة بين نوى ذرتي عنصر في الحالة الصلبة (فلز) ويتم منه تحديد نصف القطر الذري

2- قياس المسافة بين نوى ذرتي عنصر مترابطتين برابطة تساهمية في الحالة الغازية (لافلز) ويتم منه تحديد نصف القطر التساهمي



سؤال ما وحدة قياس نصف القطر الذري؟ وحدة البيكومتر

تحويلة البيكومتر إلى متر من خلال العلاقة $1\ pm = 10^{-12} m$

سؤال ما العوامل المؤثرة على حجم الذرة ونصف القطر؟

1- في المجموعة الواحدة: عدد الكم الرئيس n [رقم المستوى الخارجي]

كلما ازداد المستوى الخارجي ازداد نصف القطر والحجم الذري

[العلاقة طردية بين عدد الكم الرئيس والحجم الذري [نصف القطر]]

2- في الدورة الواحدة: شحنة النواة الفعالة: كلما ازداد العدد الذري مع ثبات المستويات الداخلية تزداد شحنة النواة الفاعلة فيقل نصف القطر والحجم الذري

[العلاقة عكسية بين شحنة النواة الفعالة والحجم الذري [نصف القطر]]

- ✓ تعريف: شحنة النواة الفعالة ⇦ مقدار شحنة النواة الفعلية التي تؤثر في إلكترونات المستوى الخارجي بعد تأثير الإلكترونات الحاجبة
- ✓ تعريف: الإلكترونات الحاجبة ⇦ هي إلكترونات المستويات الداخلية الممتلئة

سؤال ما هو تأثير الإلكترونات الحاجبة على شحنة النواة الموجبة؟

تقلل من القدرة الفعلية للنواة الموجبة على جذب إلكترونات التكافؤ

سؤال علل: يزداد نصف القطر والحجم الذري بازدياد عدد الكم الرئيس

لأن رقم المستوى الخارجي n يزداد فيزيد بعد إلكترونات التكافؤ عن النواة بالإضافة لزيادة الإلكترونات الحاجبةالتي تقلل تأثير شحنة النواة الفعالة على جذب إلكترونات التكافؤ، فيكبر الحجم الذري ويزيد نصف القطر

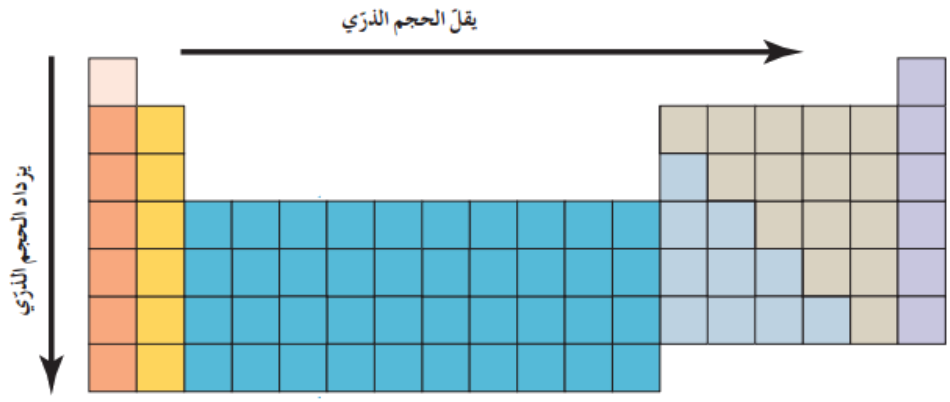
سؤال

علل: يقل نصف القطر والحجم الذري بازدياد العدد الذري في الدورة الواحدة بالاتجاه من اليسار إلى اليمين

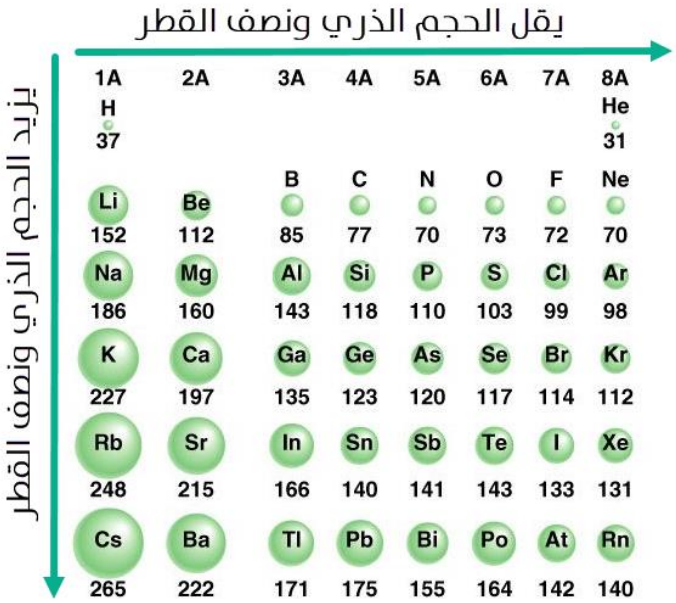
ازدياد العدد الذري مع ثبات عدد الكم الرئيس n [ثبات الإلكترونات الحاجبة الداخلية] يزيد شحنة النواة الفعالة فيزيد تأثير جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فيزداد اقترابها من النواة ثم يقل الحجم الذري ويقل نصف القطر

لتعزيز الفهم: صورة توضيحية

- في المجموعة: تزداد المستويات فتزداد الإلكتروناتها الداخلية [الحاجبة] وينعدم تأثير شحنة النواة الفعالة، أي يقل جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فيزيد الحجم الذري ويزيد نصف القطر
- في الدورة: يزداد العدد الذري مع بقاء المستوى الداخلي نفسه أي ثبات الإلكترونات الحاجبة، فتكون الشحنة الفعالة أقوى لجذب إلكترونات التكافؤ وتقليص حجم الذرة فيقل نصف القطر



التدرّج في نصف القطر الذرّي



مثال من الشكل التالي أحدد رمز العنصر الأكبر حجمًا؟

العنصر Cs

أتحقق ص46: أي الذرتين أكبر حجمًا Be أم Ba؟ أي الذرتين أصغر حجمًا S أم Al؟

من الشكل السابق:

- في المجموعة الواحدة Be – Ba يزداد الحجم لأسفل: Ba > Be
- في الدورة الواحدة Al – S يقل الحجم إلى اليمين: S < Al

مثال ص 46: أوضح أثر شحنة النواة الفعالة في حجوم ذرات العناصر الآتية:

$_{11}Na$, $_{12}Mg$, $_{13}Al$

الطريقة:

a) كتابة التوزيع الإلكتروني للعنصر

b) تحديد الدورة والمجموعة وذلك للمقارنة بين العناصر هل تقع في مجموعة أم دورة

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	المجموعة من إلكترونات التكافؤ	الدورة أكبر n	شحنة النواة الفعالة
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1A	3	11-10=1
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	2A	3	12-10=2
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3A	3	13-10=3

نلاحظ أن العناصر في دورة واحدة أي أن العامل المؤثر عليها في الحجم الذري هو شحنة النواة الفعالة وهي تزداد في الدورة فيقل الحجم الذري ونصف القطر [العلاقة عكسية]

أتدرب أرتب العناصر الآتية حسب ازدياد نصف القطر

$_{6}C$, $_{9}F$, $_{14}Si$

الحل

c) كتابة التوزيع الإلكتروني للعنصر

d) تحديد الدورة والمجموعة وذلك للمقارنة بين العناصر هل تقع في مجموعة أم دورة

e) رسم جدول مبسط كالجدول الدوري يبين موقع كل عنصر ثم نطبق القاعدة للزيادة والنقصان

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	المجموعة من إلكترونات التكافؤ	الدورة أكبر n
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4A	2
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	7A	2
Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	4A	3

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1								
2				C			F	
3				Si				

من الرسم التالي نستنتج: نصف القطر في C أكبر من F وهما في دورة واحدة $F < C$

ونصف القطر في Si أكبر من C وهما في مجموعة واحدة $C < Si$

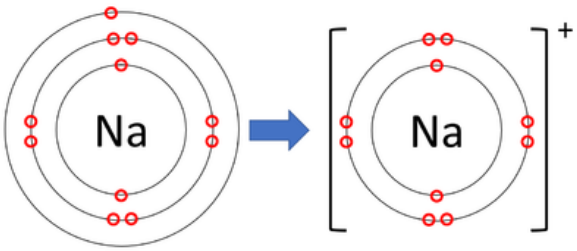
❖ ترتيب العناصر سيكون: $F < C < Si$

نصف القطر الأيوني

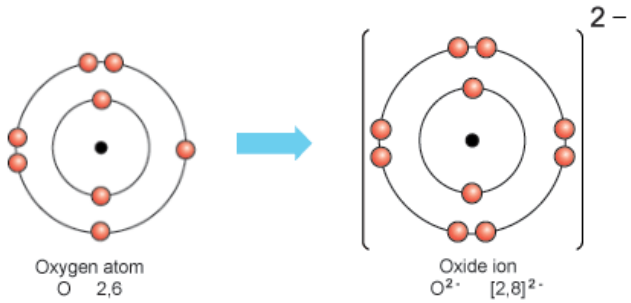
من درس التأين السابق: الذرة المتأينة يختلف توزيعها الإلكتروني، يتغير عدد الإلكترونات في المستوى الخارجي وقد يتغير أيضًا في المستويات الممتلئة

سؤال قارن بين حجم الذرة المتعادلة وحجمها بعد التأين

1- الأيون الموجب [الذرة فقدت إلكترونات]: يقل الحجم الأيوني، والسبب: فقد الإلكترونات يؤدي إلى تقليل عدد مستويات الأيون الرئيسة وزيادة جذب النواة للإلكترونات في المستوى الخارجي



2- الأيون السالب [الذرة اكتسبت إلكترونات]: يزيد الحجم الأيوني، والسبب: كسب الإلكترونات يؤدي إلى زيادة عدد إلكترونات المستوى الخارجي فيزيد التنافر بين الإلكترونات مسببًا زيادة في حجم الأيون السالب



العلاقة طردية بين زيادة إلكترونات التكافؤ وزيادة الحجم الأيوني

أتحقق ص47: أيهما أكبر حجمًا ذرة الأكسجين O أم أيون الأكسيد O^{-2} ؟

نوزع الإلكترونات: $_8O: 1s^2 2s^2 2p^4$

$_8O^{-2}: 1s^2 2s^2 2p^6$

أيون الأكسيد O^{-2} أكبر من ذرة الأكسجين O

لأن إلكترونات التكافؤ زادت فزاد التنافر فزاد الحجم

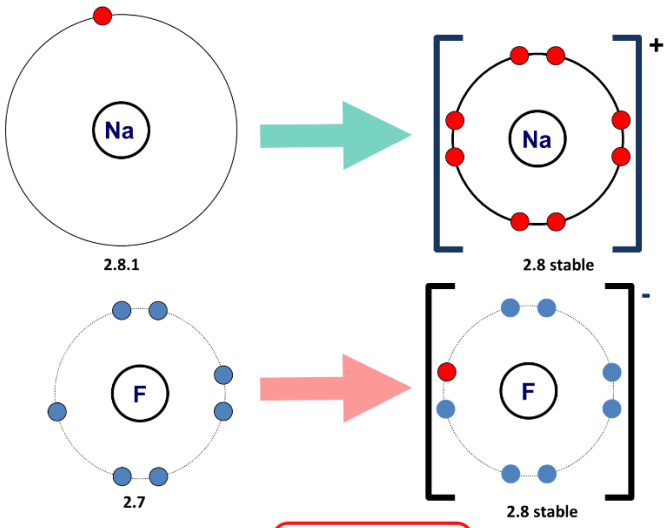
أفكر: ص47: أيهما أكبر حجمًا أيون الفلوريد $_9F^-$ أم أيون الصوديوم $_{11}Na^+$؟

نوزع التوزيع المعتاد ثم الأيوني لكل عنصر

- توزيع ذرة الفلوريد: $_9F: 1s^2 2s^2 2p^5$ التوزيع الأيوني: $_9F^-: 1s^2 2s^2 2p^6$
- توزيع ذرة الصوديوم: $_{11}Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ التوزيع الأيوني: $_{11}Na^+: 1s^2 2s^2 2p^6$

للعنصرين نفس التوزيع الإلكتروني مع اختلاف الشحنة، هنا نطبق قاعدة شحنة النواة الفعالة، وهي تزيد بزيادة البروتونات مقابل الإلكترونات، إذا زادت شحنة النواة الفعالة يقل الحجم الأيوني، الشحنة الفعالة أكبر في Na (11 بروتون مقابل 10 إلكترون) بينما في F (9 بروتون مقابل 10 إلكترون) فالصوديوم أصغر، والفلوريد هو الأكبر

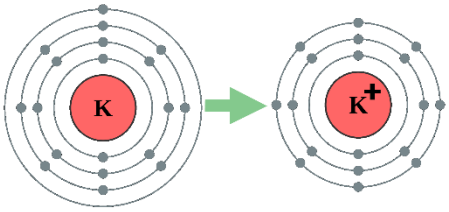
إذًا أيون الفلوريد أكبر حجمًا من أيون الصوديوم



مثال أقارن بين حجم ذرة عنصر البوتاسيوم $_{19}K$ وحجم أيونها الموجب $_{19}K^+$

الجواب: نوزع الإلكترونات: $_{19}K: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

$_{19}K^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



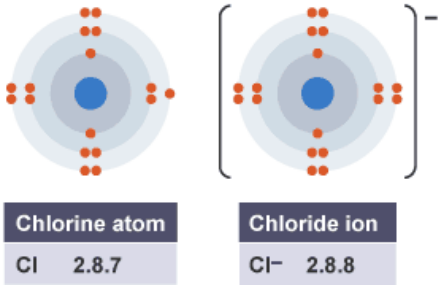
أيون البوتاسيوم K^+ أقل من ذرة البوتاسيوم K

لأن إلكترون التكافؤ فُقِد من المستوى الرابع، فأصبحت ثلاثة مستويات رئيسية فالحجم قلّ

مثال أقارن بين حجم ذرة عنصر الكلور $_{17}Cl$ وحجم أيونها السالب $_{17}Cl^-$

الجواب: نوزع الإلكترونات: $_{17}Cl: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

$_{17}Cl^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



أيون الكلور Cl^- أكبر من ذرة الكلور Cl

بسبب زيادة إلكترون يزداد التنافر فيزداد حجم الأيون

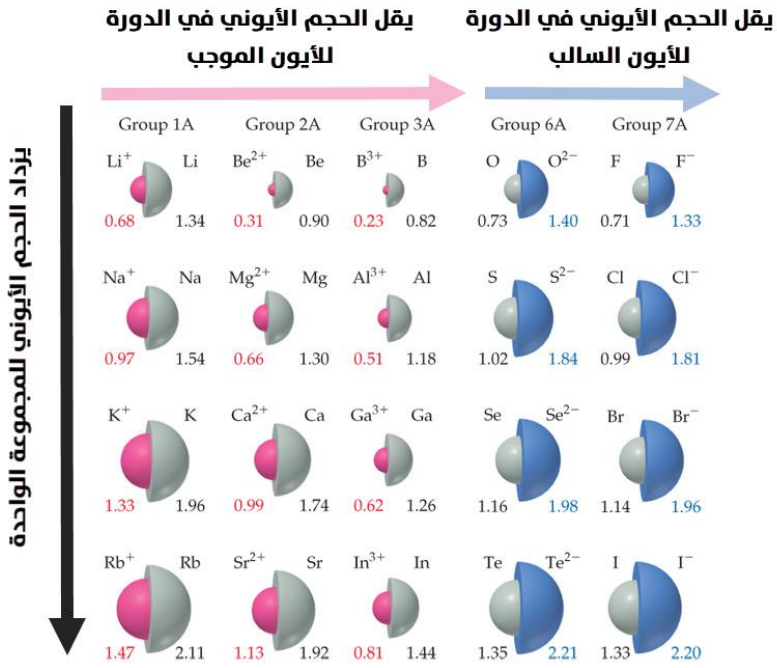
نصف القطر الأيوني خلال الجدول الدوري للعناصر الممثلة

مطلوب فهم الشكل التالي:

1- يقل نصف القطر الأيوني في الدورة الواحدة على مرحلتين:

(1) للأيون الموجب (2) للأيون السالب

2- يزداد نصف القطر الأيوني في المجموعة الواحدة



تنبيهات مهمة:

- الأيون السالب أكبر حجمًا من ذرته المتعادلة، وكلما زادت شحنته السالبة كبر حجمه
- الأيون الموجب أصغر حجمًا من ذرته المتعادلة، وكلما زادت شحنته الموجبة صغر حجمه
- الأيونات السالبة والموجبة التي تتشابه في توزيعها الإلكتروني نتجه إلى عدد البروتونات، عدد بروتونات أكبر من الإلكترونات أي شحنة نواة أكبر وحجم أيوني أقل

مثال: $S^{-2}, Ca^{+2}, Cl^{-1}, P^{-3}, K^{+1}$

$$P^{-3} > S^{-2} > Cl^{-1} > K^{+1} > Ca^{+2}$$

طاقة التأين

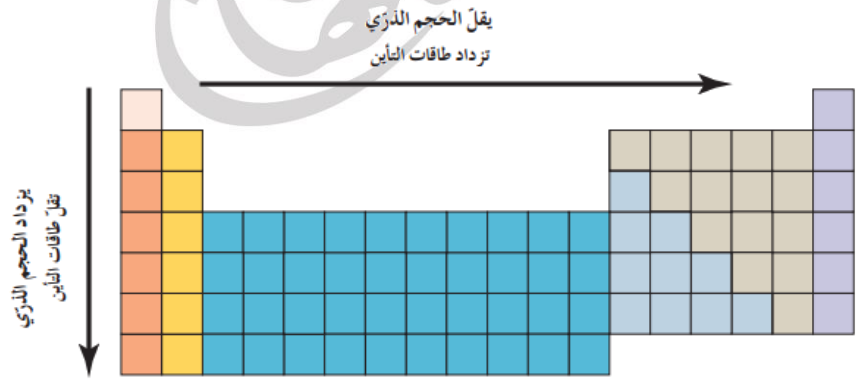
✓ تعريف: طاقة التأين ⇦ الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأبعد عن النواة في الحالة الغازية للذرة أو الأيون

سؤال كيف تفقد الذرة إلكتروناتها وتتحول إلى أيون موجب؟

لا بد من تزويدها بطاقة كافية لنقل الإلكترون إلى المستوى اللانهائي [يفقد ارتباطه بالذرة]

سؤال يدل مقدار طاقة التأين على أمور، اذكرها

1- تعبر عن قوة ارتباط الإلكترون بالنواة [قوة التجاذب بينه والبروتونات] وصعوبة نزعه من الذرة
2- مؤشر لنشاط العنصر في التفاعلات الكيميائية



سؤال وضح: يعتمد مقدار طاقة التأين على نصف القطر الذري

1- في المجموعة الواحدة: كلما ازداد نصف القطر الذري بزيادة المستويات أصبحت الإلكترونات أبعد عن النواة وقل جذب النواة له فيسهل نزعه، أي مقدار طاقة التأين يقل [علاقة عكسية في المجموعة]
2- في الدورة الواحدة: كلما قل نصف القطر الذري، شحنة النواة الفعالة أكبر وتجذب إلكترونات التكافؤ أكثر، فيزداد مقدار طاقة التأين؛ لأنه يصعب نزع الإلكترون [علاقة عكسية في الدورة الواحدة]

3- التغير في طاقة التأين عبر الدورة الواحدة لا يكون تغيرًا مستمرًا تدريجيًّا، يختلف حسب استقرار المستوى الفرعي الخارجي [طاقة تأين أكبر لمستوى فرعي ممتلئ أو نصف ممتلئ]

سؤال من الشكل السابق ماذا تلاحظ بخصوص طاقة التأين للغازات النبيلة [المجموعة الثامنة] أقصى يمين الجدول؟ وضح السبب

طاقة التأين للعناصر النبيلة أعلى من غيرها، لأن طاقة التأين في الدورة الواحدة تزيد بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة التي تجذب إلكترونات التكافؤ فيقل الحجم الذري وأقل حجم ذري هو للنبيلة فيصعب نزع الإلكترون الخارجي فيها

- مهم: العناصر النبيلة مستقرة ومستوياتها مشبعة بالإلكترونات، فأي عنصر يصل لتوزيع الغاز النبيل يحتاج طاقة تأين أكبر لنزع الإلكترون منه

✓ **درجات طاقة التأين:**

1- طاقة التأين الأولى: الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الذرة المتعادلة

$$M_{(g)} + \text{طاقة} \rightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-}$$

2- طاقة التأين الثانية: الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الأيون الأحادي الموجب

$$M^{+}_{(g)} + \text{طاقة} \rightarrow M^{+2}_{(g)} + e^{-}$$

3- طاقة التأين الثالثة: الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الأيون الثنائي الموجب

$$M^{+2}_{(g)} + \text{طاقة} \rightarrow M^{+3}_{(g)} + e^{-}$$

سؤال ما العلاقة بين طاقات التأين الثلاث؟ فسر ذلك

طاقة التأين الثالثة أعلى من الثانية، والثانية أعلى من الأولى؛ تزداد قيم طاقة التأين اللازمة لنزع الإلكترون من الأيون عنها من الذرة المتعادلة، وكل ذلك بسبب زيادة جذب النواة للإلكترونات

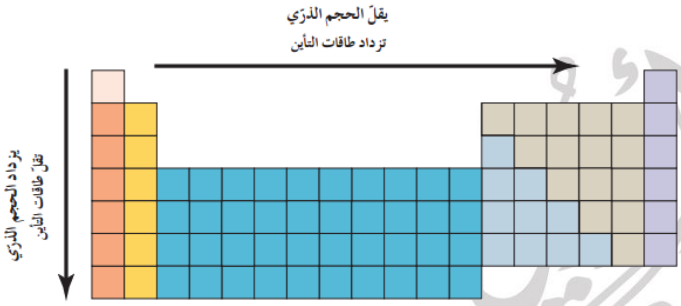
✓ نستنتج مما سبق أن طاقة التأين تختلف من عنصر لعنصر، وتختلف أيضًا في الذرة نفسها من خلال طاقات التأين الثلاث

أتحقق ص51: أرتب العناصر الآتية تبعًا لزيادة طاقة التأين: $_{3}Li$, $_{6}C$, $_{11}Na$, $_{2}He$, $_{10}Ne$

نوزع الإلكترونات لنحدد الدورة والمجموعة أو نحدد ذلك من الجدول الدوري مباشرة:

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	المجموعة من إلكترونات التكافؤ	الدورة أكبر n	
Li	3	$1s^2 2s^1$	2A	2	
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4A	2	
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1A	3	
He	2	$1s^2$	8A	1	نبيل
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	8A	2	نبيل

الجواب:



1- نطبق التدرج عبر الجدول الدوري، أعلى طاقة تأين تكون في الغازات النبيلة، الهيليوم أعلى من النيون في المجموعة، طاقة التأين تقل في المجموعة من أعلى لأسفل: $_{2}He > _{10}Ne$

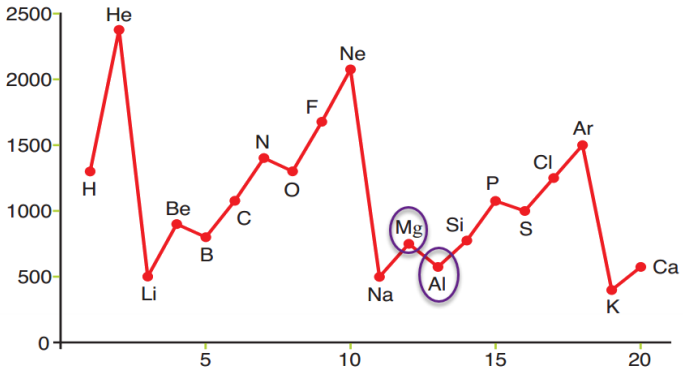
2- في الدورة الثانية يأتي الليثيوم ثم الكربون، كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة ازدادت طاقة التأين لأن الحجم يقل: $_{6}C > _{3}Li$

3- الصوديوم في الدورة الثالثة [أكبر n وأكبر حجم فيسهل النزع منه] فهو أقل طاقة تأين. نجمع العلاقات:

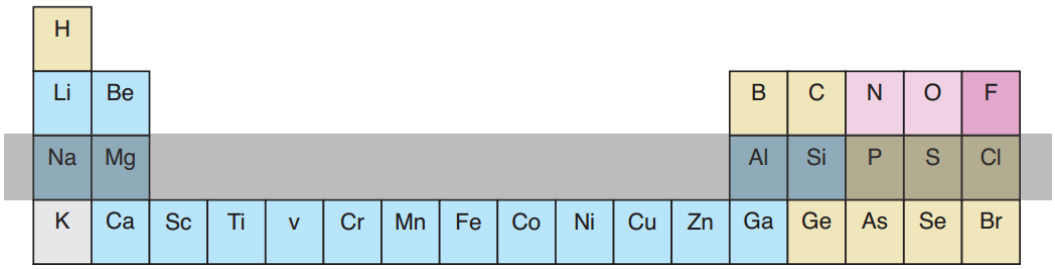
$$He > Ne > C > Li > Na$$

سؤال من الشكل التالي قيم طاقة التأين، ص50: فسر طاقة التأين لـ Mg أعلى من Al

مهم لفهم هذه الرسمة في الكتاب: طاقة التأين الأولى لذرات الدورة الواحدة تكون الزيادة فيها متقطعة وليست زيادة خطية مستمرة



مثال: عناصر في الدورة الثالثة:



1- تزيد طاقة التأين من الصوديوم Na إلى المغنيسيوم Mg

2- ثم تقل من المغنيسيوم إلى الألمنيوم Al

3- ثم تعاود الزيادة من الألمنيوم إلى السيليكون Si والفسفور P

4- ثم تقل من الفسفور إلى الكبريت S

5- ثم تزيد إلى الكلور Cl

6- والآرغون أعلى طاقة تأين في نهاية الدورة الثالثة

سؤال ما السبب طاقة التأين الأولى للمغنيسيوم أعلى من الألمنيوم؟

السبب بالتأكيد في التوزيع الإلكتروني:

توزيع المغنيسيوم: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ أفلاك s ممتلئة فهي أكثر استقرارًا وأصعب لنزع الإلكترون

توزيع الألمنيوم: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ أفلاك p ليست ممتلئة أو نصف ممتلئة فيسهل النزع

المستويات الفرعية الخارجية الممتلئة أو نصف الممتلئة هي أكثر استقرارًا من غيرها، فتتطلب طاقة تأين أعلى لنزع الإلكترون منها

مثال عنصران في دورة واحدة مستواهما الفرعي الخارجي كما يلي، حدد أعلى طاقة تأين

العنصر الأول: $2p^4$ العنصر الثاني: $2p^3$

الجواب: العنصر الثاني له أعلى طاقة تأين لأن مستواه الفرعي الخارجي نصف ممتلئ فهو أكثر استقرارًا ويحتاج طاقة تأين أعلى لنزع الإلكترون

مثال رتب ذرات العناصر $_{16}S$, $_{34}Se$, $_{17}Cl$ حسب زيادة طاقة التأين الأولى:

الطريقة: نوزع ونحدد الدورة والمجموعة ونقارن حسب التدرج في الجدول الدوري بين الدورة والمجموعة الواحدة، وننتبه لاستقرار المستويات الخارجية للعناصر في الدورة الواحدة

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	المجموعة من إلكترونات التكافؤ	الدورة أكبر n	
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7A	3	
Se	34	$1s^2 1p^6 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$	6A	4	
S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	6A	3	

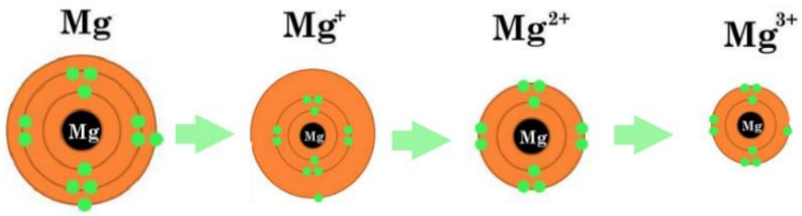
الجواب:

1- في الدورة الواحدة: يأتي الكبريت ثم الكلور، وكلاهما بمستويات خارجية غير مستقرة [غير ممتلئة أو نصف ممتلئة] فيكون الكبريت صاحب طاقة تأين أقل: $Cl > S$

2- في المجموعة الواحدة: يأتي السيلينيوم نفس مجموعة الكبريت لكنه يأتي أسفل منه: له طاقة تأين أقل: $S > Se$

الترتيب النهائي نجمع العلاقتين في علاقة واحدة: $Cl > S > Se$

✓ أفكر ص51: قيم طاقة التأين للمغنيسيوم Mg هي كما يأتي:



ط1: 738

ط2: 1451

ط3: 7730

ط4: 10540

a) أكتب معادلة تمثل طاقة التأين الثانية

$$Mg^{+}_{(g)} + 1451 \rightarrow Mg^{+2}_{(g)} + e^{-}$$

b) أفسر سبب ارتفاع قيمة طاقة التأين الثالثة مقارنة بالأولى والثانية

طاقة التأين الثالثة تكون أعلى بشكل ملحوظ؛ لأن المغنيسيوم $Mg^{+2}_{(g)}$ أصبح مستقرًا مماثلاً لتوزيع عنصر نبيل $[Ne]_{10}$

الألفة الإلكترونية

✓ تعريف: الألفة الإلكترونية ⇦ مقدارُ التغير في طاقة الذرة المتعادلة المقترنُ بإضافة إلكترون إليها في الحالة الغازية

✓ معادلة الألفة الإلكترونية:

$$M_{(g)} + e^{-} \rightarrow M^{-}_{(g)} + \text{طاقة}$$

ملاحظات:

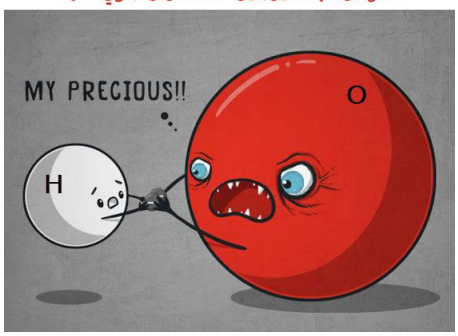
1) تدرج الألفة الإلكترونية عمومًا مثل تدرج طاقة التأين في الجدول الدوري
2) طاقة التأين تضاف للذرة أو الأيون الموجب لنزع إلكترون أو أكثر حتى يصل العنصر إلى الاستقرار
3) الألفة الإلكترونية ناتجة من إضافة إلكترون إلى الذرة المتعادلة حتى تصبح أكثر ثباتًا كأيون سالب
4) كما تُضاف طاقة للذرة من أجل نزع إلكترون، فإنه تصدر طاقة من الذرة عند إضافة إلكترون إليها

السالبية الكهربائية [الكهروسلبية]

✓ تعريف: السالبية الكهربائية ⇦ قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها عند ارتباطها بذرة أخرى

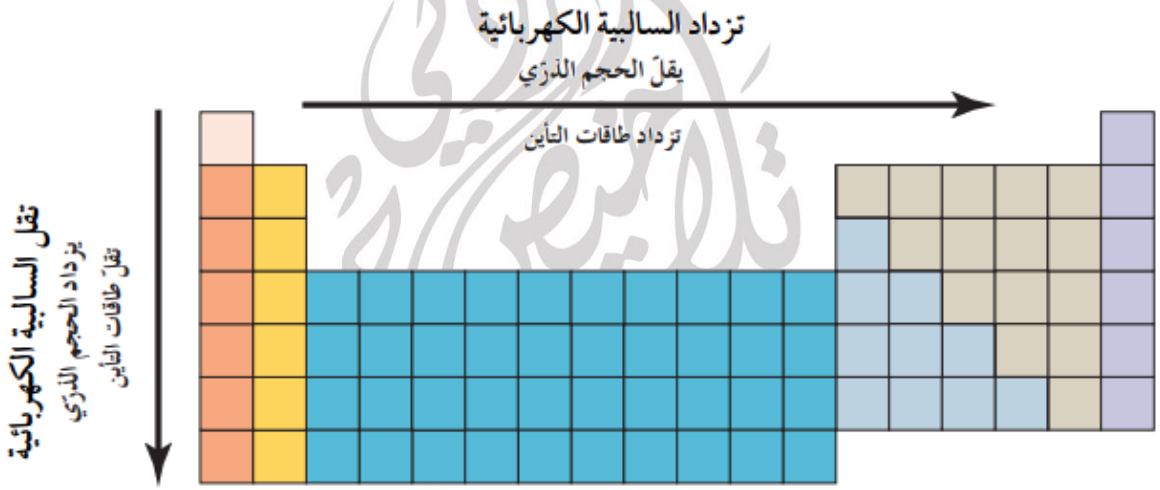
✓ مهم ⇦ السالبية الكهربائية خاصية ذرية عندما تكون الذرة متحدة مع ذرة أخرى، وليست خاصية وهي في حالتها الحرة [المنفردة]

الأكسجين تجذب إلكترونات الرابطة إليه أكثر من الهيدروجين عند تكوين جزيء الماء



سؤال فسر: أصغر الذرات حجمًا هي أكثرها قدرة على جذب إلكترونات الرابطة [أي أنها أعلى سالبية كهربائية]

لأن الحجم الذري الأصغر معناه نصف قطر ذري أقل فيزيد جذب النواة لإلكترونات الرابطة تجاهها، بينما لو زاد نصف القطر الذري فإنه يقل انجذاب إلكترونات الرابطة



✓ **التدرج في خاصية السالبية الكهربائية من خلال الجدول الدروي**

1- في الدورة الواحدة: تزيد السالبية الكهربائية من اليمين إلى اليسار حيث يقل الحجم الذري ويزيد جذب النواة وتزيد طاقة التأين

2- في المجموعة الواحدة: تقل السالبية الكهربائية من الأعلى إلى الأسفل حيث يزيد الحجم الذري ويقل جذب النواة وتقل طاقة التأين

3- نفرق بين طاقة التأين للغازات النبيلة وخاصية السالبية الكهربائية لها، الغازات النبيلة طاقة تأينها عالية، لكنها ضعيفة الارتباط بباقي العناصر لأنها خاملة، إذًا السالبية الكهربائية لها منخفضة جدًّا ولا نقارنها مع العناصر أثناء تدرج السالبية الكهربائية

سؤال ما العلاقة بين السالبية الكهربائية والخواص الدورية الأخرى؟

الكهروسلبية والحجم الذري: العلاقة عكسية

الكهروسلبية وطاقة التأين: العلاقة طردية

سؤال عدِّد العناصر ذات السالبية الكهربائية الأعلى في الجدول الدوري

1- الفلور F أعلى العناصر في الكهروسلبية 2- الأكسجين O 3- النيتروجين N

أتحقق ص52: أرتب العناصر الآتية تصاعديًّا بحسب السالبية الكهربائية:

$_{7}N$, $_{11}Na$, $_{8}O$, $_{16}S$

نوزع الإلكترونات لنحدد الدورة والمجموعة أو نحدد ذلك من الجدول الدوري مباشرة:

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	المجموعة من إلكترونات التكافؤ	الدورة أكبر n
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5A	2
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1A	3
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6A	2
S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	6A	3

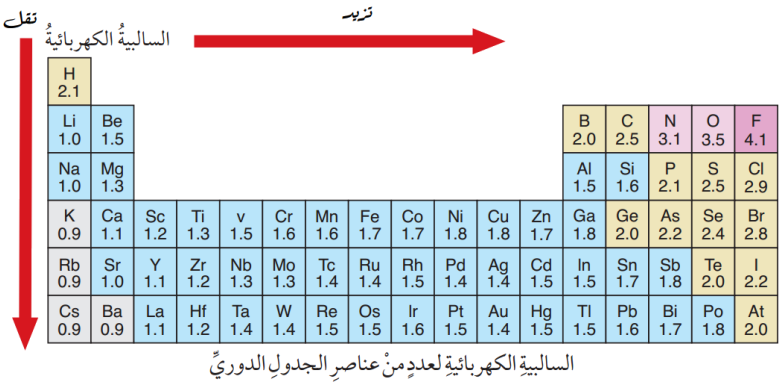
الجواب:

1) في الدورة الثانية: النيتروجين والأكسجين، النيتروجين يسبق الأكسجين، وبالتالي هو أكبر حجم ذري وأقل سالبية كهربائية $O > N$
2) في الدورة الثالثة: الصوديوم والكبريت بحيث الصوديوم يسبق الكبريت، فيكون الصوديوم هو الأكبر حجمًا والأقل كهروسلبية $S > Na$
3) في المجموعة الواحدة [السادسة]: يأتي الأكسجين والكبريت، لكن الأكسجين يسبق الكبريت لأنه في الدورة الثانية، فيكون الأعلى هو الأقل حجمًا، والأكبر كهروسلبية $O > S$
4) نجمع العلاقات لتكون كالتالي:

$Na < S < N < O$

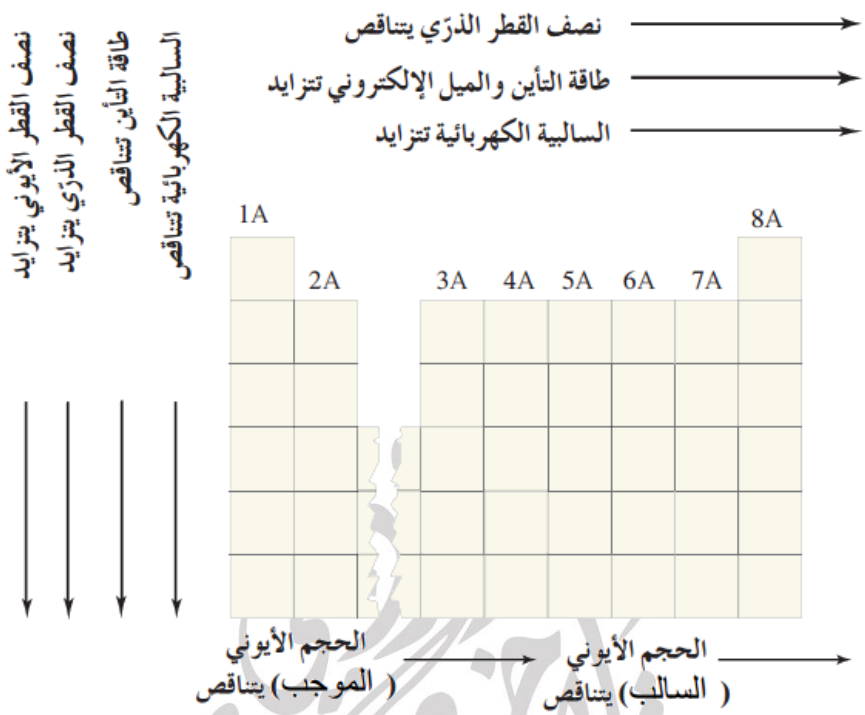
تنبيهات:

1) قيم الكهروسلبية في الجدول الدوري التالي: وحدتها [باولنج]
2) الفلور هو أعلى قيمة في السالبية الكهربائية
3) وأقل قيمة العناصر: Cs
4) العناصر النبيلة لا نبحث بشأنها في هذه الخاصية لأنها خاصية ارتباط بعناصر



السالبيةِ الكهربائيةِ لعددٍ منْ عناصرِ الجدولِ الدوريِّ

هذا الشكل مهم جدًّا ليستمر الطالب على دراسته ورسمه ليطبق التدرج للخصائص الدورية عبر الجدول الدوري [مهم - مهم - مهم]



أتدرب

رتِّب الأيونات والذرات حسب ازدياد نصف القطر، وعلل سبب الزيادة O, O^-, O^{-2}

الحل

الجواب:

الأيون الأحادي السالب O^- أكبر حجمًا وأكبر نصف قطر أيوني من الذرة المتعادلة O

الأيون الثنائي السالب O^{-2} أكبر حجمًا وأكبر نصف قطر أيوني من الأيون الأحادي السالب O^-

فيكون الترتيب: $O < O^- < O^{-2}$

سبب الزيادة: كلما كسبت الذرة أو الأيون إلكترونات زاد التنافر بين إلكترونات المستوى الخارجي وزاد الحجم الذري فزاد نصف القطر الأيوني

أتدرب

رتب الذرات $_{7}N$, $_{5}B$, $_{13}Al$ حسب:

a) ازدياد نصف القطر

b) ازدياد طاقة التأين

c) ازدياد السالبية الكهربائية

الحل

الطريقة:

1- نوزع لنحدد المجموعة والدورة

2- نرسم جدول بسيط فيه العناصر حسب المجموعة والدورة، ونحدد التدرج حسب الجدول

الجواب:

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	المجموعة من إلكترونات التكافؤ	الدورة أكبر n
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3A	3
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	3A	2
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5A	2

نصف القطر: $Al > B > N$ طاقة التأين والسالبية الكهربائية: $N > B > Al$

ورقة عمل [3]

أتدرب

رتِّب التالي حسب الأكبر حجمًا واذكر السبب:

1- Br , Br^-

2- Mg , Mg^+ , Mg^{+2}

الحل

أتدرب

رتب الذرات $_{17}Cl$, $_{12}Mg$, $_{9}F$ حسب:

a) ازدياد نصف القطر

b) ازدياد طاقة التأين

c) ازدياد السالبية الكهربائية

الحل

حل مراجعة الدرس الثاني

✓ السؤال الأول: أوضح المقصود بكل من المفاهيم والمصطلحات الآتية:

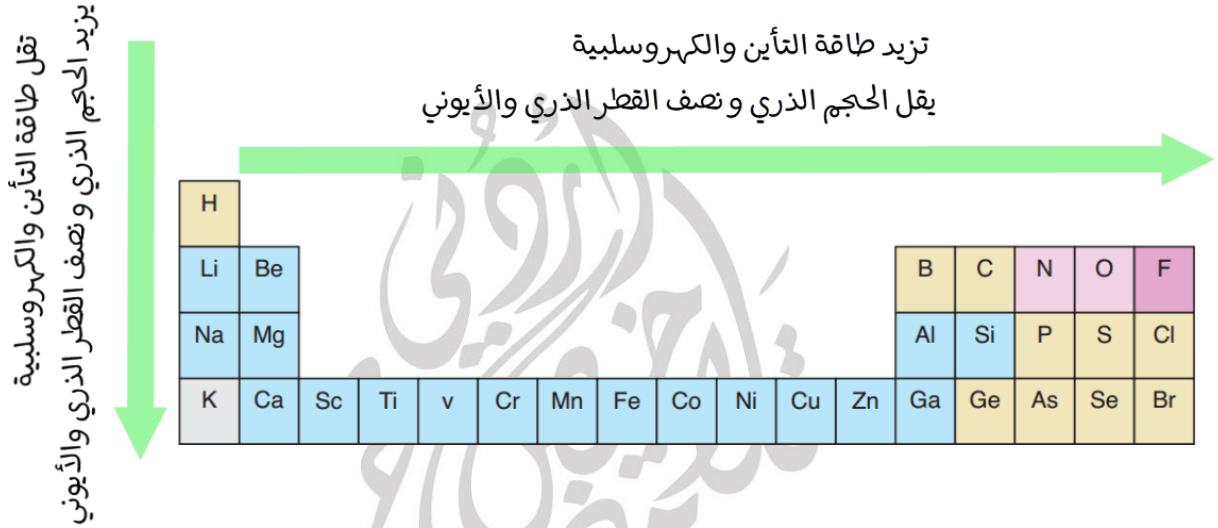
1- نصف القطر الذري: نصف المسافة الفاصلة بين ذرتين متجاورتين في البلورة الصلبة

2- طاقة التأين: الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأبعد عن النواة في الحالة الغازية للذرة أو الأيون

3- الألفة الإلكترونية: مقدار التغير في طاقة الذرة المتعادلة المقترنُ بإضافة إلكترون إليها في الحالة الغازية

4- السالبية الكهربائية: قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها عند ارتباطها بذرة أخرى

✓ السؤال الثاني: مستعينًا بالجدول الدوري وترتيب العناصر فيه، أجيب عن الأسئلة الآتية:



a) أفسر: لماذا يكون الحجم الذري للأكسجين أصغر منه لذرة الكربون؟

الأكسجين والكربون في دورة واحدة: العامل المؤثر هو شحنة النواة الفعالة وهي أكبر في الأكسجين فيزيد جذب إلكترونات التكافؤ ويقل الحجم الذري

b) أفسر: لماذا تكون طاقة التأين الأولى للصوديوم أكبر منها للبوتاسيوم؟

الصوديوم والبوتاسيوم في مجموعة واحدة: يزيد الحجم الذري في المجموعة من أعلى إلى أسفل، الصوديوم حجمه الذري أقل وبالتالي جذب النواة لإلكترونات التكافؤ أكبر، فتحتاج طاقة تأين أعلى لنزع الإلكترونات

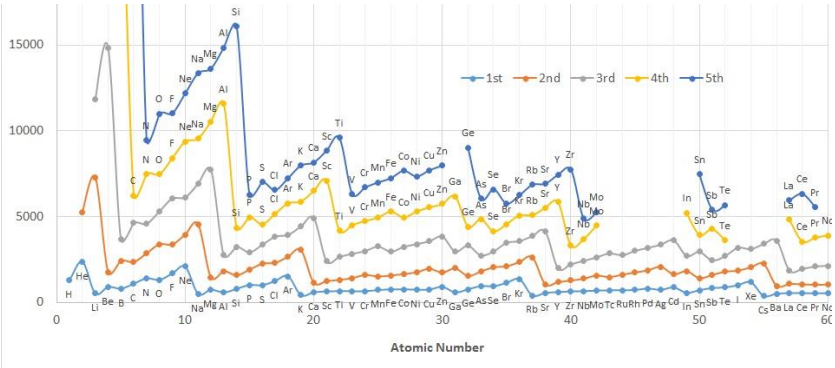
c) أستنتج: أي الأيونات الآتية أكبر حجمًا: N^{-3} , O^{-2}, F^{-1}؟

نوزع الأيونات ونلاحظ التشابه في التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6$ ، الأيون صاحب الإلكترونات الأكثر يزيد التنافر في مستواه الخارجي فيكبر حجمه، وفي نفس الوقت هو الأقل بروتونات وأقل جذب في شحنة النواة الفعالة للإلكترونات

النيتروجين N^{-3} هو الأكبر في الحجم الأيوني

d) أستنتج: أي العناصر الآتية طاقة تأينه الثانية أعلى Mg , N , S؟

- النيتروجين أعلى في طاقة التأين الثانية، وذلك بالبحث عن قيم التأين الثانية من خلال شبكة الإنترنت، حيث في المنهاج لا تتوفر تلك المعلومة إلا لطاقة التأين الأولى الشكل 11 صفحة 50، ولا يجزم الطالب بشكل عام أن العنصر في الدورة التي قبل هو الأعلى في التأين، بل لا بد من علاقة بين عناصر معينة لنستخرج الجواب بدقة، فكان الأفضل لو كان السؤال عن طاقة التأين الأولى، أو كان العنصر هو الفسفور بدل الكبريت، حيث الفسفور يشترك مع النيتروجين في المجموعة ويشترك مع المغنيسيوم في الدورة، فيأتي الجواب من علاقة التدرج والمقارنة أن النيتروجين هو الأعلى



e) أستنتج: أي العناصر الآتية حجمه الذري أصغر: B , C , N؟

كل العناصر في الدورة الثانية على الترتيب، يقل الحجم الذري كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين

البورون 3A والكربون 4A والنيتروجين 5A

النيتروجين هو أقلهم في الحجم الذري

f) أستنتج: أي العناصر الآتية أكثر سالبية كهربائية: S , Si, Cl؟

كل العناصر في الدورة الثالثة، تزداد السالبية الكهربائية كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين

السيليكون 4A والكبريت 6A والكلور 7A

الكلور أقصى يمين الجدول: فهو أكثرهم سالبية كهربائية

g) أفسر: لماذا يزيد حجم الأيون السالب على حجم ذرته؟

الأيون السالب يكتسب إلكترونات في مستواه الخارجي فيزيد تنافر بين الإلكترونات ليزداد الحجم الأيوني كنتيجة لذلك

h) أفكر: ما سبب الانخفاض الكبير في طاقة التأين الأولى للعناصر التي تلي الغازات النبيلة في الجدول الدوري؟

العناصر التي تلي الغازات النبيلة هي المجموعة الأولى في الجدول الدوري، كل عنصر في المجموعة الأولى يكون هو الأكبر في الحجم الذري بين عناصر الدورة الواحدة فيسهل نزع الإلكترون منه ليصل إلى وضع الاستقرار مثل الغاز النبيل الذي يسبقه، وبالتالي طاقة التأين الأولى هي الأقل

✓ السؤال الثالث: أكتب معادلة كيميائية تمثل:

a) اكتساب ذرة عنصر طاقة لفقد إلكترون واحد

$$M_{(g)} + \text{طاقة} \rightarrow M^{+1}_{(g)} + e^-$$

b) إضافة إلكترون واحد إلى ذرة عنصر وانطلاق طاقة

$$M_{(g)} + e^- \rightarrow M^{-1}_{(g)} + \text{طاقة}$$

✓ السؤال الرابع: أفكر لماذا تكون طاقة تأين العنصر $_7N$ أعلى منها للعنصر $_8O$ بالرغم من أن العدد الذري N أصغر من العدد الذري O؟

طاقة التأين لا تزداد بشكل خطي في الدورة الواحدة، والسبب التوزيع الإلكتروني لإكترونات التكافؤ

النيتروجين: يكون المستوى الخارجي $2p^3$ نصف ممتلئ أي مستقر

الأكسجين: يكون المستوى الخارجي $2p^4$ وهذا التوزيع غير مستقر مثل النيتروجين فيكون النزع منه أسهل وطاقة التأين له أقل من النيتروجين

✓ السؤال الخامس: أستنتج: ما علاقة قيم طاقة التأين بعدد إلكترونات التكافؤ للذرات؟

✓ كلما زادت إلكترونات التكافؤ في الدورة الواحدة زادت شحنة النواة الفعالة فقل الحجم الذري، وزادت طاقة التأين اللازمة لنزع الإلكترون، العلاقة طردية

حل مراجعة الوحدة الثانية

✓ السؤال الأول: أوضح المقصود بكل من المفاهيم والمصطلحات الآتية:

a) شحنة النواة الفعالة: مقدار شحنة النواة الفعلية التي تؤثر في إلكترونات المستوى الخارجي بعد تأثير الإلكترونات الحاجبة

b) الحجم الأيوني: حجم الأيون الناتج من زيادة عدد الإلكترونات أو نقصانها

c) طاقة التأين الثانية: الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الأيون الأحادي الموجب في الحالة الغازية

✓ السؤال الثاني: أكتب التوزيع الإلكتروني لكل عنصر من العناصر الآتية: Cu , Ge , Mn , S بدلالة العنصر النبيل المناسب لكل منها ثم أجب عما يأتي:

a) ما رقم الدورة ورقم المجموعة لكل عنصر من هذه العناصر؟

b) ما عدد الإلكترونات المنفردة في ذرة كل منها؟

c) ما عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة العنصر S؟

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	القطاع	المجموعة	الدورة	e^- منفردة	e^- التكافؤ
Cu	29	$[Ar]4s^1 3d^{10}$	d	1B	4	1	
Ge	32	$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^2$	p	4A	4	2	
Mn	25	$[Ar]4s^2 3d^5$	d	7B	4	5	
S	16	$[Ne]3s^2 3p^4$	p	6A	3	2	6

ملاحظة مهمة: الإلكترونات المنفردة تكون للمستوى الذي ينتهي عنده التوزيع الإلكتروني، في النحاس حالة شاذة فنعتبر المستوى الخارجي s رغم أن التوزيع ينتهي في المستوى d

d) ما أكبر عدد من الإلكترونات التي لها اتجاه الغزل نفسه في المستوى الخارجي للذرة Ge؟

المستوى الخارجي Ge: $4s^2 4p^2$ [ثلاثة إلكترونات، واحد في s واثنان في p]

e) ما أكبر عدد من الإلكترونات التي لها اتجاه الغزل نفسه في ذرة S؟

على اعتبار المطلوب في المستوى الخارجي S: $3s^2 3p^4$ فيكون الجواب:

[أربعة إلكترونات، واحد في s وثلاثة في p]

f) أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من S^{-2} , Mn^{+4}

Mn ⇦ $[Ar]4s^2 3d^5$ ⇦ Mn^{+4} ⇦ $[Ar]\ 3d^3$

S ⇦ $[Ne]3s^2 3p^4$ ⇦ S^{-2} ⇦ $[Ne]3s^2 3p^6$ ⇦ [Ar]

✓ السؤال الثالث: أكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر:

a) من الدورة الثالثة والمجموعة الرابعة عشر

المجموعة 14 أي الرابعة A في القطاع p [مجموع إلكترونات التكافؤ 4= 2 + 2] الدورة 3

$[Ne]\ 3s^2 3p^2$ ⇦ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

b) من الدورة الرابعة، والمجموعة السادسة B

المجموعة 6B أي قطاع d ومجموع الإلكترونات 6 = 4 + 2 ، الدورة 4، المستوى لـ d = 3

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ ⇦ الصحيح $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

ننتبه لهذا التوزيع: لا بد من أن يكون d ممتلئ أو نصف ممتلئ و s نصف ممتلئ، [حالة شاذة في التوزيع الإلكتروني]

c) ينتهي توزيعه الإلكتروني بالمستوى الفرعي $4p^2$

قطاع p في الدورة الرابعة التي يبدأ فيها ظهور d ومستواه يكون n=3

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$

d) ينتهي التوزيع الإلكتروني لأيونه الثنائي السالب بالمستوى الفرعي $3p^6$

التوزيع الإلكتروني للأيون الثنائي السالب: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

التوزيع الإلكتروني للذرة المتعادلة [نزع $2e^-$]: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

e) ينتهي التوزيع الإلكتروني لأيونه الثلاثي الموجب بالمستوى الفرعي $4d^3$

إذا كان أيون موجب في العناصر الانتقالية فإن مستوى s يكون هو الفاقد الأول للإلكترونات

التوزيع الإلكتروني للأيون الثلاثي الموجب: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^0 4d^3$

التوزيع الإلكتروني للذرة المتعادلة [إضافة $3e^-$]: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4$

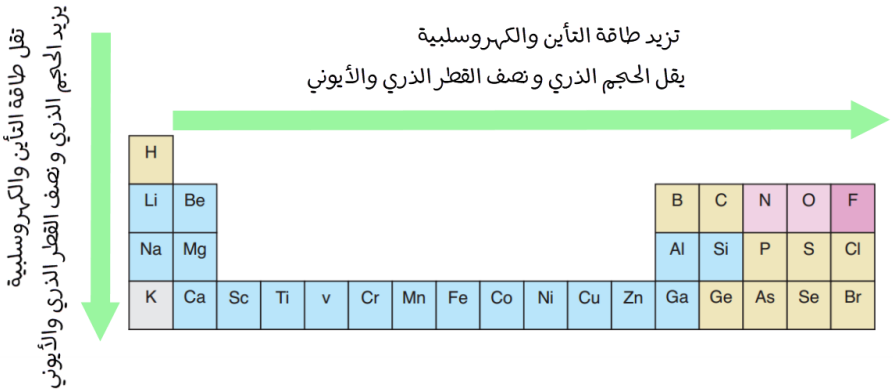
وبسبب الشذوذ الإلكتروني فإنه يلزم أن يكون هنا d و s نصف ممتلئ من أجل الاستقرار

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^5$

✓ السؤال الرابع: أحدد أكبر ذرة حجمًا في كل زوج من الأزواج الآتية:

(Mg , Na) (Si , C) (F , Cl) تنبيه: يجب أن تنظر إلى الجدول الدوري لتحدد الأكبر حجمًا

العنصر	الترتيب في الجدول الدوري	الأكبر حجمًا
Mg - Na	في دورة واحدة Na قبل Mg	Na
Si - C	في مجموعة واحدة C قبل Si	Si
F - Cl	في مجموعة واحدة F قبل Cl	Cl



يجب أن نتذكر هذا التدرج عبر الجدول الدوري كلما اشتغلنا على الخصائص الدورية

✓ السؤال الخامس: أحدد الأصغر حجمًا في كل من الأزواج الآتية:

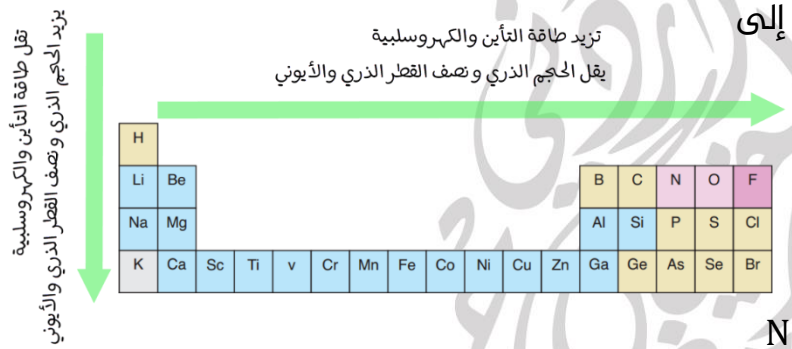
(O^{-2}, Mg^{+2}) (S, S^{-2}) (Ca, Ca^{+2})

العنصر	الأصغر حجمًا	السبب
$Ca - Ca^{+2}$	Ca^{+2}	فقدان الإلكترونات الخارجية، يقل عدد المستويات، فالأيون الموجب هو الأصغر
$S - S^{-2}$	S	زيادة الإلكترونات الخارجية يزيد التنافر، فالأيون السالب هو الأكبر والذرة المتعادلة هي الأصغر
$O^{-2} - Mg^{+2}$	Mg^{+2}	نفس التوزيع الإلكتروني بعد التأين، البروتونات أكثر من الإلكترونات في المغنيسيوم، شحنة النواة تزيد فيزيد الجذب ويقل الحجم

✓ السؤال السادس: أي الذرات تملك أعلى طاقة تأين في الأزواج الآتية:

(He, Ne) (N, Be) (Na, K)

ننظر إلى الجدول الدوري وعلاقة التدرج لطاقة التأين مع الدورة ومع المجموعة



- العناصر النبيلة دائمًا من غير النظر إلى الجدول، لها أعلى طاقة تأين، الهيليوم هو أعلى المجموعة فهو الأعلى طاقة بسبب صغر حجمه، $He > Ne$
- N, Be في دورة واحدة، Be يسبق N أقل طاقة تأين لأنه أكبر حجمًا، $N > Be$
- Na, K في مجموعة واحدة، Na أعلى من K فهو أعلى طاقة تأين لأنه أصغر حجمًا، $Na > K$

✓ السؤال السابع: أفسر:

a) تتناقص حجوم الذرات في الدورة الثالثة بالاتجاه من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري

في الدورة الواحدة تزيد شحنة النواة الفعالة فيزيد الجذب لإلكترونات التكافؤ ويقل الحجم

b) تتناقص طاقة تأين عناصر المجموعة الواحدة بالاتجاه من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري

في المجموعة الواحدة يزداد الحجم الذري بسبب زيادة مستويات الطاقة، فيسهل نزع الإلكترون وتتناقص طاقة التأين

c) تزداد حجوم الأيونات السالبة مقارنة بحجوم ذراتها

الأيون السالب يكتسب إلكترونًا في المستوى الخارجي فيزيد التنافر بين الإلكترونات ويزداد الحجم الأيوني عن حجم الذرة المتعادلة

✓ السؤال الثامن: أدرس الجدول الآتي ثم أجيب عن الأسئلة التي تليه:

W											E		M		X	D
	Y												R			
V			U		Z						P		T			

a) أكتب التوزيع الإلكتروني لكل ذرة من ذرات العناصر الآتية Z , Y , M

b) ما رقم مجموعة كل عنصر من العناصر الآتية: V , X , U ؟

نرقم الجدول حسب رموز العناصر الممثلة A والانتقالية B ونحدد القطاعات: s , p , d

العنصر	القطاع	المجموعة	الدورة	التوزيع الإلكتروني	العدد الذري	e^- منفردة	e^- التكافؤ
W	s	1A	2	$1s^2 2s^1$	3		
E	p	3A	2	$1s^2 2s^2 2p^1$	5		3
M	p	5A	2	$1s^2 2s^2 2p^3$	7		
X	p	7A	2	$1s^2 2s^2 2p^5$	9		7
D	p	8A	2	$1s^2 2s^2 2p^6$	10		
Y	s	2A	3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	12		2
R	p	5A	3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	15	3	
V	s	1A	4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	19		
U	d	4B	4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	22		
Z	d	6B	4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$	24		
P	d	2B	4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	30		
T	p	4A	4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$	32		

c) ما العدد الذري لعنصر من دورة العنصر V ومجموعة العنصر E؟

الدورة الرابعة n =4 والمجموعة الثالثة 3A ⇦ $_{18}[Ar]\ 4s^2 3d^{10} 4p^1$ ⇦ 31

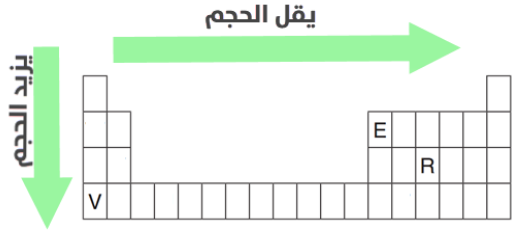
d) ما عدد الإلكترونات المنفردة في المستوى الخارجي لذرة العنصر R؟ في الجدول

e) ما عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة كل عنصر من العناصر الآتية: X , Y , E؟ في الجدول

f) أي العناصر الآتية حجمه الذري أكبر: V , R , E؟

ننظر إلى التدرج عبر الجدول الدوري ونحدد العلاقة بين كل عنصر والآخر، للأسف لا توجد علاقة

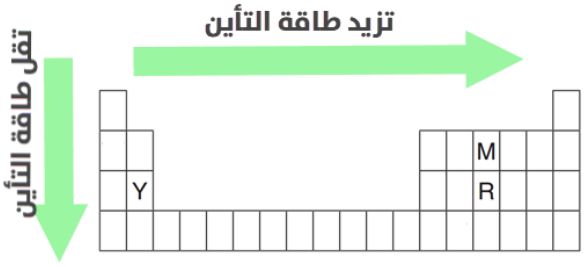
ولذا سنعتبر عناصر أقصى اليمين أقل حجمًا من أقصى اليسار وبالتالي يكون الأكبر حجمًا هو V خاصة أن له عدد كم رئيس أكبر



g) أي العناصر الآتية طاقة تأينه الثانية أعلى: R , Y , M؟

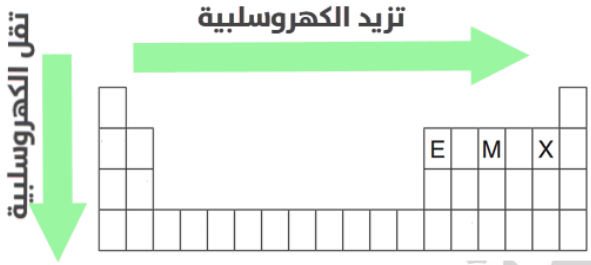
ننظر إلى التدرج عبر الجدول الدوري ونحدد العلاقة بين كل عنصر والآخر

نقارن بين العناصر:



- في الدورة الواحدة: R > Y
- في المجموعة الواحدة: M > R
- نوحد العلاقات: M > R > Y

h) أي العناصر الآتية له أقل سالبية كهربائية M , X , E؟



ننظر إلى التدرج عبر الجدول الدوري ونحدد العلاقة بين كل عنصر والآخر

كل العناصر في دورة واحدة، فيكون العنصر E هو الأقل سالبية كهربائية

✓ السؤال التاسع: أكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر الآتية ثم أجيب عن الأسئلة التي تليه:

$_{7}N$ $_{8}O$ $_{10}Ne$ $_{11}Na$ $_{12}Mg$ $_{17}Cl$ $_{23}V$

- $_{23}V: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
- $_{17}Cl: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- $_{12}Mg: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- $_{11}Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- $_{10}Ne: 1s^2 2s^2 2p^6$
- $_{8}O: 1s^2 2s^2 2p^4$
- $_{7}N: 1s^2 2s^2 2p^3$

a) ما عدد الإلكترونات المنفردة في كل عنصر من العناصر الآتية: N , Cl , Mg؟

Mg = 0 , Cl = 1 , N = 3

b) أكتب التوزيع الإلكتروني للأيون V^{+2}

- $_{23}V: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$

c) أي العنصرين طاقة تأينه أقل Na , Mg؟

كلاهما في الدورة الثالثة، الصوديوم يسبق المغنيسيوم فحجمه أكبر، وطاقة تأينه أقل

d) أي العنصرين حجمه الذري أكبر O , Cl؟

الأكسجين في الدورة 2 بينما الكلور في الدورة 3، كلما اتجهنا لأسفل في الدورة زاد الحجم، الكلور أكبر من الأكسجين

e) أي هذه العناصر له أعلى طاقة تأين ثانية؟

الصوديوم Na لأن الإلكترون الثاني يتم نزعه من توزيع مستقر يشبه توزيع النيون

f) أي هذه العناصر له أعلى سالبية كهربائية؟

الأكسجين O هو الأعلى بين العناصر السابقة، موقعه أعلى المجموعات وأقصى يمين الجدول

يتذكر الطالب دائمًا ترتيب أعلى عناصر في الكهروسلبية: F > O > N

✓ السؤال العاشر: العنصر X هو من عناصر الدورة الثانية وقيم طاقة التأين له:

ط1 = 900 ط2= 1757

ط3= 14850 ط4= 21007

a) أحدد رقم مجموعة العنصر X

الارتفاع الشديد في ط3 يعني أن العنصر فقد إلكترونين ووصل إلى الاستقرار الشبيه للعنصر النبيل في الدورة الأولى [He] فيكون العنصر في المجموعة الثانية 2A

b) أكتب التوزيع الإلكتروني للأيون X^+

- X: $1s^2 2s^2$
- X^+: $1s^2 2s^1$

✓ السؤال الحادي عشر: أدرس في ما يأتي العناصر الافتراضية المتتالية في عددها الذري بالجدول الدوري ثم أجيب عن الأسئلة التي تليه:

R G X $_{11}$D M Z Y

- أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر X

- $_{10}X$: $1s^2 2s^2 2p^6$

- ما مجموعة كل عنصر من العناصر الآتية: R , D , Y؟

- $_{8}R$: $1s^2 2s^2 2p^4$
- $_{11}D$: $1s^2 2s^2 2p^6 2s^1$
- $_{14}Y$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

مجموعة العناصر: R = 6A / D = 1A / Y = 4A

- أي هذه العناصر له أعلى طاقة تأين ثالثة؟

$_{12}M$ حيث التأين الثالث معناه نزع إلكترون ثالث وقد وصلت M^{+2} لحالة الاستقرار $_{10}$[Ne]

- أي هذه العناصر له أقل طاقة تأين؟

نوزع العناصر: نلاحظ من الجدول ومع معرفتنا للتدرج عبر الجدول الدوري لطاقة التأين: أن أقل طاقة تأين تكون كلما اتجهنا لأسفل أي زاد عدد الدورة فيكون n=3، وكلما اتجهنا لبداية الجدول أي أقل رقم مجموعة 1A، العنصر هو D

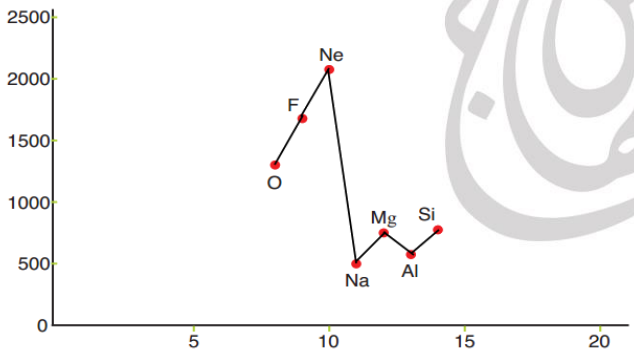
العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	المجموعة	الدورة
R	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6A	2
G	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	7A	2
X	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	8A	2
D	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1A	3
M	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	2A	3
Z	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3A	3
Y	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	4A	3

- أي هذه العناصر أيونه الثنائي الموجب ذو أعلى سالبية كهربائية؟

الأيونات الموجبة تناسب العناصر M , Z , Y وهي في المجموعات 2A-3A-4A كلها بالدورة الثالثة، والثنائي موجب يناسب المجموع الثانية والرابعة، وحيث كلما اتجهنا إلى يمين الجدول زادت السالبية الكهربائية، فيكون العنصر Y هو الأعلى سالبية كهربائية

- أعمل رسمًا بيانيًّا يمثل تغير طاقة التأين لهذه العناصر بزيادة العدد الذري

يستفيد الطالب من الرسم البياني ص50 في الكتاب، يقارن العدد الذري برموز العناصر نفسها، ليعيد الرسم البياني بنفس قيم طاقة التأين



✓ السؤال الثاني عشر: تستخدم مركبات الباريوم ومركبات اليود بوصفها مواد تباين (مظللة) في التصوير بالأشعة السينية الملونة لبعض الأعضاء الداخلية والأوعية الدموية في الجسم، فهي تكسبها لونًا مميزًا؛ مما يجعل تصويرها واضحًا.

✓ أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الباريوم Ba واليود I ثم أحدد موقع كل منهما (رقم الدورة، ورقم المجموعة) في الجدول الدوري

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	بدلالة الغاز النبيل	المجموعة	الدورة
Ba	56	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$	$_{54}[Xe] 6s^2$	2A	6
I	53	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$	$_{36}[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^5$	7A	5

✓ السؤال الثالث عشر: أضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة لكل جملة مما يأتي:

1. المستوى الفرعي الذي يُملأ أولاً بالإلكترونات هو:

- 4d
- **4p**
- 5p
- 5s

2. عدد البروتونات في الذرة التي تركيبها الإلكتروني $[Ne]3s^23p^4$:

- 6 بروتونات
- 8 بروتونات
- **16** بروتونًا
- 24 بروتوناً

3. يعد العنصر انتقاليًّا رئيسًا إذا انتهى توزيعه الإلكتروني بأفلاك المستوى الفرعي:

- s
- p
- **d**
- f

4. عدد إلكترونات التكافؤ لذرة تركيبها الإلكتروني $1s^22s^22p^63s^23p^4$ هو:

- إلكترونان
- 4 إلكترونات
- **6** إلكترونات
- 16 إلكترونًا

5. أصغر ذرة حجمًا من الذرات الآتية هي:

- $_{14}Si$
- **$_{16}S$**
- $_{20}Ca$
- $_{32}Ge$

6. الذرة التي لها أعلى طاقة تأين ثالثة من الذرات الآتية هي:

- $_{17}Cl$
- $_{13}Al$
- $_{19}K$
- **$_{20}Ca$**

7. المعادلة التي تمثل طاقة التأين الرابعة للمغنيسيوم هي:

- $Mg_{(g)} \rightarrow Mg^{+4}_{(s)} + 4e^-$
- $\boldsymbol{M^{+3}_{(g)} \rightarrow Mg^{+4}_{(g)} + e^-}$
- $M^{+2}_{(g)} \rightarrow Mg^{+3}_{(g)} + e^-$
- $M^{+4}_{(g)} \rightarrow Mg^{+5}_{(g)} + e^-$

8. تشير الطاقة في المعادلة $O_{(g)} + e^- \rightarrow O^-_{(G)} + 141kj/mol$ إلى:

- طاقة التأين للأكسجين
- الكهروسلبية للأكسجين
- الألفة الإلكترونية للأكسجين
- طاقة التأين الثانية للأكسجين

تم بحمد الله وتوفيقه

الدوسية شاملة لمادة الكتاب بالإضافة للحلول والتدريبات الإضافية

وفيها معلومات إضافية يستطيع الطالب تحديد المادة المطلوبة

من المنهاج على الدوسية عند مقارنتها بالكتاب