



الصف الحادي عشر

# الكيمياء

الفصل الدراسي الأول



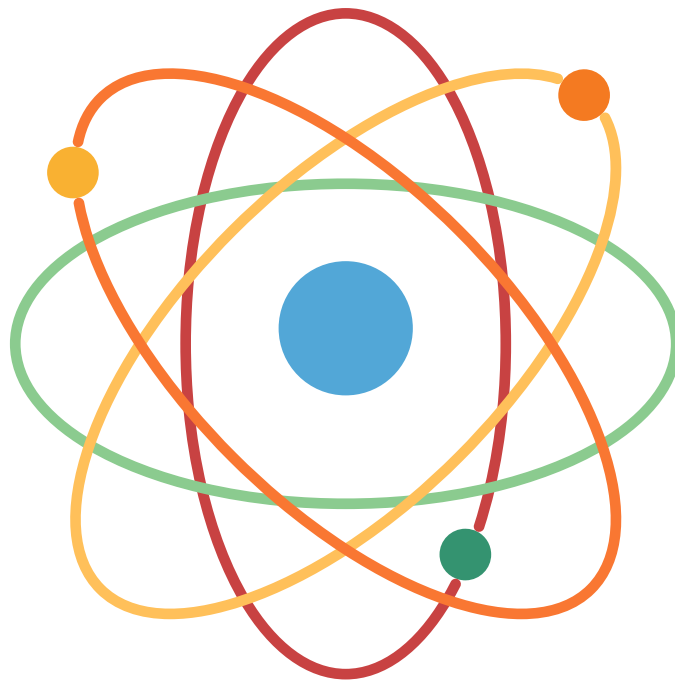
إعداد الطالب: عبدالله يسري

 n7aa\_3



# الوحدة الأولى التركيب الذري

## الدرس الأول : مكونات الذرة

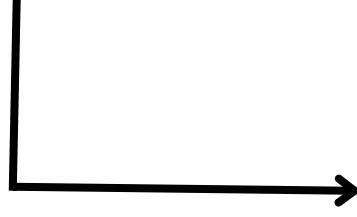




## أهداف الدرس ومعايير النجاح

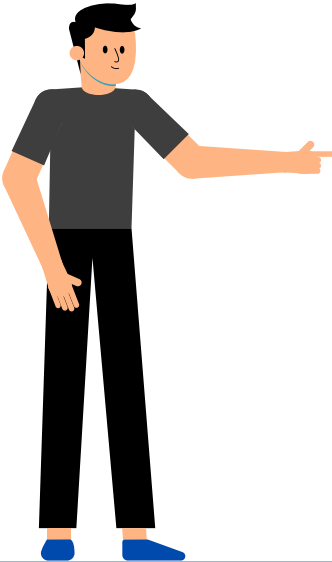


قم بالضغط على الأيقونة التالية حتى  
تتمكن من الوصول إلى الملف :



أو

قم بمسح ال QR  
code التالي :-





# تركيب الذرة



تتشكل جميع عناصر الطبيعة  
من ذرات ، حيث أن الذرة هي  
أصغر جزء في العنصر .

معلومات حطها  
في بالك :-



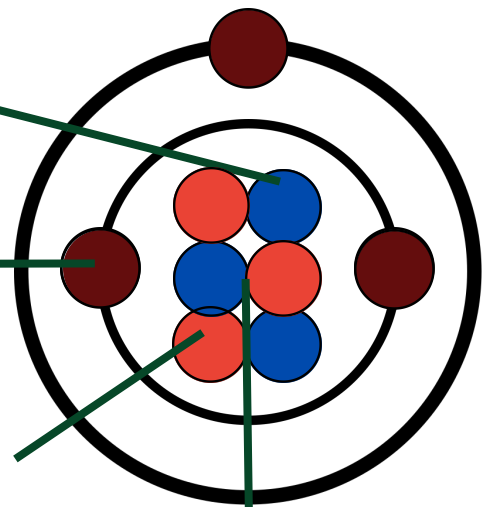
1. تتركز كتلة الذرة داخل  
النواة .

2. تتكون النواة من جسيمات  
تسمى النيوكليونات ،  
وهما نوعان : البروتونات  
(p+) و النيترونات (n) .

نيوترون يرمز له  
بالرمز (n)

إلكترون يرمز له  
بالرمز (e-)

بروتون يرمز له  
بالرمز (p+)



النواة

## أنواع الجسيمات في الذرة

النيوترون  
جسيم  
عديم  
الشحنة  
(متعادل)

الإلكترون  
جسيم  
سالب  
الشحنة

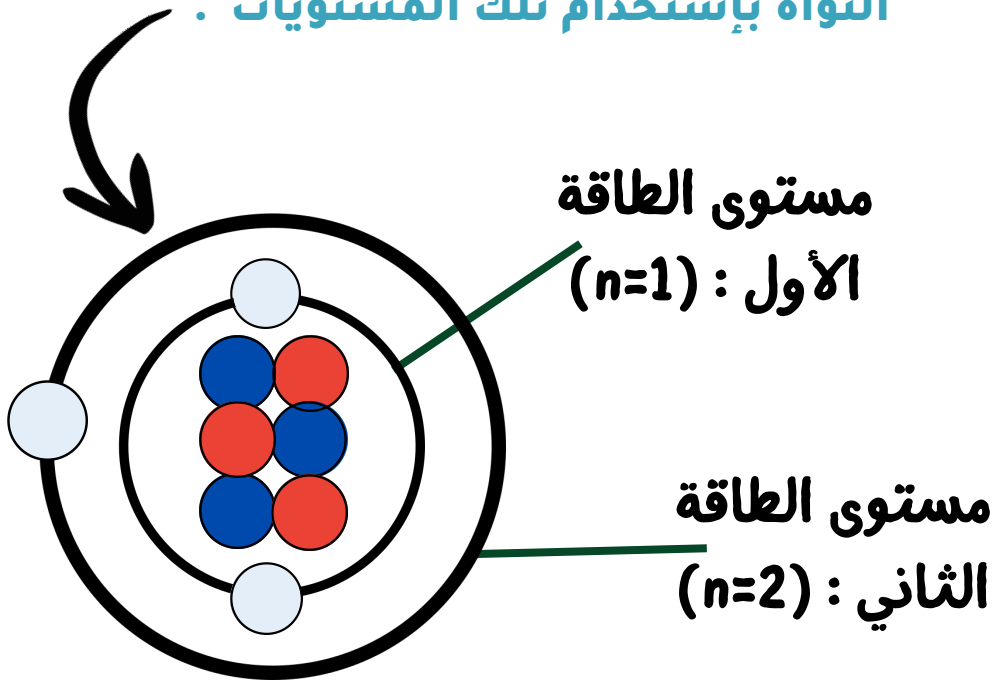
البروتون  
جسيم  
موجب  
الشحنة



## مستويات الطاقة



يوجد حول النواة مسارات وهمية ويطلق عليها  
"مستويات الطاقة" حيث تدور الإلكترونات حول  
النواة باستخدام تلك المستويات .



رسم توضيحي لمستويات الطاقة

يستخدم العلماء التوزيعات الإلكترونية لوصف أعداد  
الإلكترونات الموجودة في كل مستوى طاقة رئيسي .

المستوى	عدد الإلكترونات بكل مستوى
المستوى الأول $n=1$	إلكترونين فقط 2
المستوى الثاني $n=2$	ثمان إلكترونات فقط 8
المستوى الثالث $n=3$	ثمان إلكترونات فقط 8

فيما يلي بعض  
التوزيعات المهمة  
في كل مستوى :-



## العدد الكتلي والعدد الذري



العدد الكتلي (النيوكليونات)

A

X

العدد الذري (البروتونات)

Z

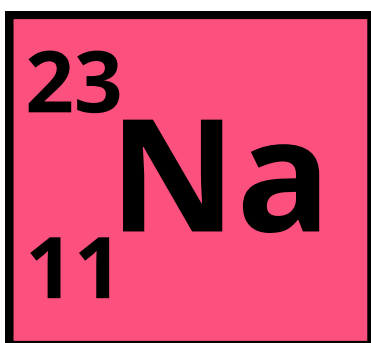
فيما يلي بعض القواعد المهمة التي  
يجب عليك معرفتها :-

العدد الذري (Z) =  
عدد البروتونات =  
عدد الإلكترونات

العدد الكتلي (A) =  
عدد البروتونات +  
عدد النيوترونات

لحساب عدد  
النيوترونات :-  
العدد الكتلي - العدد الذري  
 $Z - A$

مثال توضيحي  
على ذرة  
الصوديوم :-



العدد الكتلي = 23

العدد الذري = 11

عدد النيوترونات = 23 - 11

= 12



## الأيونات والنظائر



الأيون : جسيم ذات شحنة تكوّن نتيجة إكتساب أو فقد الذرة للإلكترونات .



### الأيونات السالبة

عندما تكتسب الذرة إلكترونات تصبح أيوناً سالباً .



"ذرة الكلور"

مثال :-



تكتسب ذرة الكلور إلكترونات حتى تصل إلى حالة الإستقرار فلذلك تسمى أيوناً سالباً .

### الأيونات الموجبة

عندما تفقد الذرة إلكترونات تصبح أيوناً موجباً .



"ذرة الماغنيسيوم"

مثال :-



تفقد ذرة الماغنيسيوم إلكترونين حتى تصل إلى حالة الإستقرار فلذلك تسمى أيوناً موجباً .



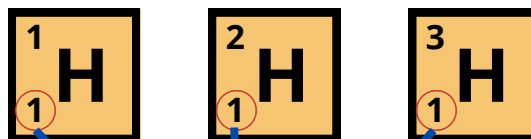
## النظائر



ذرات للعنصر نفسه لها نفس عدد البروتونات ولكنها تختلف في عدد النيوترونات .



مثال على  
نظائر ذرة  
الهيدروجين



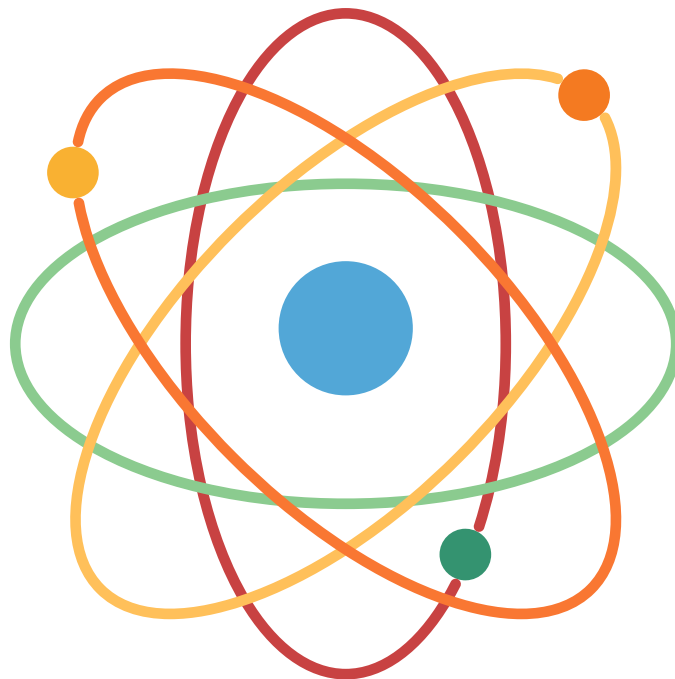
أعداد البروتون متساوية

6



# الوحدة الأولى التركيب الذري

الدرس الثاني : مستويات  
الطاقة الفرعية والأفلاك الذرية

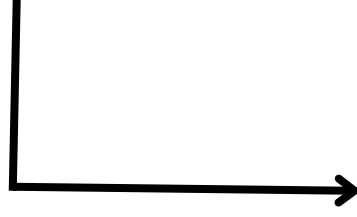




## أهداف الدرس ومعايير النجاح

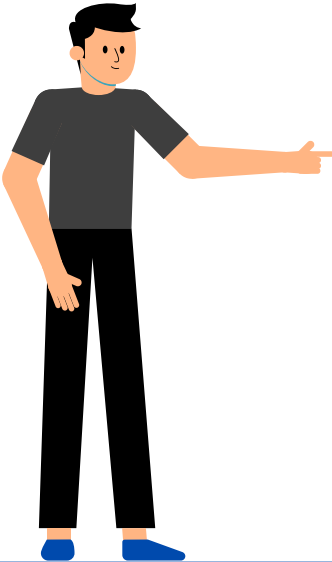


قم بالضغط على الأيقونة التالية حتى  
تتمكن من الوصول إلى الملف :



أو

قم بمسح ال QR  
code التالي :-



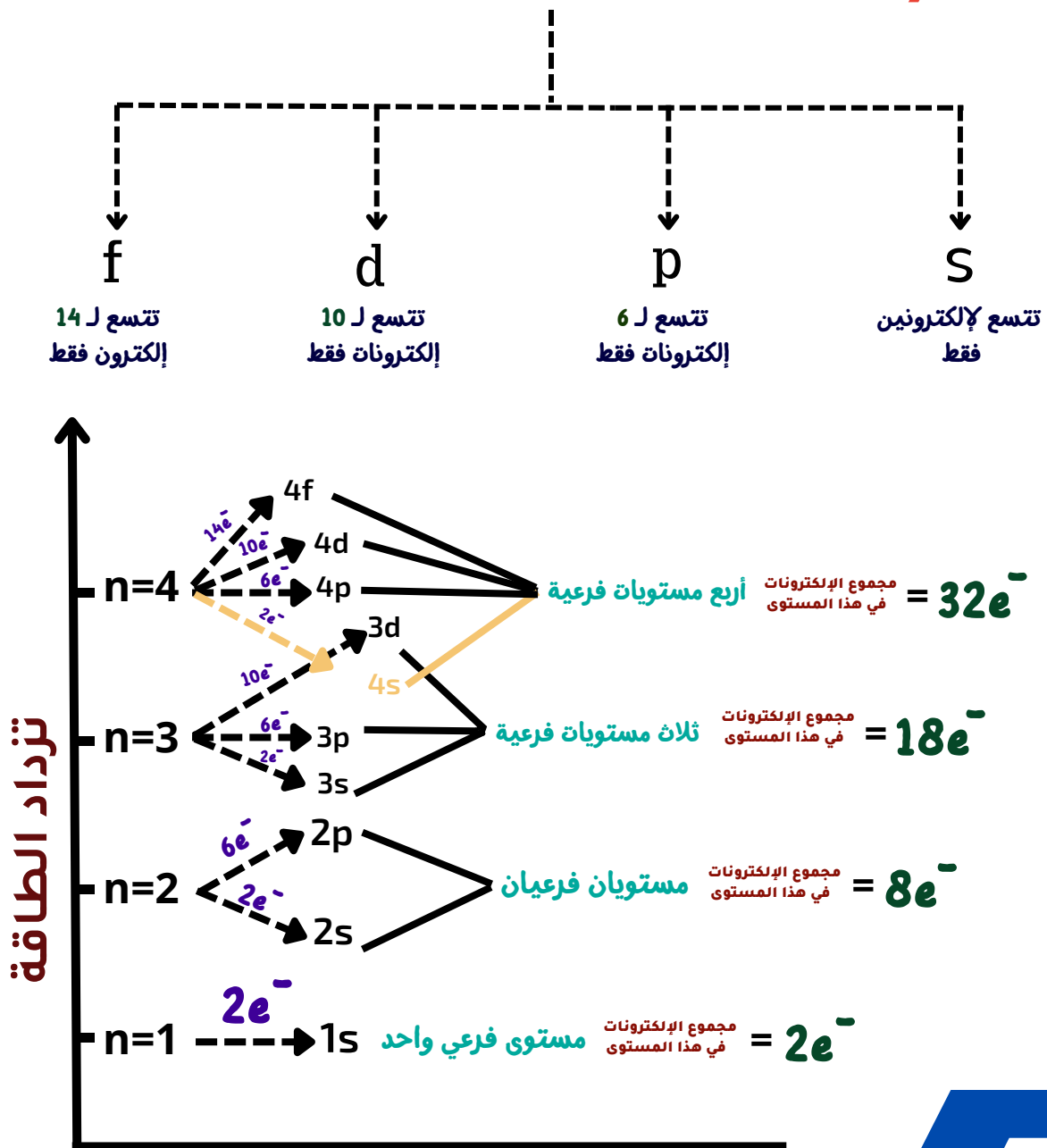


## مستويات طاقة الكم الفرعية



هي مناطق من مستويات الطاقة الكم الرئيسية  
تحتوي على أعداد معينة من الإلكترونات ولها  
طاقة معينة .

**تنقسم مستويات طاقة الكم الرئيسية (n)  
إلى عدة مستويات فرعية ومنها ...**



الشكل (أ): مستويات الطاقة الفرعية لمستويات الطاقة الرئيسية الأربعة الأولى .



## ملاحظات على الرسم السابق :-

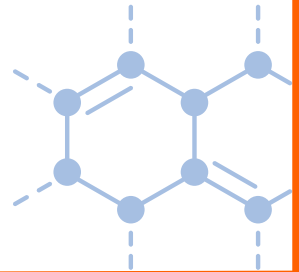
- كلما إتجهنا بعيداً عن النواة **تزداد الطاقة**.
- يتم ملئ المستويات الفرعية بهدف تحقيق الإستقرار **من الأقل طاقة أولاً** ثم إلى الأكثر طاقة وهكذا...

- ترتيب مستويات الطاقة الفرعية من حيث إزدياد الطاقة

لا يتبع نمطاً منتظماً عندما يكون العدد الذري **أكبر من 18**

لاحظ في الرسم السابق تم كتابة الـ 4S أولاً ثم الـ 3D .

والسبب في ذلك أن الـ 4S أقل طاقة من 3D .



## الأفلاك الذرية



هي منطقة يشغلها **إلكترون أو إلكترونين** ، وأقصى عدد من الإلكترونات يمكن أن يستوعبه هو **2** فقط .



كل مستوى فرعي له عدد معين من الأفلاك الذرية .

المستوى الفرعي s : يستوعب فلك واحد

المستوى الفرعي p : يستوعب ثلاثة أفلاك

المستوى الفرعي d : يستوعب خمسة أفلاك

المستوى الفرعي f : يستوعب سبعة أفلاك



# أشكال الأفلاك



## لتمثيل الأفلاك الذرية :-

إلكترون إلكترون



الشكل (ب)

الشكل (ب): يوضح طريقة رسم الفلك الذري .

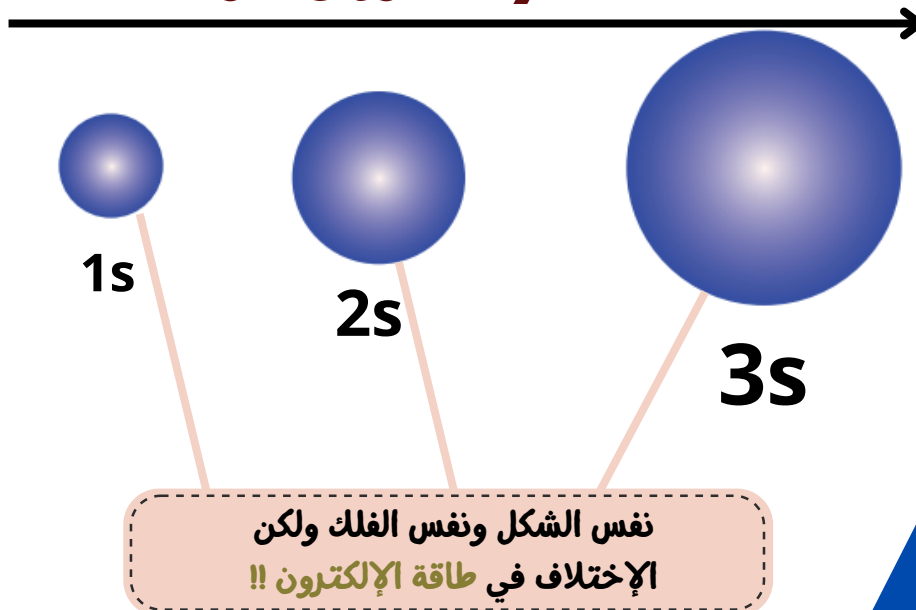
• يمثل كل مربع فلكاً ذرياً .

• يتم ترتيب الأفلاك حسب **إزدياد الطاقة** من الأسفل إلى الأعلى .

• يشير السهم إلى **الإلكترون** حيث يتسع الفلك الواحد لإلكترونين فقط .

الفلك الذري (d)	الفلك الذري (p)	الفلك الذري (s)
ساعة رملية من فصين مع وجود حلقه حول منتصفه	شكل ساعة رملية مكونة من فصين	شكل كروي ثلاثي الأبعاد

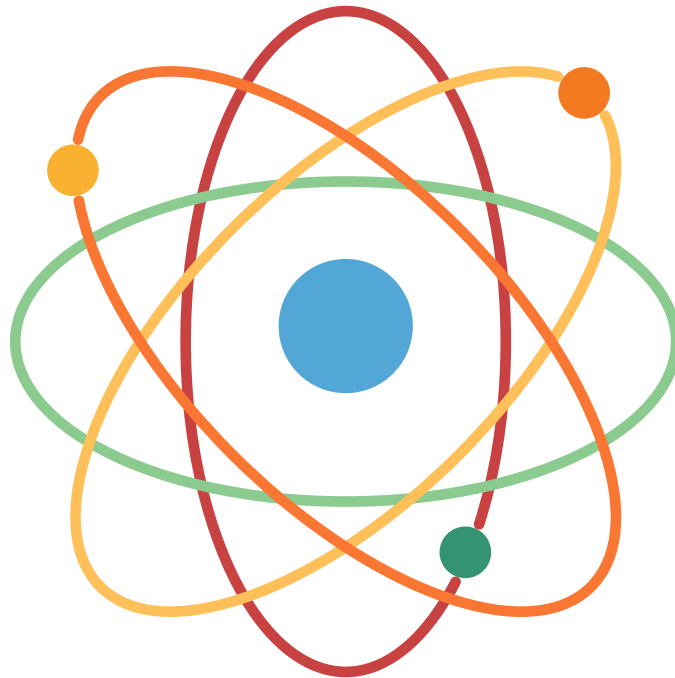
## طاقة الإلكترون تزداد





# الوحدة الأولى التركيب الذري

## الدرس الثالث : التوزيع الإلكتروني

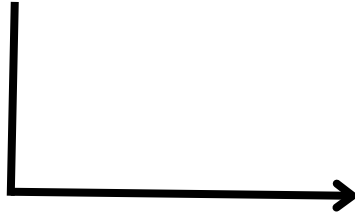




## أهداف الدرس ومعايير النجاح

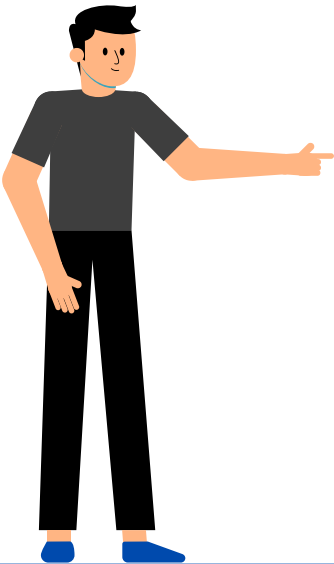


قم بالضغط على الأيقونة التالية حتى  
تتمكن من الوصول إلى الملف :



أو

قم بمسح ال QR  
code التالي :-





# التوزيع الإلكتروني



- يتم وضع الإلكترون الفائض في المستوى الفرعي الأقل في الطاقة .

- يتم كتابة التوزيع الإلكتروني بدءاً من الأقل إلى الأعلى في الطاقة .

- يجب أن لا تزيد الإلكترونات عن الطاقة الإستيعابية للمستوى الفرعي .

عدد الإلكترونات → 2  
1s  
رمز المستوى الفرعي  
رقم مستوى الطاقة الرئيسي

فيما يلي أمثلة على التوزيع الإلكتروني :-



## إختصار التوزيع الإلكتروني

الغازات النبيلة

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
La		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
Ac		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

## خطوات إختصار التوزيع الإلكتروني :-

- 1- تحديد التوزيع الأقرب إلى الغاز النبيل .

- 2- كتابة الغاز النبيل الأقرب بين قوسين .



يمكن إختصار توزيع البوتاسيوم (K) على النحو الآتي :-



يجب أن يكون العدد الذري للعنصر أكبر من العدد الذري للغاز النبيل .



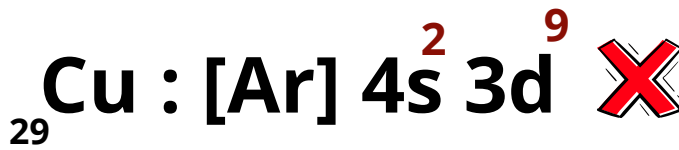
n7aa\_3



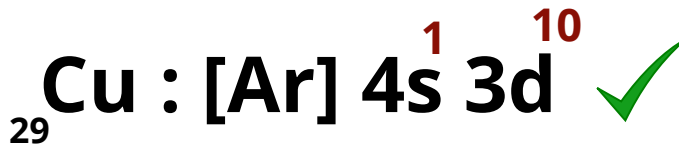
## الكروم والنحاس



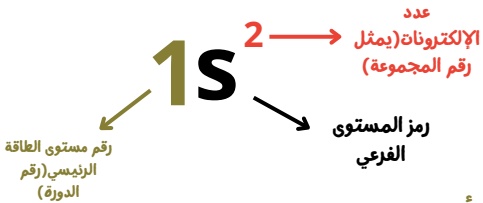
وجد أن الكروم يكون أكثر استقراراً عندما يكون المستوي 3d نصفاً ممتلئاً.



وجد أن النحاس يكون أكثر استقراراً عندما يكون المستوي 3d ممتلئاً بالكامل.

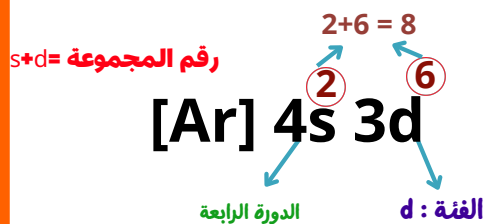
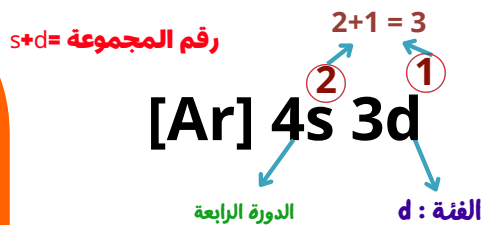


## التوزيع الإلكتروني والجدول الدوري

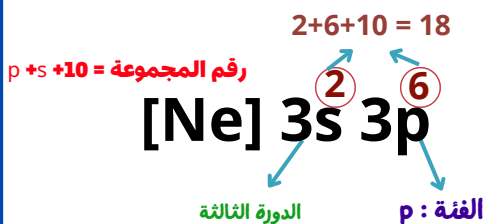
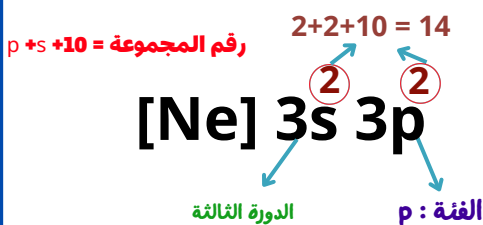


نقوم بتحديد موقع العنصر في الجدول الدوري عن طريق رقم مستوى الطاقة الرئيسي الأعلى (الدورة) وتحديد عدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي (المجموعة).

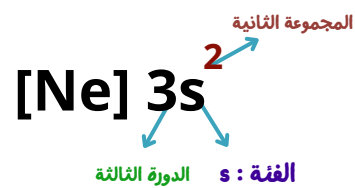
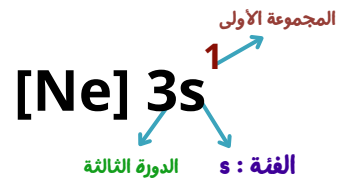
### لتحديد المجموعة والدورة في d



### لتحديد المجموعة والدورة في p



### لتحديد المجموعة والدورة في s





n7aa\_3

s		d										p					
1	2											13	14	15	16	17	18
H												B	C	N	O	F	He
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Ind	Cd	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

مجموعتي اللانثيدات  
والأكتينيدات



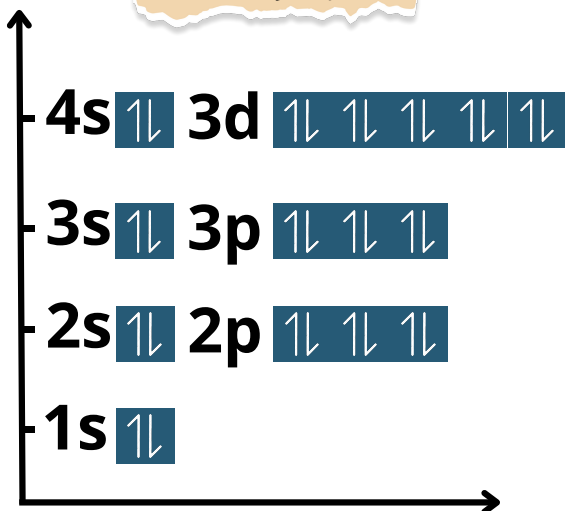
## ملئ الأفلاك الذرية



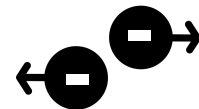
- يمثل إتجاه السهم الدوران المغزلي للإلكترون ، حيث أن الإلكترون يدور حول محوره باتجاه (عقارب الساعة أو عكسها) .
- عند وجود إلكترونين في فلك واحد ، يجب أن يكون دوران الإلكترونين في إتجاهين متعاكسين .

### مثال

ملئ الأفلاك الذرية لدى  
عنصر الزنك (Zn)



ذلك لتقليل قوة التنافر فيما بينهما  
بسبب (تشابه شحنات الإلكترونين) .



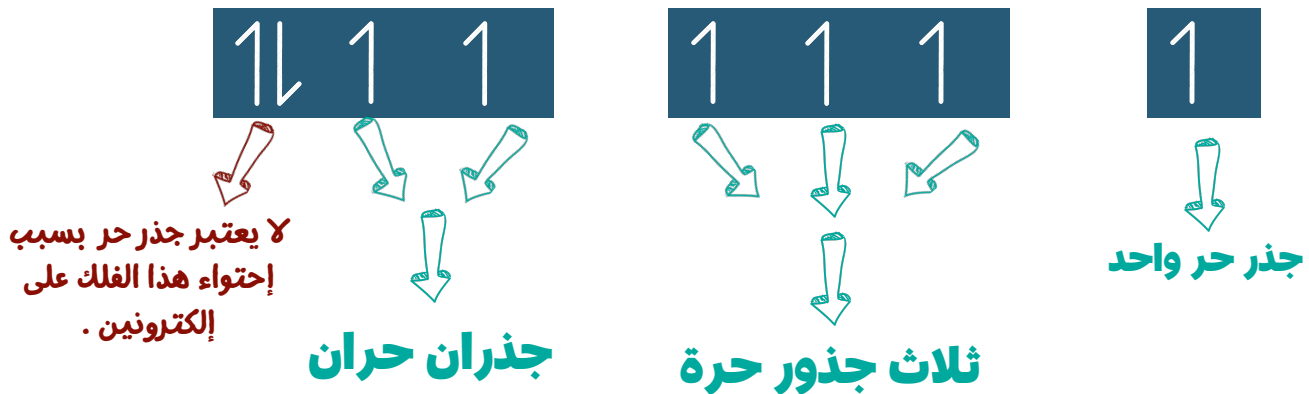
16



# الجذور الحرة



هو جسيم يحتوي إلكترون واحد  
في الفلك الواحد .



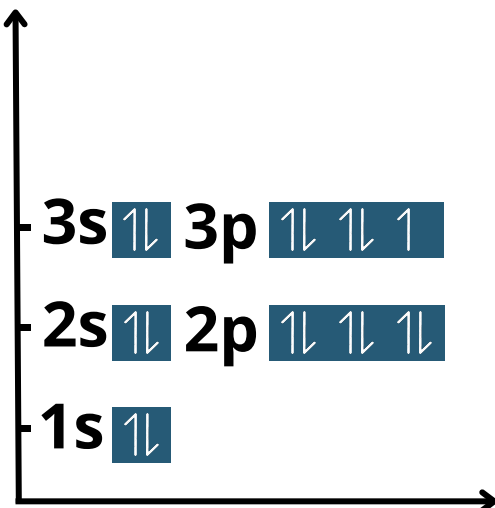
يتم التعبير عن أي عنصر على  
هيئة جذر حر بالشكل الآتي :-

التوزيع الإلكتروني لذرة الكلور :-



عنصر لديه إلكترون  
مفرد في فلك

مثال على جذر حر  
لذرة الكلور (Cl)



ملئ الأفلاك الذرية لدى  
عنصر الكلور (Cl)

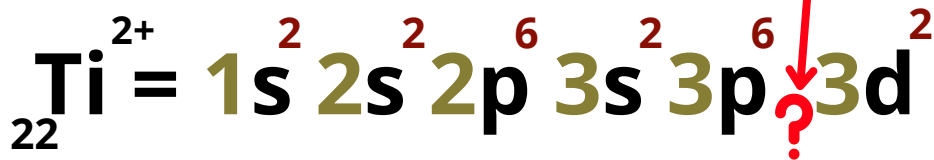
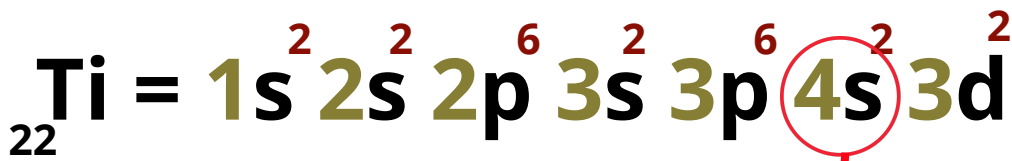


## التوزيع الإلكتروني للأيونات



- تعتمد عملية كسب وفقد الإلكترونات على مستوى الطاقة الأبعد عن النواة (المستوى الفرعي الأخير الأكبر).

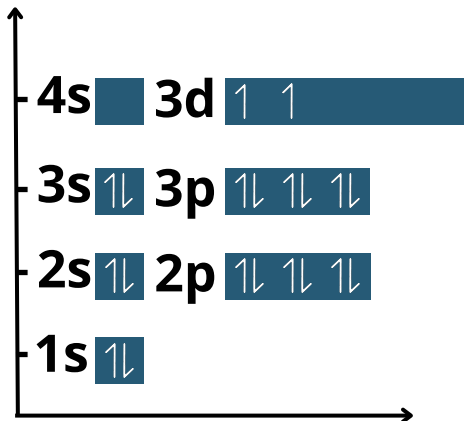
### مثال التوزيع الإلكتروني لذرة التيتانيوم :-



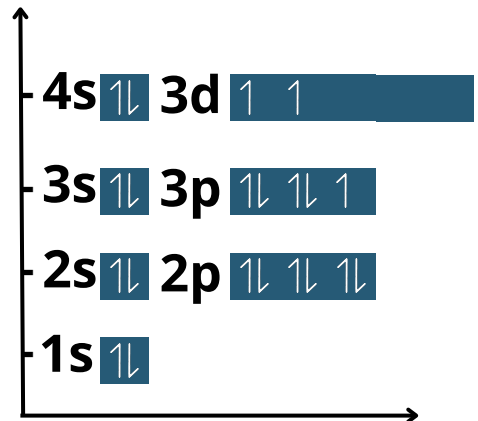
- لاحظ تم فقد إلكترونين من الـ 4s بدلاً من 3d ، والسبب في ذلك لأن المستوى الفرعي (4s) أبعد عن النواة بشكل أكبر من الـ (3d).

### ملئ الأفلاك الذرية لدى ذرة التيتانيوم

$\text{Ti}^{2+}$



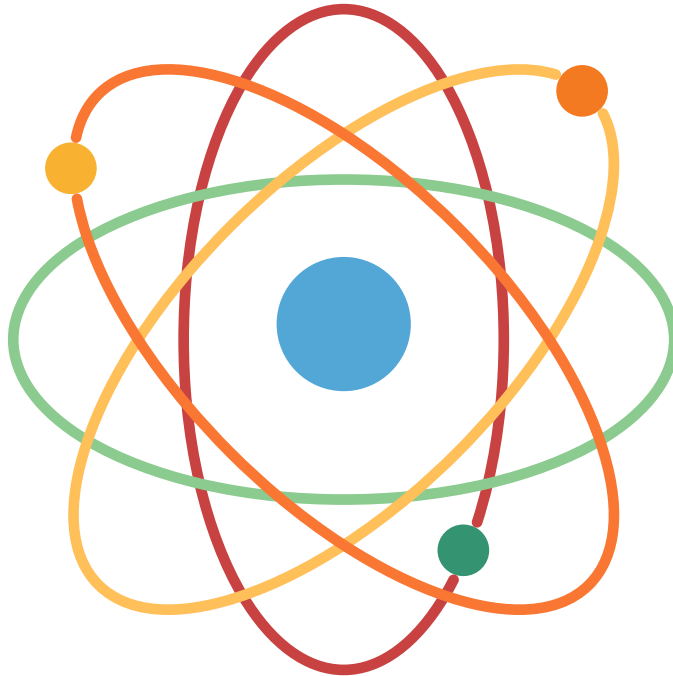
$\text{Ti}$





# الوحدة الأولى التركيب الذري

الدرس الرابع : التدرج في  
خصائص الجدول الدوري





## معايير النجاح



يذكر التدرج في نصف القطر الذري  
والأيوني من الأعلى إلى الأسفل في  
المجموعة ويشرحه .



يذكر التدرج في نصف القطر الذري  
والأيوني عبر الدورة من اليسار إلى  
اليمين ويشرحه .



## أهداف الدرس

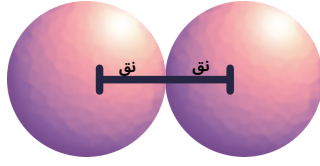


يذكر التدرج في نصف القطر الذري  
ونصف القطر الأيوني عبر الدورة  
ويشرحه .





# نصف القطر الذري



عبارة عن نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين مترابطتين معنا (تساهمياً).

• يتم قياس المسافة بين الذرات  
بوحدة البيكومتر (pm).

• تختلف الذرات في الحجم  
بسبب عددها الذري.

$$1\text{pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$$

عند التدرج في الجدول  
الدوري نلاحظ تأثير الذرة بـ ...

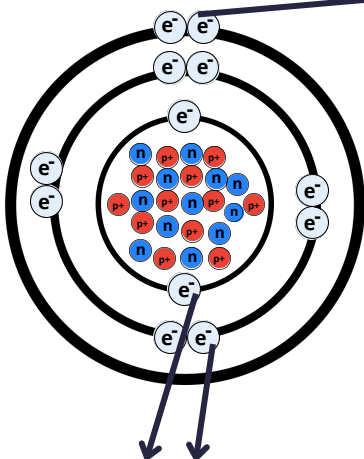
قوة الحجب الإلكترونية

الشحنة النووية

القوة التي تقلل من تأثير  
الشحنة النووية.

مقدار الشحنة الموجبة للنواة التي  
يخضع لها إلكترون معين (قوة جذب  
النواة للإلكترونات).

إلكترونات  
التكافؤ

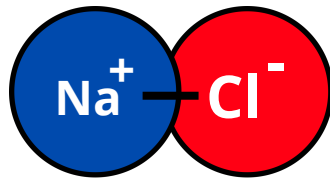


تكون لدى الإلكترونات الداخلية القدرة على  
تقليل تأثير الشحنة النووية على إلكترونات  
المدار الأخير (إلكترونات التكافؤ).



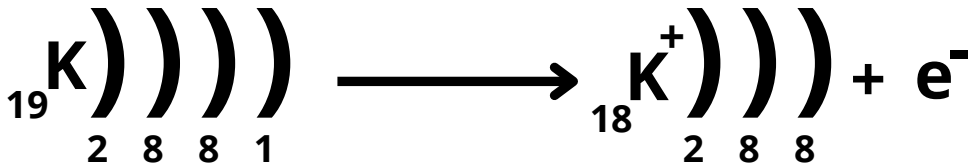


# نصف القطر الأيوني



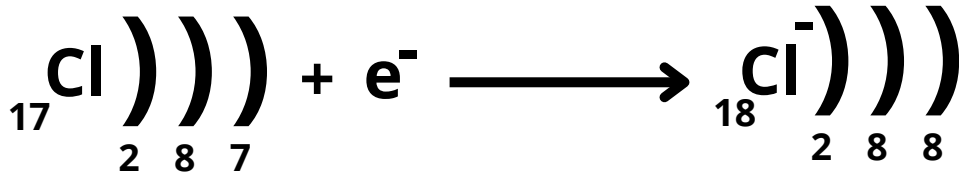
هو نصف المسافة بين نواتي أيونين متجاورين في بنية (بلورية).

الأيون الموجب :- يقل عدد الـ  $e^-$  ويزيد عدد الـ  $p^+$



الأيون الموجب أصغر من ذرته  $\leftarrow p^+ > e^-$

الأيون السالب :- يزيد عدد الـ  $e^-$  ويقل عدد الـ  $p^+$



الأيون السالب أكبر من ذرته  $\leftarrow p^+ < e^-$

## موجبة الشحنة

## الأيونات بالنسبة لنصف القطر الأيوني

## سالبة الشحنة

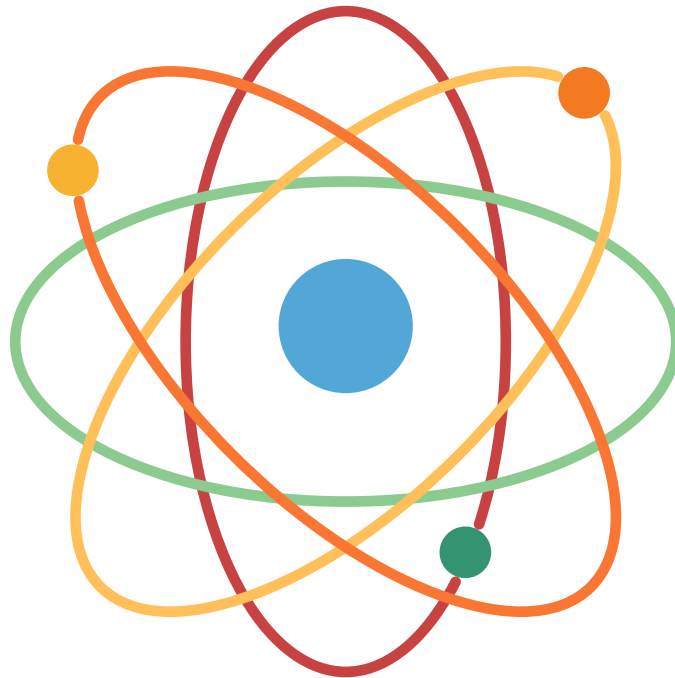
- حجم الأيونات > الذرة الأصلية .  $Na > Na^+$
- نتيجة فقد الذرة للإلكترونات .  ${}_{11}^{Na} \left( \begin{array}{c} ) \\ ) \\ ) \end{array} \right) \longrightarrow {}_{10}^{Na^+} \left( \begin{array}{c} ) \\ ) \\ ) \end{array} \right) + e^-$
- تزيد الشحنة النووية .  $p^+$
- يقل نصف القطر الأيوني .  $Na^+ - Cl^-$

- حجم الأيونات < الذرة الأصلية .  $Cl < Cl^-$
- نتيجة إكتساب الذرة للإلكترونات .  ${}_{17}^{Cl} \left( \begin{array}{c} ) \\ ) \\ ) \end{array} \right) + e^- \longrightarrow {}_{18}^{Cl^-} \left( \begin{array}{c} ) \\ ) \\ ) \end{array} \right)$
- تقل الشحنة النووية .  $p^+$
- يزيد نصف القطر الأيوني .  $Na^+ - Cl^-$



# الوحدة الأولى التركيب الذري

## الدرس الخامس : طاقة التأين (IE)





## أهداف الدرس ومعايير النجاح

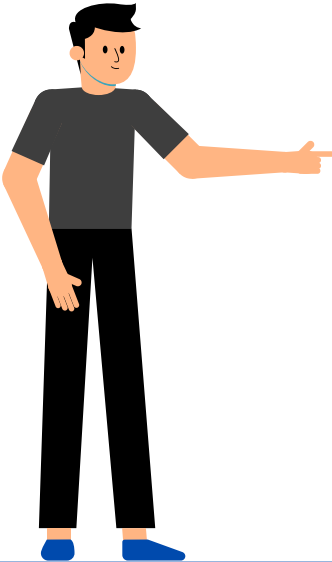


قم بالضغط على الأيقونة التالية حتى  
تتمكن من الوصول إلى الملف :



أو

قم بمسح ال QR  
code التالي :-





## طاقة التأين (IE)



هي الطاقة اللازمة لنزع مول واحد أو أكثر من  
الإلكترونات من مول واحد من ذرات عنصر ما  
في (حالته الغازية) .

يتم نزع الإلكترونات تدريجيا  
واحدة تلو الأخرى .



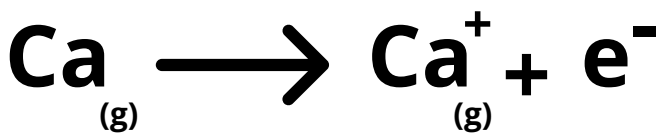
تسمى طاقات التأين المتتالية

وحدة القياس المستخدمة

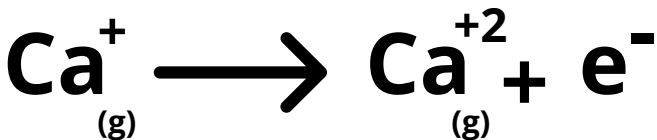


كيلو جول / مول  
kJ/mol

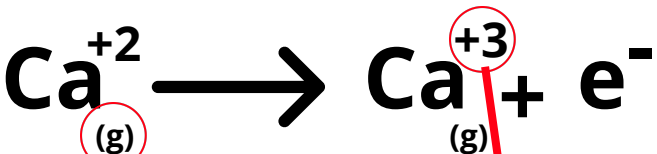
مثال على طاقات التأين المتتالية لذرة الكالسيوم Ca :-



طاقة التأين الأولى لـ Ca :-  
IE = 590 kJ/mol



طاقة التأين الثانية لـ Ca :-  
IE<sub>2</sub> = 1150 kJ/mol



طاقة التأين الثالثة لـ Ca :-  
IE<sub>3</sub> = 4940 kJ/mol

تكون الذرات والأيونات في  
الحالة الغازية

يمثل عدد الشحنة اللي تحملها الذرة أو  
الأيون في المتفاعلات ( رقم طاقة التأين )



## العوامل المؤثرة على طاقة التأين (IE)



تنافر زوج الإلكترونات  
المفضلية

تأثير حجب  
الإلكترونات الداخلية

بعد الإلكترونات  
الخارجية عن النواة

حجم الشحنة  
النوية

تنافر زوج الإلكترونات المفضلية	تأثير حجب الإلكترونات الداخلية	بعد الإلكترونات الخارجية عن النواة	حجم الشحنة النوية	شرح نوع العامل
كلما وجد تنافر في الفلك يسهل نزع الإلكترونات .	كلما زاد عدد إلكترونات الحجب زاد تأثيرها على النواة بالتالي تقل قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية	كلما زاد بعد الإلكترونات الخارجية قلت قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية .	كلما زادت الشحنة النوية زادت قوة جذبها للإلكترونات الخارجية .	
تقل طاقة التأين	تقل طاقة التأين	تقل طاقة التأين	تزداد طاقة التأين	طاقة التأين (تقل / تزداد)
1 تنافر أقل طاقة تأين أعلى 1↓ تنافر أكبر طاقة تأين أقل	علاقة عكسية	علاقة عكسية	علاقة طردية	نوع العلاقة (طرديّة / عكسيّة)



## تفسير طاقات التأين المتتالية



طاقات التأين المتتالية											رمز العنصر
IE 11	IE 10	IE 9	IE 8	IE 7	IE 6	IE 5	IE 4	IE 3	IE 2	IE 1	
									1310	5250	H
									2370	519	He
								11800	7300	900	Li
							21000	14850	1760	799	Be
						32800	25000	3660	2420	1090	B
					47300	37800	6220	4620	2350	1400	C
				64400	53300	9450	7480	4580	2860	1310	N
			84100	71300	13300	11000	7450	5320	3390	1680	O
		106000	92000	17900	15200	11000	8410	6040	3370	2080	F
	131400	117000	23000	20000	15200	12200	9290	6150	3950	494	Ne
158700	141000	28900	25500	20100	16600	13400	9540	6940	4560		Na

قيم طاقات التأين المتتالية للعناصر الـ 11  
الأولى في الجدول الدوري .





## ملاحظات على الجدول السابق :-



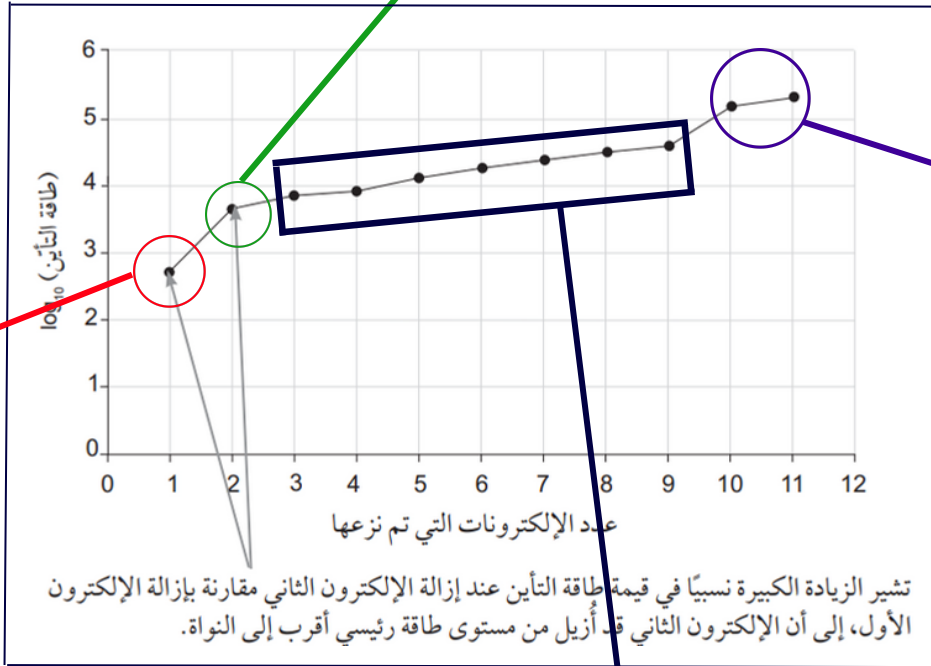
تزداد قيم طاقة التأين لكل عنصر وذلك لأن محصلة الشحنة الموجبة تصبح أكبر عند نزع كل إلكترون .

يوجد فرق كبير في طاقات التأين المتتالية ، ويشير هذا الفرق أنه تم نزع إلكترون من مستوى طاقة رئيسي أقرب إلى النواة .

مثال على ذلك :-

ذرة النيتروجين (N)

هناك قفزة كبيرة بين طاقة التأين الأولى والثانية مما يدل على أنه تم نزع إلكترون من مستوى طاقة رئيسي أقرب إلى النواة .



قيم طاقة التأين كبيرة جداً مما يعني أنهما قريباً جداً من النواة .

طاقة التأين منخفضة جداً دليل على أن هذا الإلكترونات بعيد عن النواة .

حدوث تغير تدريجي بسيط في قيم طاقات التأين وهذا يدل على وجود هذه الإلكترونات في نفس مستوى الطاقة .

يستخدم المقياس اللوغارتمي لتمثيل قيم طاقات التأين .



ملاحظة مهمة

بسبب مداها الواسع

لأن قيم طاقات التأين كبيرة جداً ، ويصعب ضمها في تدرج رقمي واحد .



## باستخدام طاقات التأين المتتالية يمكن أن ...

معرفة عدد الإلكترونات في مستوى  
الطاقة الخارجي والمجموعة التي  
ينتمي إليها العنصر

نتوقع التوزيع  
الإلكتروني  
للعنصر

معرفة عدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي  
لعنصر ما وموقعه في المجموعة



- قم بملاحظة الفرق الكبير الأول  
بين طاقات التأين المتتالية.
- أخذ أصغر عدد من بين العددين  
ذو الفرق الأكبر . 123



معرفة التوزيع الإلكتروني لعنصر ما



- نقوم بإستنتاج العدد الذري للعنصر  
من الجدول المرفق لك ، ثم كتابة  
التوزيع الإلكتروني للعنصر .
- العدد الذري في الجدول يكون آخر  
إلكترون تم نزعها من الذرة .

طاقات التأين المتتالية

IE 11	IE 10	IE 9	IE 8	IE 7	IE 6	IE 5	IE 4	IE 3	IE 2	IE 1
	131400	117000	23000	20000	15200	12200	9290	6150	3950	2080

نأخذ أصغر رقم بين الـ ( 8 , 9 ) وهو 8 وبالتالي  
يقع العنصر في المجموعة الـ 8 ، ويحتوي على  
8 إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي .

لاحظ الفرق الكبير بين طاقة  
التأين الـ ( 8 , 9 ) .

10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	عدد الإلكترونات التي تم نزعها
43140	36580	31670	27100	8500	7010	4540	3390	2260	1000	طاقة التأين (kJ/mol)

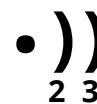
نأخذ أصغر رقم بين الـ ( 6 , 7 ) وهو 6 وبالتالي  
يقع العنصر في المجموعة الـ 6 ، ويحتوي على  
6 إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي .

لاحظ الفرق الكبير بين طاقة  
التأين الـ ( 6 , 7 ) .

عدد الإلكترونات التي تم نزعها	الأول	الثاني	الثالث	الرابع	الخامس
طاقة التأين (kJ/mol)	799	2420	3660	25000	32800

العدد الذري لهذا  
العنصر هو 5

التوزيع الإلكتروني لهذا العنصر





n7aa\_3



## التدرج عبر الدورة الواحدة



تزداد طاقة التأين

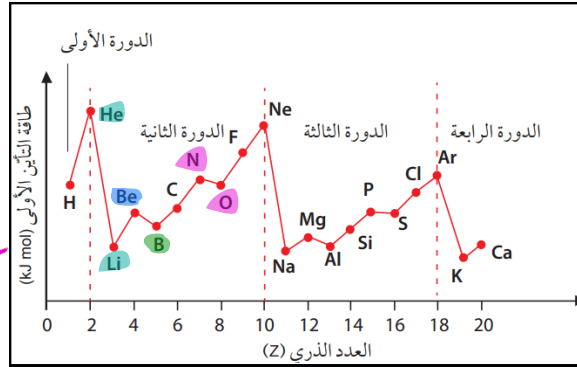
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

• تزداد طاقة التأين عند الإنتقل  
عبر الدورة من اليسار إلى

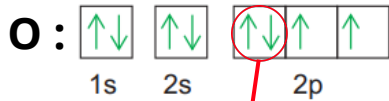
اليمين

إلكترونات الحجب  
ثابته تقريبا

زيادة الشحنة  
النوية  
زيادة عدد الإلكترونات الخارجي  
في مستوى الطاقة نفسه



طاقة التأين الأولى للاكسجين  
(O) أقل من النيتروجين (N).



وجود زوج من الإلكترونات في فلك واحد  
يؤدي إلى زيادة قوة التنافر، وتؤدي هذه  
القوة إلى التقليل من طاقة التأين.

1 تنافر أقل طاقة تأين أعلى

1↓ تنافر أكبر طاقة تأين أقل

يوجد إنخفاض طفيف في قيمة طاقة  
التأين الأولى بين البريليوم Be  
والبورون B.



• لاحظ أن Be لديه إلكترونين في المستوى  
الفرعي s، ويعتبر هذا المستوى ممتلئ أي  
في حالة إستقرار، لذلك يحتاج إلى طاقة  
تأين أكبر لنزع إلكترون منه.

• بينما الـ B يمتلك إلكترون إضافي في  
المستوى الفرعي p، أي أن هذا الإلكترون  
أبعد عن النواة بالتالي يحتاج إلى طاقة  
تأين منخفضة لنزعه.

طاقة تأين Be < طاقة تأين B

يوجد إنخفاض سريع في قيمة طاقة  
التأين الأولى بين العنصر الأخير في  
دورة ما، والعنصر الأول في الدورة  
التي تليها

السبب في ذلك



أقرب إلى النواة (Li, He) أبعد عن النواة



## التدرج عبر المجموعة



تقل طاقة التأين

- **تقل** طاقة التأين عند الإنتقل **عبر المجموعة** من الأعلى إلى الأسفل .

رمز العنصر	Li	Na	K	Rb
طاقة التأين الأولى (kJ/mol)	519	494	418	403

قيم طاقة التأين الأولى للعناصر الأربعة الأولى في المجموعة (I) .



تنخفض طاقات التأين في المجموعة الواحدة بسبب ...

زيادة تأثير حجب الإلكترونات  $e^-$



يزداد تأثير حجب الإلكترونات على الإلكترونات الخارجية ، فتقل قوة جذب النواة لتلك الإلكترونات .

(( • زيادة مستويات الطاقة الرئيسية • ))



تزيد المسافة بين الإلكترونات الخارجية والنواة ، فتقل قوة جذب النواة لتلك الإلكترونات .