كيمياء

اسم الوحدة: الجدول الدوري وتصنيف العناصر

الصف: ١١

الفصل: ١

التعريفات

- **نصف القطر الذري (r):**
  نصف المسافة بين مركزي نواتي ذرتين متماثلتين في جزيء ثنائي الذرة.
- **طول الرابطة التساهمية (2r):**
  المسافة بين مركزي نواتي ذرتين متحدتين، ويُقدر بوحدة الأنجستروم (Å).
- **طول الرابطة الأيونية:**
  المسافة بين مركزي نواتي أيونين متحدين في وحدة الصيغة من البللورة.
- **شحنة النواة (Z):**
  شحنة بروتونات النواة كاملة.
- **شحنة النواة الفعالة (Z_{eff} / Z-effect):**
  الشحنة الفعلية للنواة التي يتأثر بها إلكترون ما في ذرة ما نتيجة حجب الإلكترونات الداخلية بالمستويات المكتملة جزء من تأثير شحنة النواة عن إلكترونات التكافؤ.
- **جهد التأين (طاقة التأين):**
  الحد الأدنى من الطاقة المكتسبة عندما تفقد الذرة المفردة الغازية أضعف الإلكترونات ارتباطًا بالنواة، متحولة لأيون موجب.
- **الميل الإلكتروني:**
  مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونًا، متحولة لأيون سالب.

التعريفات

السالبية الكهربية:

قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية نحوها.

الأكاسيد الحامضية:

أكاسيد عناصر اللافلزات، تذوب في الماء مكونة أحماضًا أكسجينية، وتتفاعل مع القواعد (القلويات) مكونة ملح وماء.

الأكاسيد القاعدية (القلوية):

أكاسيد عناصر الفلزات، بعضها يذوب في الماء مكونًا قواعد (قلويات)، وتتفاعل مع الأحماض مكونة ملح وماء.

الأكاسيد المترددة:

أكاسيد عناصر تتفاعل مع الأحماض وكأنها أكاسيد قاعدية، ومع القلويات وكأنها أكاسيد حامضية، وتكون في الحالتين ملح وماء.

أعداد التأكسد:

عدد يمثل الشحنة الكهربية (الموجبة أو السالبة) التي تبدو على الأيون أو الذرة في المركب، سواء كان أيونيا أو تساهميًا.

هيدريدات الفلزات النشطة:

مركبات أيونية تتكون من اتحاد الفلزات النشطة مع الهيدروجين ويكون عدد تأكسد الهيدروجين فيها -1

عملية الأكسدة:

عملية فقد إلكترونات، ينتج عنها زيادة فى الشحنة الموجبة أو نقص الشحنة السالبة.

التعريفات

- **عملية الاختزال:**

عملية اكتساب إلكترونات، ينتج عنها نقص فى الشحنة الموجبة أو زيادة في الشحنة السالبة.

العلماء

العالم برزيليوس

أول من قسم العناصر إلى فلزات ولافلزات، بناءً على خواصها الفيزيائية، وكان ذلك في أوائل القرن التاسع عشر قبل معرفته بأي معلومات عن بنية الذرة

القوانين

نصف القطر الذري (r):

$$\frac{\text{طول الرابطة في جزيء عنصر ثنائي الذرة (2r)}}{2} =$$

طول الرابطة التساهمية (2r):

مجموع نصفي قطري ذرتي الجزيء =

طول الرابطة الأيونية:

مجموع نصفي قطري أيوني وحدة الصيغة =

الصيغة العامة للأحماض الأكسجينية:

$$MO_n(OH)_m$$

- M: ذرة العنصر المركزية
- n: عدد ذرات O غير المرتبطة بالهيدروجين
- m: عدد ذرات O المرتبطة بالهيدروجين

أهم النقاط

الجدول الدوري الحديث (الطويل):

❖ يتكون من:

- 7 دورات أفقية.
- 18 مجموعة رأسية.
- 118 عنصر، تتوزع في دورات الجدول الدوري كالتالي:
  - ❑ الدورة الأولى ← 2
  - ❑ الدورة الثانية ← 8
  - ❑ الدورة الثالثة ← 8
  - ❑ الدورة الرابعة ← 18
  - ❑ الدورة الخامسة ← 18
  - ❑ الدورة السادسة ← 32
  - ❑ الدورة السابعة ← 32

ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث:

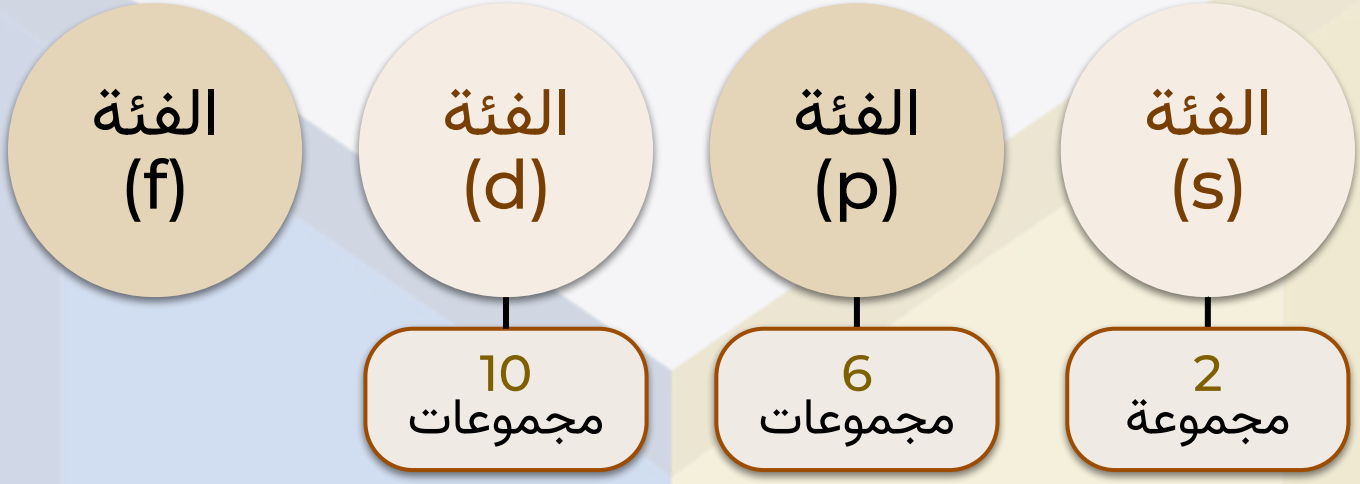
❖ تُرتب تصاعديًا حسب:

- أعدادها الذرية (عدد البروتونات).
- طريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات تبعًا لمبدأ البناء التصاعدي (بحيث يزيد كل عنصر عن الذي يسبقه في نفس الدورة بإلكترون واحد).

أهم النقاط

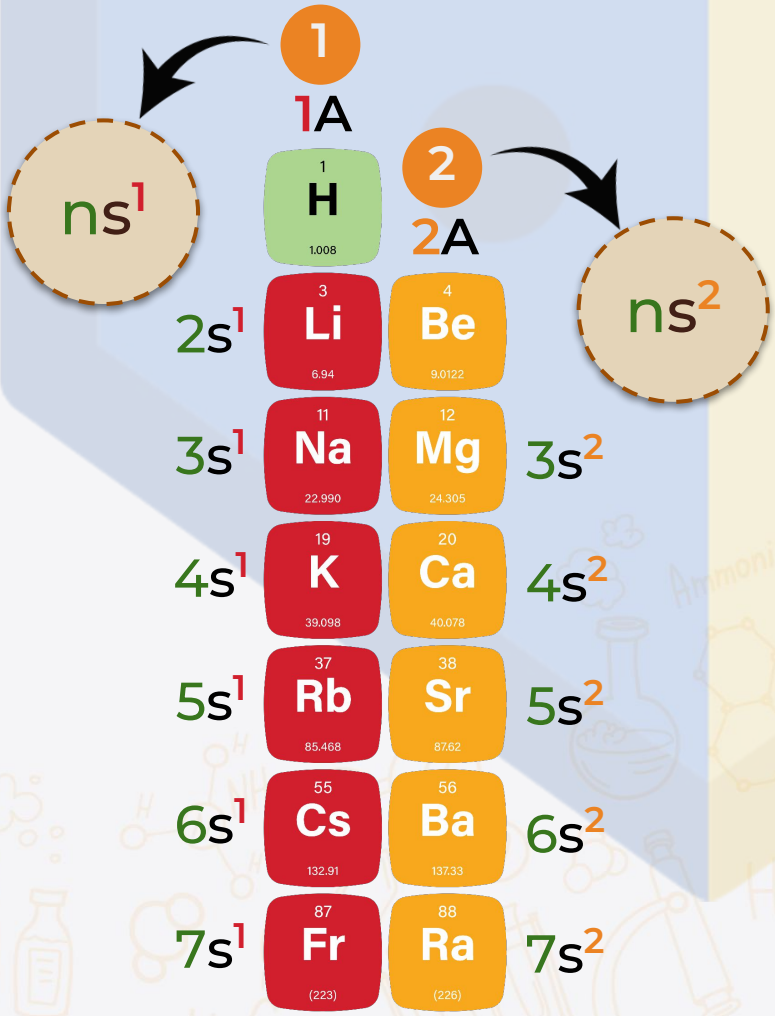
فئات عناصر الجدول الدوري الحديث:

كل فئة تتكون من عدد من المجموعات الرأسية = عدد الإلكترونات التي يمتلئ بها المستوى الفرعي الخاص بهذه الفئة



الفئة (s):

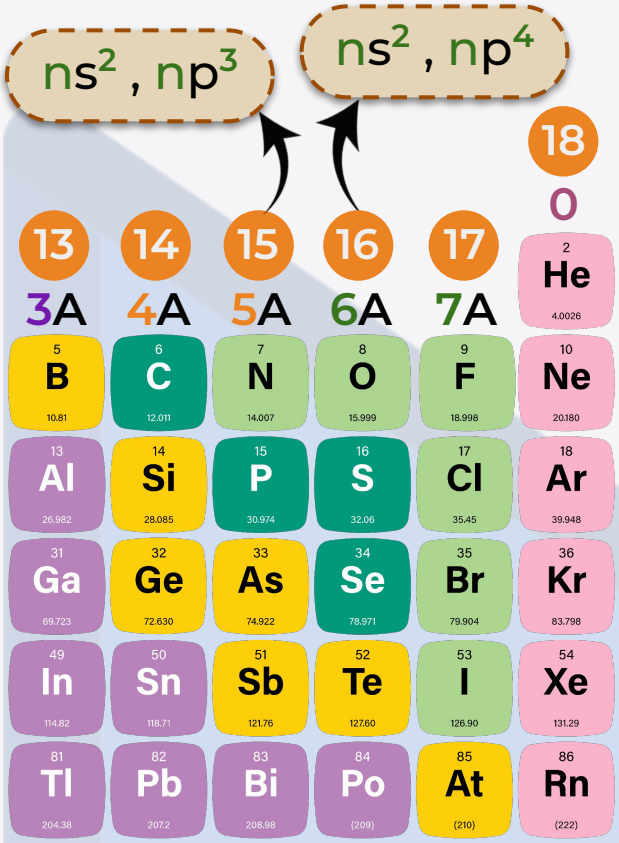
- تشغل المنطقة اليسرى من الجدول.
- تضم العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (s).
- تتكون من مجموعتين:
  - (1A) التي ينتهي التركيب الإلكتروني لعناصرها بالمستوى الفرعي (ns^1).
  - (2A) التي ينتهي التركيب الإلكتروني لعناصرها بالمستوى الفرعي (ns^2).



أهم النقاط

الفئة (p):

- تشغل المنطقة اليمنى من الجدول.
- تضم العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (p) «باستثناء الهيليوم ($1s^2$)»
- تتكون من 6 مجموعات:
  - تُميز أرقامها بالحرف A «باستثناء المجموعة الصفرية التي لا تأخذ الحرف A»
  - ينتهي التركيب الإلكتروني لعناصرها بـ ($ns^2 , np^{1:6}$).



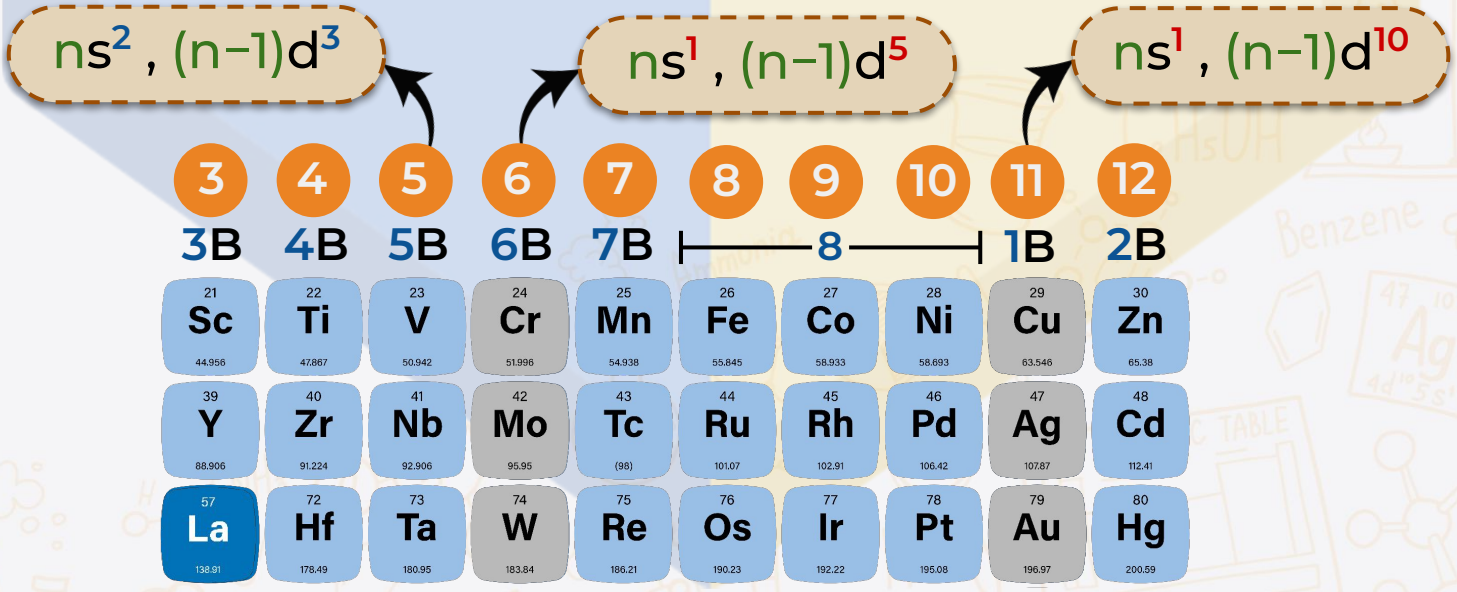
أسماء بعض المجموعات الرئيسية في الجدول الدوري:

- المجموعة (1A) : فلزات الأقلاء.
- المجموعة (2A) : فلزات الأقلاء الأرضية.
- المجموعة (7A) : الهالوجينات.
- المجموعة (0) : الغازات النبيلة.

أهم النقاط

الفئة (d):

- تشغل المنطقة الوسطى من الجدول.
- تضم العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (d)
- تتكون من 10 مجموعات:
  - تُميز أرقامها بالحرف B
    «باستثناء المجموعة الثامنة التي تتكون من 3 مجموعات ولا تأخذ الحرف B»
  - ينتهي التركيب الإلكتروني لعناصرها بـ ($ns^{1:2}$, $(n-1)d^{1:10}$).
- تُقسم حسب رقم الدورة (رقم مستوى الطاقة الأخير n) إلى 3 سلاسل، يضم كل منها 10 عناصر:
  - السلسلة الانتقالية الأولى.
  - السلسلة الانتقالية الثانية.
  - السلسلة الانتقالية الثالثة.



أهم النقاط

سلاسل الفئة (d):

❖ يضم كل منها 10 عناصر:

- **السلسلة الانتقالية الأولى:**
  - ❑ تقع في الدورة الرابعة.
  - ❑ يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 3d
  - ❑ تشمل العناصر من (السكانديوم $_{21}Sc$: الخارصين $_{30}Zn$).

- **السلسلة الانتقالية الثانية:**
  - ❑ تقع في الدورة الخامسة.
  - ❑ يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 4d
  - ❑ تشمل العناصر من (اليتريوم $_{39}Y$: الكادميوم $_{48}Cd$).

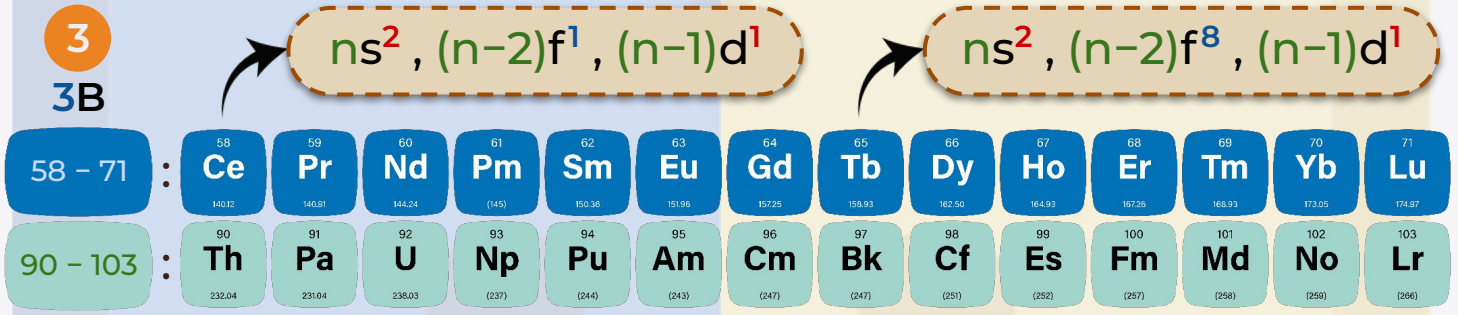
- **السلسلة الانتقالية الثالثة:**
  - ❑ تقع في الدورة الخامسة.
  - ❑ يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 5d
  - ❑ تشمل العناصر من (اللانثانيوم $_{57}La$: الزئبق $_{80}Hg$).

	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
	3B	4B	5B	6B	7B	8			1B	2B
4	21 Sc 44.956	22 Ti 47.867	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38
5	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.95	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41
6	57 La 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59

أهم النقاط

الفئة (f):

- تُفصل أسفل الجدول.
- تضم العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (f)
- ينتهي التركيب الإلكتروني لعناصرها بـ (ns^2 , $(n-2)f^{1:14}$, $(n-1)d^1$)
- تُقسم إلى سلسلتين، يضم كل منها 14 عنصرًا:
  - سلسلة اللانثانيدات.
  - سلسلة الأكتينيدات.



سلاسل الفئة (f):

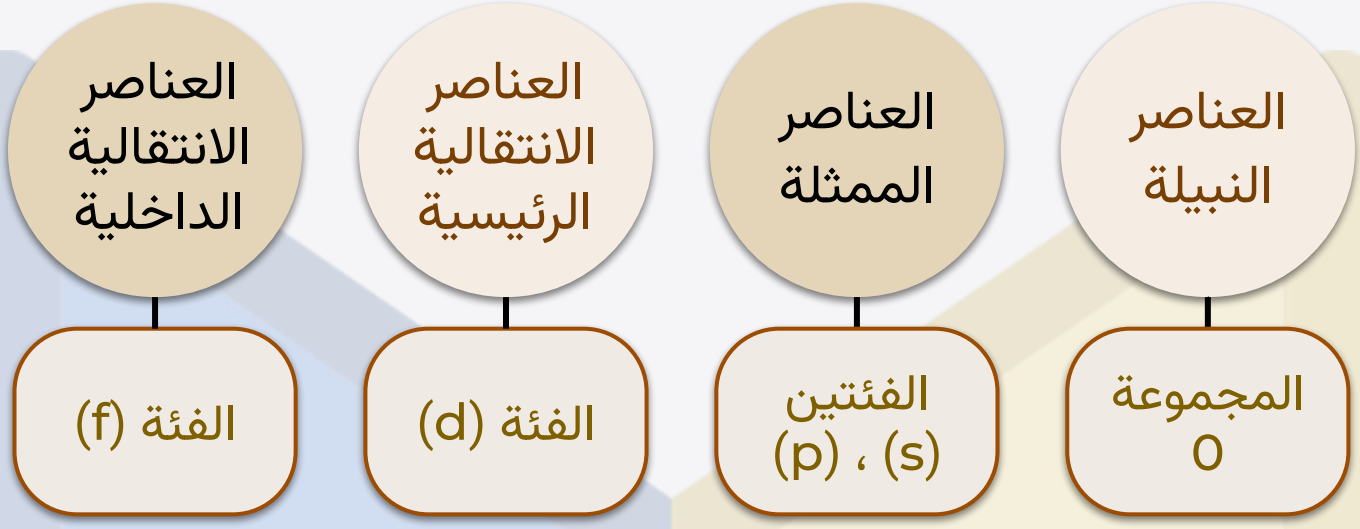
- يضم كل منها 14 عنصرًا:

- **سلسلة اللانثانيدات:**
  - تقع في الدورة السادسة.
  - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 4f
  - سُميت عناصرها بالأكاسيد النادرة، ولكن هذه التسمية غير دقيقة، حيث أمكن حديثًا فصل أكاسيدها بالتبادل الأيوني.

- **سلسلة الأكتينيدات:**
  - تقع في الدورة السابعة.
  - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 5f
  - عناصر مشعة، أنويتها غير مستقرة.

أهم النقاط

أنواع عناصر الجدول الدوري الحديث:



العناصر النبيلة (الغازات الخاملة):

18
0

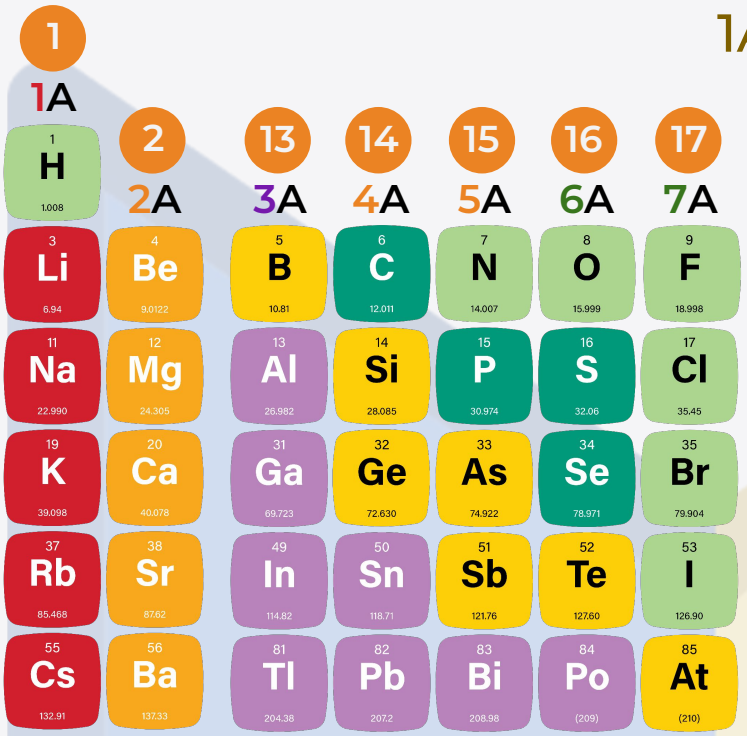
- تشغل المجموعة الصفرية (18).
- من عناصر الفئة (p).
- جميع مستويات الطاقة في ذراتها ممتلئة بالإلكترونات.
- ينتهي تركيبها الإلكتروني بالمستوى الفرعي (np^6) «باستثناء الهيليوم ($1s^2$)»
- عناصر مستقرة.
- تُكون مركبات بصعوبة بالغة.

هيليوم	2 He 4.0026	$1s^2$	
نيون	10 Ne 20.180	$2s^2$, $2p^6$	
أرجون	18 Ar 39.948	$3s^2$, $3p^6$	
كريبتون	36 Kr 83.798	$4s^2$, $4p^6$	
زينون	54 Xe 131.29	$5s^2$, $5p^6$	
رادون	86 Rn (222)	$6s^2$, $6p^6$	

أهم النقاط

العناصر الممثلة:

- تشغل المجموعات من 1A : 7A
- عناصر الفئتين (p) ، (s) «عدا المجموعة الصفرية»
- جميع مستويات الطاقة في ذراتها ممتلئة بالإلكترونات، عدا مستوى الطاقة الخارجي.
- عناصر نشطة غالبًا.
- تميل إلى فقد أو اكتساب الإلكترونات أو المشاركة بها للوصول للتركيب الإلكتروني المماثل لأقرب غاز خامل لها.



العناصر الانتقالية الرئيسية:

- تشغل المجموعات من 1B : 7B والمجموعة 8
- عناصر الفئة (d).
- جميع مستويات الطاقة في ذراتها ممتلئة بالإلكترونات، عدا المستويين الرئيسيين الخارجيين.
- ينتهي تركيبها الإلكتروني بـ ($ns^{1:2}$, $(n-1)d^{1:10}$)

$_{48}Cd$: 2 , 8 , 18 | 18 , 2

K , L , M | N , O

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

أهم النقاط

العناصر الانتقالية الداخلية:

- تشغل الدورتين 6 ، 7
- عناصر الفئة (f).
- جميع مستويات الطاقة في ذراتها ممتلئة بالإلكترونات، عدا الثلاث مستويات الرئيسية الخارجية.
- ينتهي تركيبها الإلكتروني بـ $(ns^2 , (n-2)f^{1:14} , (n-1)d^1)$

$_{63}Eu$: 2 , 8 , 18 | 24 , 9 , 2

K , L , M | N , O , P

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

التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز خامل:

2 — 2 He 4.0026 — [He] , 2s , 2p

3 — 10 Ne 20.180 — [Ne] , 3s , 3p

4 — 18 Ar 39.948 — [Ar] , 4s , 3d , 4p

5 — 36 Kr 83.798 — [Kr] , 5s , 4d , 5p

6 — 54 Xe 131.29 — [Xe] , 6s , 4f , 5d , 6p

7 — 86 Rn (222) — [Rn] , 7s , 5f , 6d , 7p

أهم النقاط

التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز خامل:

$$_{20}Ca: \underbrace{1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6}_{[_{18}Ar]} , 4s^2 = [Ar] , 4s^2$$

$$_{48}Cd : \underbrace{1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6}_{[_{36}Kr]} , 5s^2 , 4d^{10} = [Kr] , 5s^2 , 4d^{10}$$

$$_{64}Gd : \underbrace{1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6 , 5s^2 , 4d^{10}}_{[_{54}Xe]} , 5p^6 , 6s^2 , 4f^7 , 5d^1 = [Xe] , 6s^2 , 4f^7 , 5d^1$$

أهم النقاط

تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري:

❖ **أولًا تحديد الفئة** التي ينتمي لها العنصر وذلك من خلال تحديد المستوى الفرعي الأخير في التركيب الإلكتروني، فإذا كان التركيب الإلكتروني ينتهي بـ:

- المستوى الفرعي (s) ⇐ العنصر ينتمي للفئة (s)
- المستوى الفرعي (p) ⇐ العنصر ينتمي للفئة (p)
- المستوى الفرعي (d) ⇐ العنصر ينتمي للفئة (d)
- المستويين الفرعيين ($d^{>1}$) و (f) ⇐ العنصر ينتمي للفئة (d)
- المستويين الفرعيين (d^{1}) و (f) ⇐ العنصر ينتمي للفئة (f)

❖ **ثانيًا تحديد المجموعة والدورة** التي ينتمي لهما العنصر من خلال:

- آخر مستوى (s) ⇒ إذا كان العنصر ينتمي للفئة (s)
- آخر مستويين (p) ، (s) ⇒ إذا كان العنصر ينتمي للفئة (p)
- آخر مستويين (d) ، (s) ⇒ إذا كان العنصر ينتمي للفئة (d) أو للفئة (f)

العنصر الذي ينتمي للفئة (s)

$_{19}K : [Ar]\ 4s^1$

ينتهي بالمستوى s | عدد e^- = 1 | n = 4

الفئة s | المجموعة 1A | الدورة 4

أهم النقاط

تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري:

العنصر الذي ينتمي للفئة (p)

1 موقع عنصر الفوسفور P

$_{15}P$

[Ne] $3s^2$, $3p^3$

ينتهي بـ p	عدد e^- = 5	n = 3
p	5A	3

2 موقع عنصر الأرجون Ar

$_{18}Ar$

[Ne] $3s^2$, $3p^6$

ينتهي بـ p	عدد e^- = 8	n = 3
p	0	3

3 موقع عنصر القصدير Sn

$_{50}Sn$

[Kr] $5s^2$ $5d^{10}$ $5p^2$

ينتهي بـ p	عدد e^- = 4	n = 5
p	4A	5

4 موقع عنصر الأنتيمون At

$_{85}At$

[Xe] $6s^2$ $4f^{14}$, $5d^{10}$ $6p^5$

ينتهي بـ p	عدد e^- = 7	n = 6
p	7A	6

لاحظ

يتم تحديد رقم المجموعة ورقم الدورة من آخر مستويين (p) ، (s) في حالة انتماء العنصر للفئة (p)

أهم النقاط

تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري:

العنصر الذي ينتمي للفئة (d)

1 موقع عنصر الفاناديوم V

$_{23}V$

[Ar] $4s^2 , 3d^3$

- ينتهي بـ d ← d
- عدد e^- = 5 ← 5B
- أكبر n = 4 ← 4

2 موقع عنصر النحاس Cu

$_{29}Cu$

[Ar] $4s^1 , 3d^{10}$

- ينتهي بـ d ← d
- عدد e^- = 11 ← 1B
- أكبر n = 4 ← 4

3 موقع عنصر الكوبلت Co

$_{27}Co$

[Ar] $4s^2 , 3d^7$

- ينتهي بـ d ← d
- عدد e^- = 9 ← 8
- أكبر n = 4 ← 4

4 موقع عنصر Ta

$_{73}Ta$

[Xe] $6s^2$ $4f^{14}$ $5d^3$

- ينتهي بـ $d^{>1}$ و f ← d
- عدد e^- = 5 ← 5B
- أكبر n = 6 ← 6

لاحظ

يتم تحديد رقم المجموعة ورقم الدورة من آخر مستويين (d) ، (s) في حالة انتماء العنصر للفئة (d)

أهم النقاط

تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري:

العنصر الذي ينتمي للفئة (f)

1 موقع عنصر Eu

$_{63}Eu$

$[Xe]\ 6s^2\ 4f^6\ 5d^1$

ينتهي بـ d^1 و f ← f

أكبر n = 6 ← 6

2 موقع عنصر Lu

$_{71}Lu$

$[Xe]\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^1$

ينتهي بـ d^1 و f ← f

أكبر n = 6 ← 6

لاحظ

يتم تحديد رقم المجموعة ورقم الدورة من آخر مستويين (d) ، (s) في حالة انتماء العنصر للفئة (f)

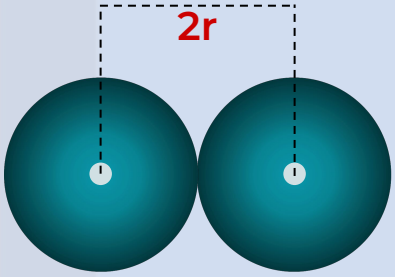
خواص العناصر الممثلة:

- نصف القطر
- جهد التأين
- الميل الإلكتروني
- السالبية الكهربية
- الفلزية واللافلزية
- الحامضية والقاعدية
- أعداد التأكسد

أهم النقاط

خاصية نصف القطر الذري (r):

- يتم تحديدها في المركبات التساهمية (الجزيئات) التي تتكون من اتحاد ذرتين لنفس العنصر (مثل H_2) أو لعنصرين مختلفين (مثل CCl_4).
- نصف المسافة بين مركزي نواتي ذرتين متماثلتين في جزيء ثنائي الذرة.
- يتم حسابه من العلاقة: $r = \frac{\text{طول الرابطة}}{2}$



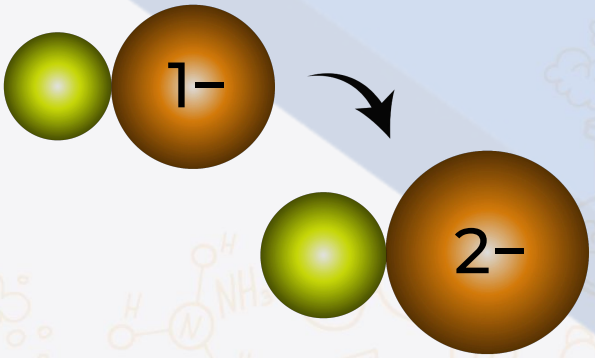
طول الرابطة التساهمية (2r):

- المسافة بين مركزي نواتي ذرتين متحدتين.
- يُقدر بوحدة الأنجستروم (Å)
- يتم حسابه من العلاقة

طول الرابطة التساهمية = مجموع نصفي قطري ذرتي الجزيء.

خاصية نصف القطر الأيوني:

- يتم تحديدها في المركبات الأيونية (وحدات الصيغة (بللورات)) التي تتكون من أيون موجب (كاتيون) وأيون سالب (أنيون) مثل NaCl.

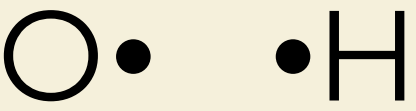


- يعتمد نصف القطر الأيوني على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة.

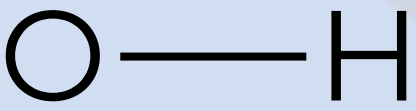
أهم النقاط

خاصية السالبية الكهربية:

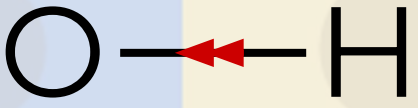
- ❖ قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية.
- ❖ تختلف من ذرة لأخرى.
- ❖ تدل الزيادة في قيمها على زيادة قدرة الذرة النسبية على جذب إلكترونات الرابطة.
- ❖ تشير إلى الذرة المرتبطة مع غيرها.
- ❖ الفرق فى السالبية الكهربية للعناصر له دورا أساسيًا في تحديد نوع الترابط بين الذرات.



كل ذرة تشارك بأحد إلكترونات التكافؤ



رابطة تساهمية (زوج الإلكترونات بحيازة H و O في نفس الوقت)

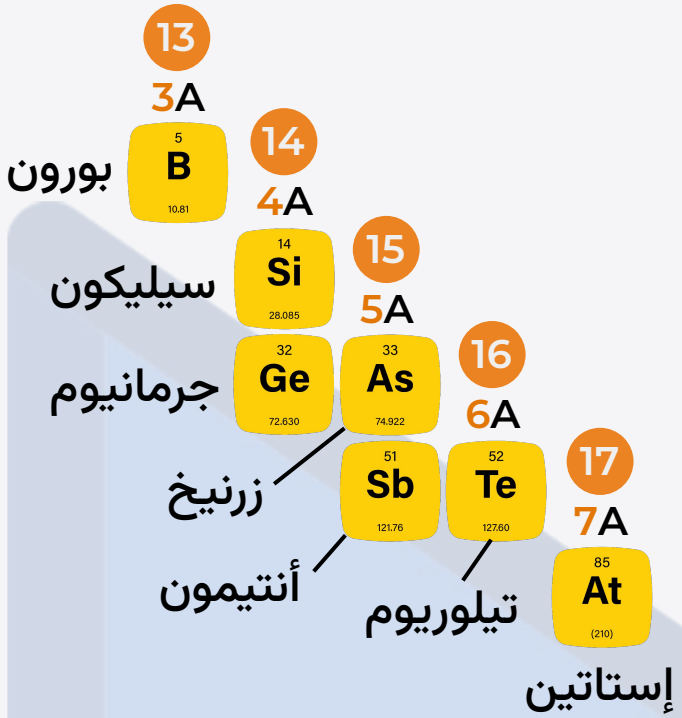


سالبية H < سالبية O

فينحاز زوج الإلكترونات أكثر للأكسجين

أهم النقاط

أشباه الفلزات:



- لها مظهر الفلزات.
- لها معظم خواص اللافلزات.
- سالبيتها الكهربية متوسطة بين الفلزات واللافلزات.
- توصيلها الكهربي أقل من توصيل الفلزات وأكبر كثيرًا من توصيل اللافلزات.
- تدخل في صناعة أجزاء من الأجهزة الإلكترونية كالترانزستورات بصفتها أشباه موصلات.

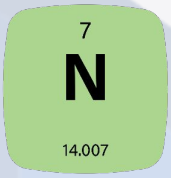
أنواع أكاسيد العناصر:

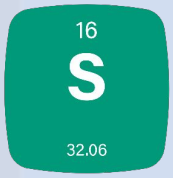
عنصر + الأكسجين = أكسيد

1. الأكاسيد الحامضية
2. الأكاسيد القاعدية
3. الأكاسيد المترددة

أهم النقاط

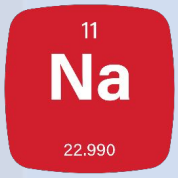
الأكاسيد الحامضية:

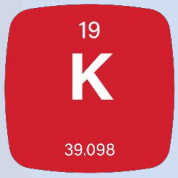




- أكاسيد عناصر اللافلزات.
- تكون أحماضًا أكسجينية عند ذوبانها في الماء.
- تتفاعل مع القواعد (القلويات) مكونة ملح وماء.
- أمثلة:
  - ثاني أكسيد الكربون (CO_2)
  - ثالث أكسيد الكبريت (SO_3)
  - ثاني أكسيد النيتروجين (NO_2)

الأكاسيد القاعدية (القلوية):

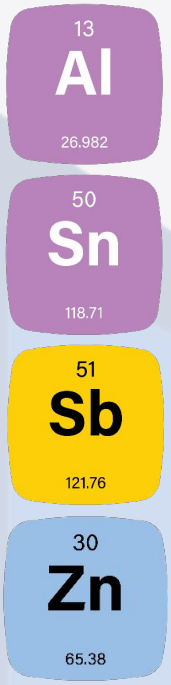




- أكاسيد عناصر الفلزات.
- بعضها لا يذوب في الماء.
- بعضها يذوب في الماء مكونًا قواعد (قلويات).
- تتفاعل مع الأحماض مكونة ملح وماء.
- أمثلة:
  - أكسيد الصوديوم (Na_2O)
  - أكسيد البوتاسيوم (K_2O)
  - أكسيد الماغنسيوم (MgO)

أهم النقاط

الأكاسيد المترددة:



- أكاسيد عناصر تتفاعل مع الأحماض وكأنها أكاسيد قاعدية، ومع القلويات وكأنها أكاسيد حامضية، وتكون في الحالتين ملح وماء.
- أمثلة:
  - أكسيد الألومنيوم (Al_2O_3)
  - أكسيد الخارصين (ZnO)
  - أكسيد الأنتيمون (Sb_2O_3)
  - أكسيد القصدير (SnO) (II)

أعداد التأكسد:

- عدد تأكسد ذرة العنصر في الجزيء متماثل الذرات يساوي zero مهما تعددت ذرات الجزيء.

جزيء العنصر	Na	Cl_2	P_4	S_8
عدد تأكسد ذرة العنصر	0			

- عدد تأكسد أيون العنصر يساوي مقدار الشحنة التي يحملها (تكافؤه).

أيون العنصر	Ag^+	Cu^{2+}	Fe^{3+}	Cl^-	O^{2-}	N^{3-}
عدد التأكسد	+1	+2	+3	−1	−2	−3

أهم النقاط

أعداد التاكسد:

❖ عدد تاكسد المجموعة الذرية يساوي مقدار الشحنة التي تحملها (تكافؤها).

المجموعة الذرية	$(NH_4)^+$	$(OH)^-$	$(NO_3)^-$	$(CO_3)^{2-}$	$(SO_4)^{2-}$	$(PO_4)^{3-}$
اسم المجموعة	أمونيوم	هيدروكسيد	نترات	كربونات	كبريتات	فوسفات
عدد التأكسد	+1	−1	−1	−2	−2	−3

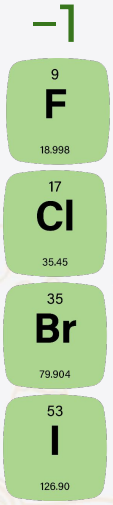
❖ عدد تأكسد أي فلز من فلزات:

- المجموعة 1A في جميع مركباته = +1
- المجموعة 2A في جميع مركباته = +2
- المجموعة 3A في جميع مركباته = +3

جزيء المركب	$NaNO_3$	$MgSO_4$	$AlCl_3$
عدد التأكسد الفلز	+1	+2	+3

❖ عدد تأكسد الفلور في جميع مركباته = −1

❖ عدد تأكسد الكلور ، البروم ، اليود (هالوجينات) في معظم مركباتها = −1



جزيء المركب	OF_2	HF	KF	LiCl	NaBr	KI
عدد التأكسد	−1					

أهم النقاط

أعداد التاكسد:

❖ عدد تأكسد الأكسجين في:

- معظم مركباته = −2
- مركبات الفوق أكسيد = −1
- مركبات السوبر أكسيد = −½
- مركبه مع الفلور = +2

الصيغة	Na_2O	H_2O_2	Na_2O_2	KO_2	OF_2
الأكسيد	أكسيد عادي	فوق الأكسيد		سوبر أكسيد	مع الفلور
عدد تأكسد الـO	−2	−1		−½	+2

❖ عدد تأكسد الهيدروجين في:

- معظم مركباته = +1
- مركباته مع الفلزات النشطة (هيدريدات الفلزات النشطة) = −1

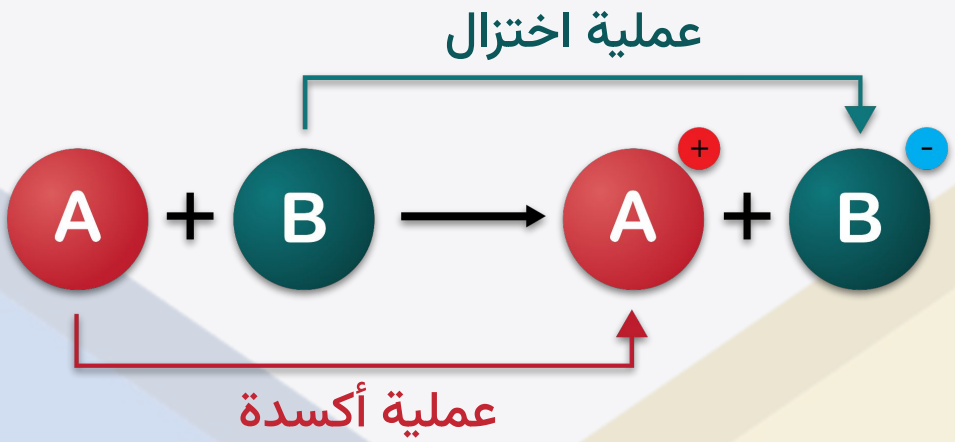
جزيء المركب	HCl	NaH	CaH_2	AlH_3
عدد التأكسد الـH	+1	−1		

❖ المجموع الجبري لأعداد التأكسد في:

المجموعة الذرية	جزيء من ذرات عناصر مختلفة	جزيء من مجموعات ذرية
OH^-	NaCl	$[NH_4]^+[NO_2]^-$
مقدار الشحنة التي تحملها	0	0

أهم النقاط

تفاعلات الأكسدة والاختزال:



B : لافلز / عامل مُؤكسِد (يتسبب في أكسدة A)	**A** : فلز / عامل مُختزل (يتسبب في اختزال B)
يكتسب اللافلز إلكترون أو أكثر، فيقل عدد تأكسده وتحدث له عملية اختزال	يفقد الفلز إلكترون أو أكثر، فيزداد عدد تأكسده وتحدث له عملية أكسدة

عمليتي الأكسدة والاختزال يتبعهما تغير في أعداد التأكسد

زيادة عدد التأكسد

-7 -6 -5 -4 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7

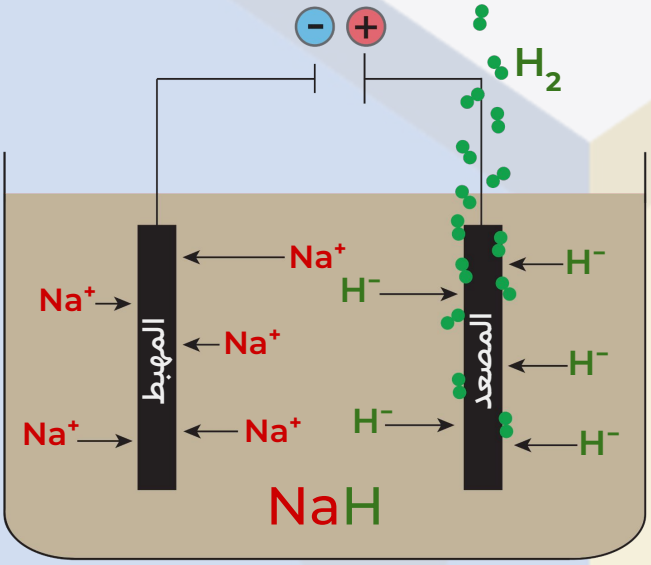
نقص عدد التأكسد

أهم النقاط

التحليل الكهربي:

❖ عبارة عن:

- المصهور أو المحلول المراد تحليله، والذي يتفكك إلى أيونات.
- مهبط (قطب سالب)، تحدث عنده عملية اختزال للأيون الموجب.
- مصعد (قطب موجب)، تحدث عنده عملية أكسدة للأيون السالب.



التحليل الكهربي لمصهور هيدريد الصوديوم NaH

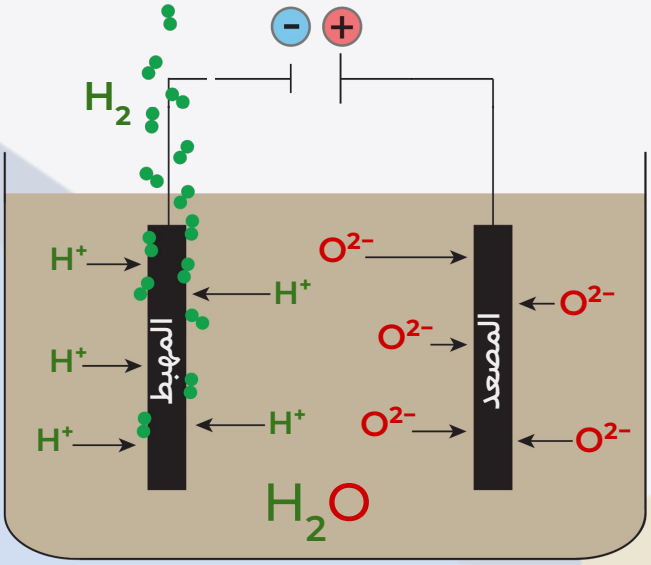
يتصاعد غاز H_2 فوق المصعد (القطب الموجب) عند التحليل الكهربي لمصهور NaH

لأن عدد تأكسد الهيدروجين في مصهور هيدريد الصوديوم = -1

(الشحنات المختلفة تتجاذب)

أهم النقاط

التحليل الكهربي:



التحليل الكهربي لمصهور للماء المحمض

H_2O

يتصاعد غاز H_2 فوق المهبط (القطب السالب) عند التحليل الكهربي للماء المحمض H_2O

لأن عدد تأكسد الهيدروجين في الماء = +1

(الشحنات المختلفة تتجاذب)

معادلات

العناصر الممثلة (1A : 7A):

عناصر نشطة غالبًا، حيث أنها لكي تصل للتركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل لها فإنها تميل إلى:

❖ فقد إلكترونات:

$$_{11}Na \rightarrow Na^{+} + e^{-}$$

$$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1 \qquad 1s^2, 2s^2, 2p^6$$

❖ اكتساب إلكترونات:

$$_{17}Cl + e^{-} \rightarrow Cl^{-}$$

$$3s^2, 2p^5 \qquad 3s^2, 2p^6$$

❖ المشاركة بالإلكترونات:

$$_{1}H + {}_{1}H \rightarrow H_2$$

$$1s^1 \qquad 1s^1 \qquad 1s^2$$

معادلات

جهد التأين والميل الإلكتروني:

$$Na_{(g)} \rightarrow Na^{+}_{(g)} + e^{-} \quad , \Delta H = +496 \text{ kJ/mol}$$

$$Cl_{(g)} + e^{-} \rightarrow Cl^{-}_{(g)} \quad , \Delta H = -349 \text{ kJ/mol}$$

$$Na_{(g)} + Cl_{(g)} \rightarrow Na^{+}_{(g)} + Cl^{-}_{(g)} \, , \Delta H = 147 \text{ kJ/mol}$$

$\Delta H = (+496) + (-349) = 147$ kJ/mol

الأكاسيد الحامضية:

أكسيد حامضي + ماء ← حمض أكسجيني

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_2CO_{3(aq)}$$

ثاني أكسيد الكربون — ماء — حمض الكربونيك

$$SO_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_2SO_{4(aq)}$$

ثالث أكسيد الكبريت — ماء — حمض الكبريتيك

أكسيد حامضي + قاعدة ← ملح + ماء

$$CO_{2(g)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow Na_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

ثاني أكسيد الكربون — هيدروكسيد الصوديوم — كربونات الصوديوم — ماء

معادلات

الأكاسيد القاعدية:

أكسيد قاعدي + ماء ← قاعدة

$$Na_2O_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2NaOH_{(aq)}$$

أكسيد الصوديوم — ماء — هيدروكسيد الصوديوم

$$K_2O_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2KOH_{(aq)}$$

أكسيد البوتاسيوم — ماء — هيدروكسيد البوتاسيوم

حمض + أكسيد قاعدي ← ملح + ماء

$$2HCl_{(aq)} + Na_2O_{(s)} \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

حمض الهيدروكلوريك — أكسيد الصوديوم — كلوريد الصوديوم — ماء

$$H_2SO_{4(aq)} + MgO_{(s)} \rightarrow MgSO_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

حمض الكبريتيك — أكسيد الماغنسيوم — كبريتات الماغنسيوم — ماء

معادلات

الأكاسيد المترددة:

أكسيد متردد + قاعدة ← ملح + ماء

$$ZnO_{(s)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow Na_2ZnO_{2(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

أكسيد الخارصين	هيدروكسيد الصوديوم	خارصينات (زنكات) الصوديوم	ماء

حمض + أكسيد متردد ← ملح + ماء

$$H_2SO_{4(aq)} + ZnO_{(s)} \rightarrow ZnSO_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

حمض الكبريتيك	أكسيد الخارصين	كبريتات الخارصين	ماء

تفاعلات الأكسدة والاختزال:

$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

$4Al^0 \rightarrow 4Al^{3+} + 12e^-$

عملية أكسدة

عامل مُختزل

$3O_2^0 + 12e^- \rightarrow 6O^{2-}$

عملية اختزال

عامل مُؤكسِد

عدد مولات الإلكترونات المكتسبة = عدد مولات الإلكترونات المفقودة

الجدول الدوري الحديث:

مخططات

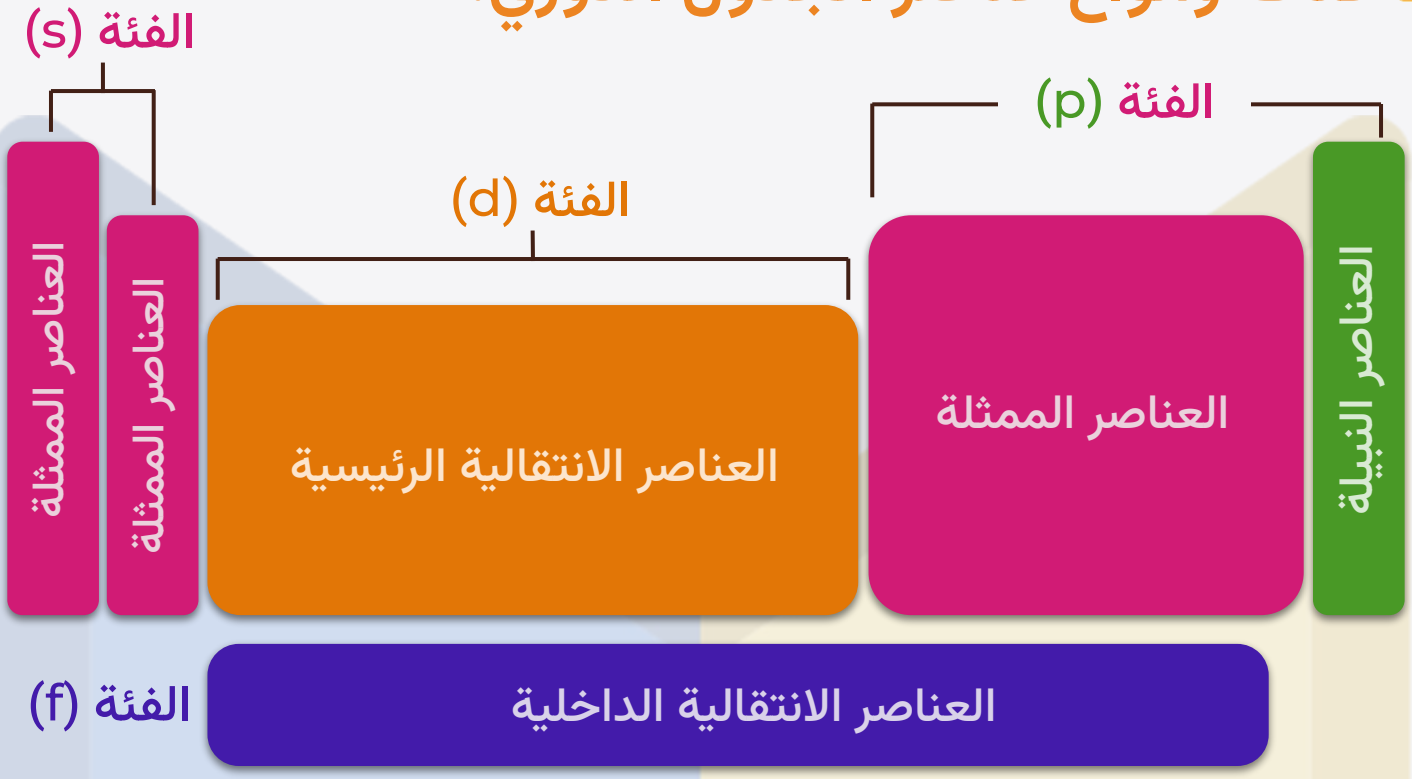
118 عنصر

18 مجموعة رأسية

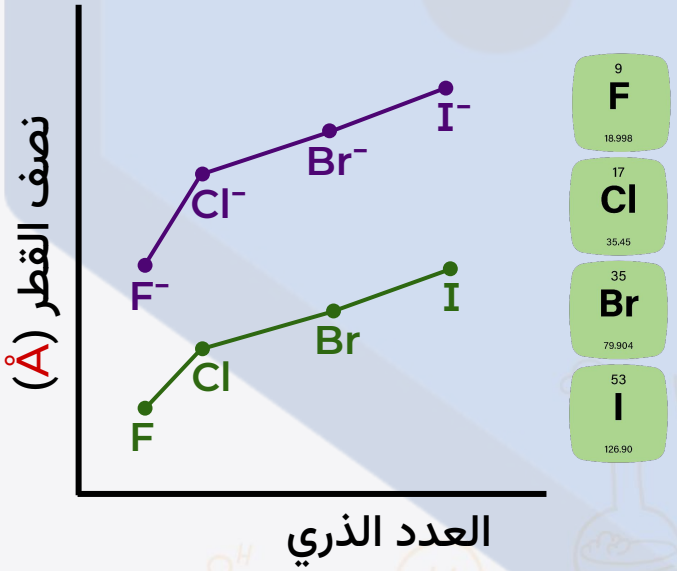
7 دورات أفقية

مخططات

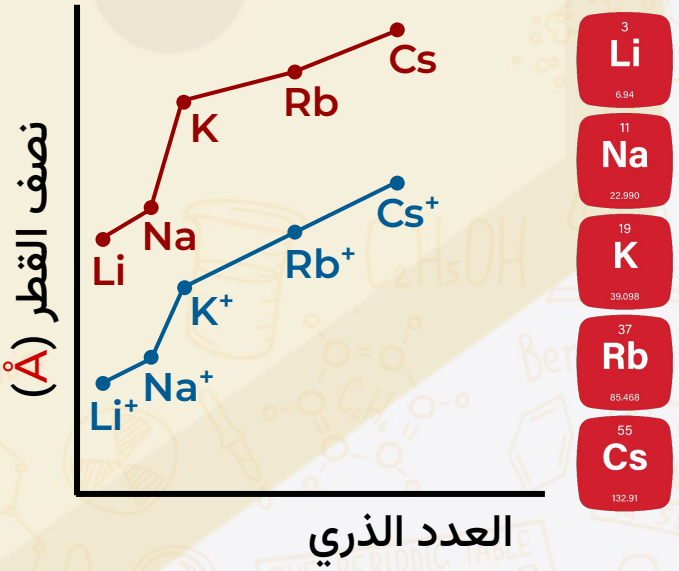
فئات وأنواع عناصر الجدول الدوري:



أنصاف أقطار الذرات وأيوناتها:



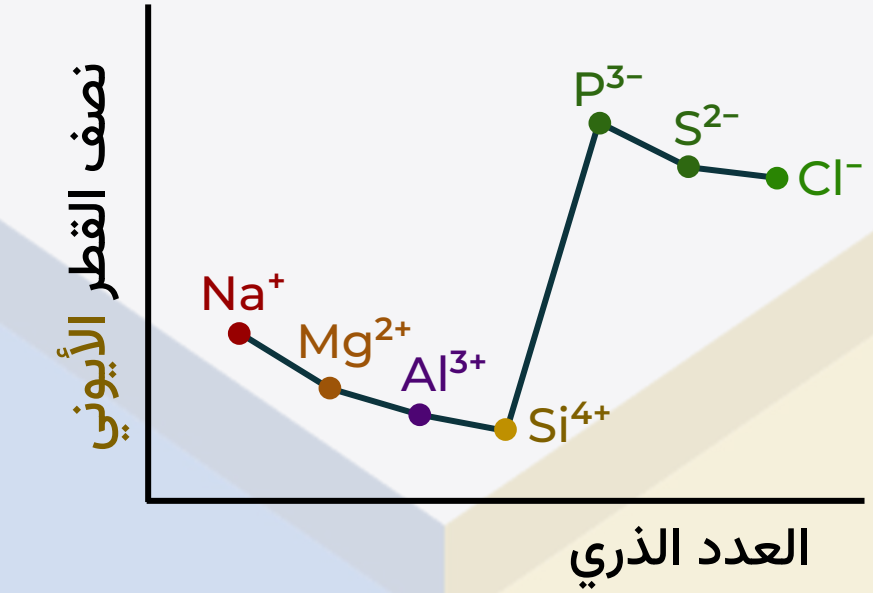
أنصاف أقطار أنيونات اللافلزات > أنصاف أقطار ذراتها



أنصاف أقطار كاتيونات الفلزات > أنصاف أقطار ذراتها

مخططات

تدرج أنصاف أقطار أيونات الدورة الثالثة:



∵ نصف قطر الكاتيون < نصف قطر ذرته
∴ كلما فقدت الذرة إلكترونات، كلما كان نصف قطر الكاتيون المتكون أصغر

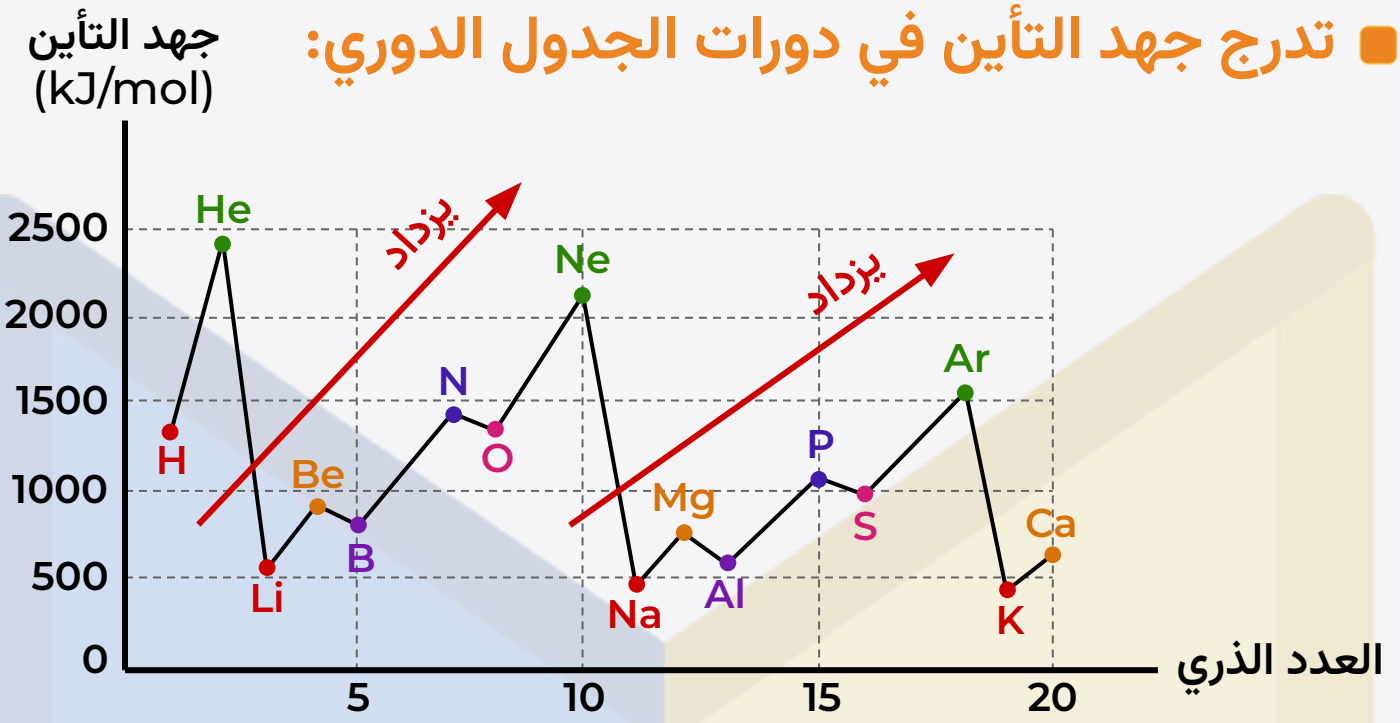
وبالتالي، كلما اتجهنا من اليسار لليمين في الدورة فإن عدد الإلكترونات التي تفقدها ذرة العنصر يزداد وبالتالي يقل نصف قطر الكاتيون ($Na^+ \rightarrow Mg^{2+} \rightarrow Al^{3+} \rightarrow Si^{4+}$)

∵ نصف قطر الأنيون > نصف قطر ذرته
∴ كلما اكتسبت الذرة إلكترونات، كلما كان نصف قطر الأنيون المتكون أكبر

وبالتالي، كلما اتجهنا من اليسار لليمين في الدورة فإن عدد الإلكترونات التي تكتسبها ذرة العنصر يقل وبالتالي يقل نصف قطر الأنيون ($P^{3-} \rightarrow S^{2-} \rightarrow Cl^-$)

مخططات

تدرج جهد التأين في دورات الجدول الدوري:



❖ **الدورة الأولى (H → He):**

يزداد جهد التأين في الدورة من اليسار لليمين.

❖ **الدورة الثانية (Li → Ne):**

يزداد جهد التأين في الدورة من اليسار لليمين، ولكن هناك استثناءات:

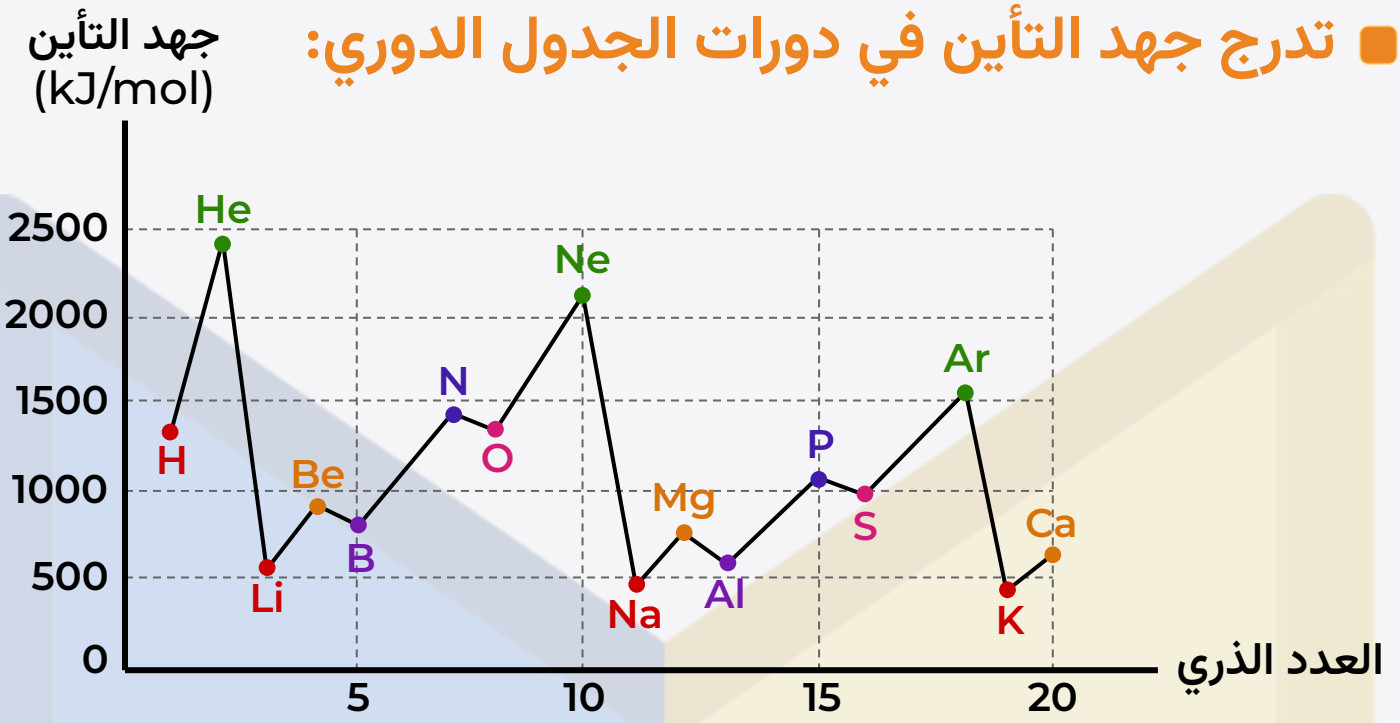
- يقل جهد التأين في حالة B (عنصر من المجموعة 3A) لأن نزع الإلكترون الأخير من $2p^1$ يتسبب في جعل المستوى الفرعي الأخير s تام الامتلاء ($2s^2$)، مما يساعد على استقرار الذرة.
- يقل جهد التأين في حالة O (عنصر من المجموعة 6A) لأن نزع الإلكترون الأخير من $2p^4$ يتسبب في جعل المستوى الفرعي الأخير p نصف ممتلىء ($2p^3$)، مما يساعد على استقرار الذرة.

❖ **الدورة الثالثة (Na → Ar):**

- يتكرر ما حدث في الدورة الثانية، ولكن يكون الـAl بدلًا من الـB ، ويكون الـS بدلًا من الـO

مخططات

تدرج جهد التأين في دورات الجدول الدوري:



لاحظ

يزداد جهد التأين في الدورة الواحدة كلما اتجهنا من اليسار لليمين
ولكن هناك استثناءات:

- جهد تأين عناصر المجموعة (3A) < عناصر المجموعة (2A).
- جهد تأين عناصر المجموعة (6A) < عناصر المجموعة (5A).

لاحظ

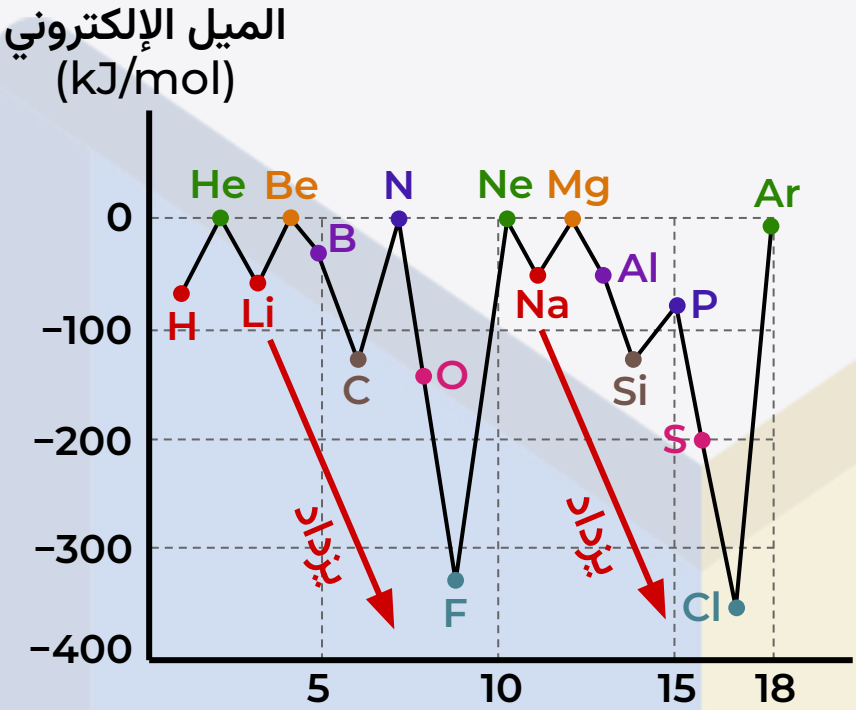
جهد التأين الأول للغازات النبيلة في نهاية كل دورة مرتفع جدًا
(He , Ne , Ar)
لاستقرار نظامها الإلكتروني، وصعوبة فصل إلكترون من مستوى طاقة مكتمل

لاحظ

جهد التأين الأول لعناصر الأقلاء في بداية كل دورة أقل من جهود تأين باقي العناصر (Li , Na , K)
لسهولة فقد إلكترون التكافؤ (أحجامها الذرية كبيرة)

مخططات

تدرج الميل الإلكتروني في دورات الجدول الدوري:



ملاحظة

الإشارة السالبة لا تُؤخذ كقيمة، إنما تدل فقط على الطاقة المنطلقة

❖ **الدورة الثانية (Li → Ne):**

يزداد الميل الإلكتروني في الدورة من اليسار لليمين، ولكن هناك استثناءات:

- قيمة الميل الإلكتروني تقترب من الصفر في حالة (Be ، N ، Ne)

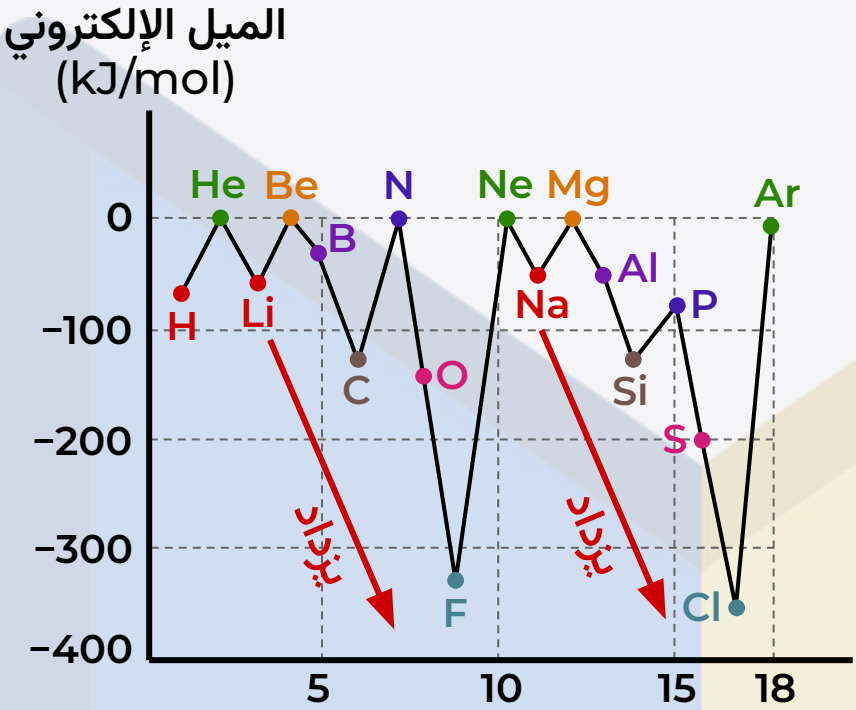
وذلك لأن الذرة تكون في حالة استقرار عندما يكون المستوى الفرعي:

- ❑ في حالة Be ⇐ تام الامتلاء ($2s^2$)
- ❑ في حالة N ⇐ نصف ممتلىء ($2p^3$)
- ❑ في حالة Ne ⇐ تام الامتلاء ($2p^6$)

وإضافة إلكترون جديد لأي ذرة منها يقلل من استقرارها.

مخططات

تدرج الميل الإلكتروني في دورات الجدول الدوري:



ملاحظة

الإشارة السالبة لا تُؤخذ كقيمة، إنما تدل فقط على الطاقة المنطلقة

❖ **الدورة الثالثة** (Na → Ar):

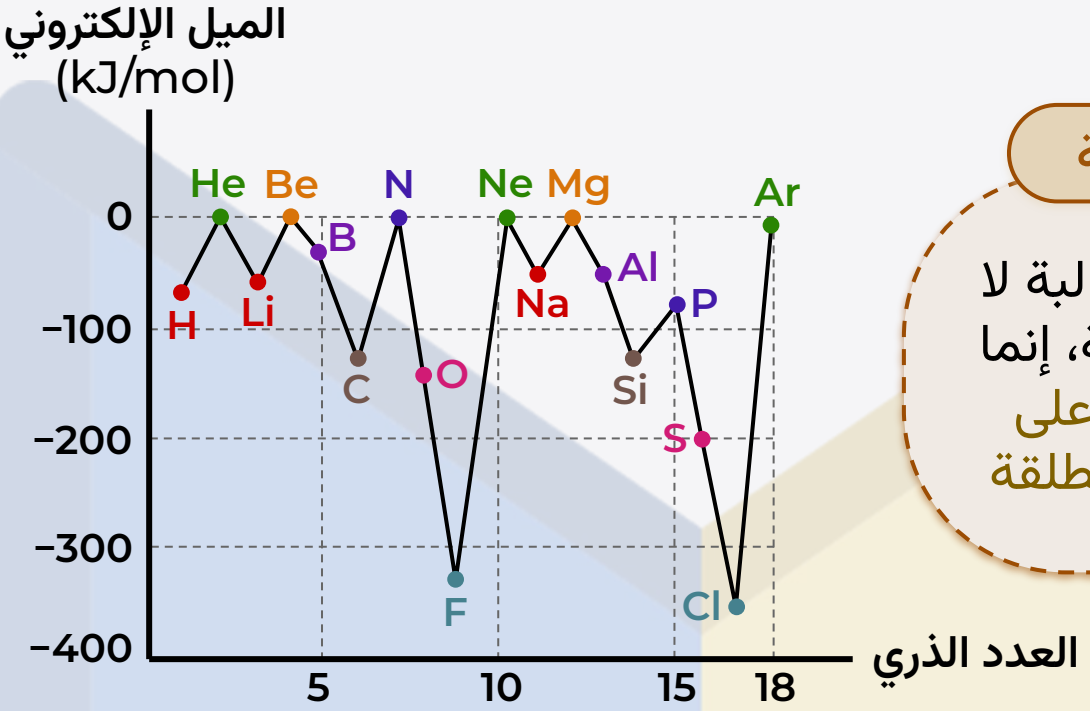
يزداد الميل الإلكتروني في الدورة من اليسار لليمين، ولكن هناك استثناءات:

- قيمة الميل الإلكتروني تقترب من الصفر في حالة (Mg ، Ar) وذلك لأن الذرة تكون في حالة استقرار عندما يكون المستوى الفرعي:
  - ❑ في حالة Mg ⇐ تام الامتلاء ($3s^2$)
  - ❑ في حالة Ar ⇐ تام الامتلاء ($3p^6$)

  وإضافة إلكترون جديد لأي ذرة منها يقلل من استقرارها.
- قيمة الميل الإلكتروني تقل في حالة P ، لأن الذرة تكون في حالة استقرار عندما يكون المستوى الفرعي ($3p^3$) نصف ممتلىء وإضافة إلكترون جديد يقلل من استقرارها.

مخططات

تدرج الميل الإلكتروني في دورات الجدول الدوري:



ملاحظة

الإشارة السالبة لا تُؤخذ كقيمة، إنما تدل فقط على الطاقة المنطلقة

لاحظ

يزداد الميل الإلكتروني في الدورة الواحدة كلما اتجهنا من اليسار لليمين ولكنه:

- يقترب من الصفر في حالة:
  - عناصر المجموعة (2A).
  - عنصر (N).
  - عناصر المجموعة (0).
- يقل في حالة:
  - عناصر المجموعة (5A)، عدا (N).

مخططات

تدرج خواص عناصر الجدول الدوري:

1. جهد التأين
2. الميل الإلكتروني
3. السالبية الكهربية
4. الخاصية اللافلزية

1. نصف القطر
2. الخاصية الفلزية
3. الخاصية القاعدية للفلزات
4. الخاصية الحامضية للمركبات الهيدروجينية

1. جهد التأين
2. الميل الإلكتروني
3. السالبية الكهربية
4. الخاصية اللافلزية
5. الخاصية الحامضية

1. نصف القطر
2. الخاصية الفلزية
3. الخاصية القاعدية

يزداد

يقل

يقل

يزداد

مقارنات

عناصر المجموعة والدورة في الجدول الدوري:

عناصر المجموعة الواحدة	عناصر الدورة الواحدة
تتشابه في الخواص الكيميائية	تختلف في الخواص الكيميائية
تتفق في التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الخارجي $_{3}Li$: 2, 1 / $_{11}Na$: 2, 8, 1	تختلف في التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الخارجي $_{3}Li$: 2, 1 / $_{4}Be$: 2, 2
تختلف في عدد الكم الرئيسي (n) $_{3}Li$: 2, 1 ← n = 1, 2 $_{11}Na$: 2, 8, 1 ← n = 1, 2, 3	تتفق في عدد الكم الرئيسي (n) $_{3}Li$: 2, 1 ← n = 1, 2 $_{4}Be$: 2, 2 ← n = 1, 2

شحنة النواة (Z) وشحنة النواة الفعالة (Z_{eff}):

شحنة النواة (Z)	شحنة النواة الفعالة (Z_{eff})
شحنة النواة كاملة (شحنة بروتونات النواة)	الشحنة الفعلية للنواة التي يتأثر بها إلكترون ما في ذرة ما
شحنة النواة الفعالة (Z_{eff}) تكون دائمًا أقل من شحنة النواة (Z)	

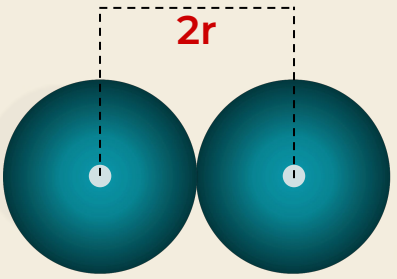
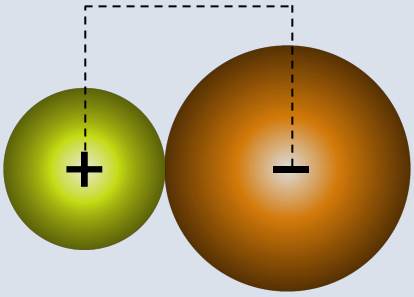
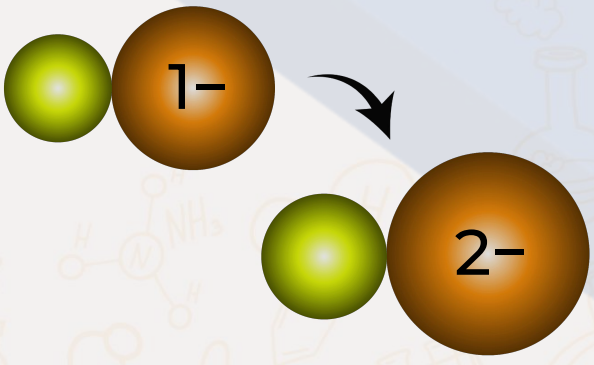
مقارنات

فئات الجدول الدوري الحديث:

	الفئة (s)	الفئة (p)	الفئة (d)	الفئة (f)
المنطقة التي تشغلها من الجدول الدوري	المنطقة اليسرى	المنطقة اليمنى	المنطقة الوسطى	تُفصل أسفل الجدول
الإلكترونات الخارجية لعناصرها	تقع في المستوى الفرعي (s)	تقع في المستوى الفرعي (p) «باستثناء الهيليوم ($1s^2$)»	تقع في المستوى الفرعي (d)	تقع في المستوى الفرعي (f)
عدد المجموعات التي تتكون منها	2	6	10	–
أرقام المجموعات	تُميز أرقامها بالحرف A	تُميز أرقامها بالحرف A «باستثناء المجموعة الصفرية التي لا تأخذ الحرف A»	تُميز أرقامها بالحرف B «باستثناء المجموعة الثامنة التي تتكون من 3 مجموعات ولا تأخذ الحرف B»	–
التركيب الإلكتروني لعناصرها	ينتهي بـ $ns^{1:2}$	ينتهي بـ ns^2 , $np^{1:6}$	ينتهي بـ $ns^{1:2}$, $(n-1)d^{1:10}$	ينتهي بـ ns^2 , $(n-2)f^{1:14}$, $(n-1)d^1$
نوع العناصر التي تضمها	ممثلة	3A → 7A : ممثلة نبيلة : 0	انتقالية رئيسية	انتقالية داخلية

مقارنات

خاصية نصف القطر:

نصف القطر الذري	نصف القطر الأيوني
في المركبات التساهمية	في المركبات الأيونية
ذرة + ذرة = جزيء	كاتيون + أنيون = وحدة صيغة (بللورات)
طول الرابطة التساهمية (2r) = المسافة بين مركزي نواتي ذرتين متحدتين 	طول الرابطة الأيونية = المسافة بين مركزي نواتي أيونين متحدين 
نصف القطر الذري (r) = نصف المسافة بين مركزي نواتي ذرتين متماثلتين $r = \frac{\text{طول الرابطة}}{2}$	يعتمد نصف القطر الأيوني على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة 

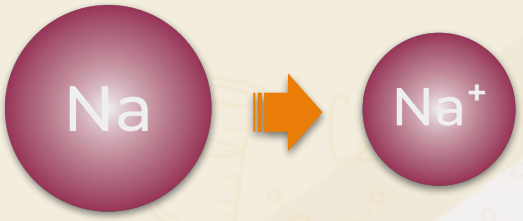
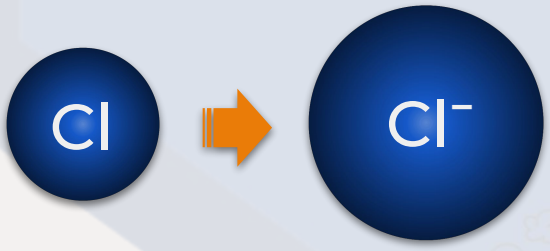
مقارنات

تدرج خاصية نصف القطر:

في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين	في المجموعة الواحدة من أعلى إلى أسفل
يقل نصف القطر	يزداد نصف القطر
التفسير: بزيادة العدد الذري تزداد شحنة النواة الفعالة تدريجيًا، فتزداد قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فيقل نصف القطر، مما يؤدي إلى تقلص حجم الذرة	**التفسير:** ❖ بزيادة العدد الذري يزداد نصف القطر نتيجة زيادة كل من: • عدد مستويات الطاقة في كل دورة جديدة. • عدد مستويات الطاقة الممتلئة بالإلكترونات، والتي تحجب تأثير النواة عن الإلكترونات الخارجية. • قوى التنافر بين الإلكترونات وبعضها.

مقارنات

أنصاف أقطار الذرات وأيوناتها:

ذرات وأيونات الفلزات	ذرات وأيونات اللافلزات
نصف قطر الأيون الموجب (الكاتيون) أصغر من نصف قطر ذرته	نصف قطر الأيون السالب (الأنيون) أكبر من نصف قطر ذرته
عدد البروتونات الموجبة في الكاتيون < عدد الإلكترونات السالبة	عدد البروتونات الموجبة في الأنيون > عدد الإلكترونات السالبة
شحنة النواة الفعالة في الكاتيون أكبر مما في الذرة	قوى التنافر بين الإلكترونات في الأنيون أكبر مما في الذرة
مثال: نصف قطر كاتيون الصوديوم < نصف قطر ذرته  $_{11}Na^{+}$ 11 بروتون 10 إلكترون $_{11}Na$ 11 بروتون 11 إلكترون	**مثال:** نصف قطر أنيون الكلوريد > نصف قطر ذرته  $_{17}Cl^{-}$ 17 بروتون 18 إلكترون $_{17}Cl$ 17 بروتون 17 إلكترون

مقارنات

خاصيتي جهد التأين (طاقة التأين) والميل الإلكتروني:

جهد التأين (طاقة التأين)	الميل الإلكتروني
الحد الأدنى من الطاقة المكتسبة عندما تفقد الذرة المفردة الغازية أضعف الإلكترونات ارتباطًا بالنواة، متحولة لأيون موجب	مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونًا، متحولة لأيون سالب
$Na_{(g)} + Energy \rightarrow Na^{+}_{(g)} + e^{-}$ $\Delta H = +496\ kJ/mol$	$Cl_{(g)} + e^{-} \rightarrow Cl^{-}_{(g)} + Energy$ $\Delta H = -349\ kJ/mol$
يُعبر عن ΔH بإشارة موجبة	يُعبر عن ΔH بإشارة سالبة
طاقة التأين عبارة عن طاقة ممتصة	الميل الإلكتروني عبارة عن طاقة منطلقة
قيمه تكون صغيرة عندما يعمل الإلكترون المفقود على جعل مستوى الطاقة الفرعي نصف ممتلئ أو تام الامتلاء تام الامتلاء $_{13}Al^{+} : [Ne] , 3s^2$ نصف ممتلئ $_{16}S^{+} : [Ne] , 3s^2 , 3p^3$	قيمه تكون كبيرة عندما يعمل الإلكترون المكتسب على جعل مستوى الطاقة الفرعي نصف ممتلئ أو تام الامتلاء تام الامتلاء $_{9}F^{-} : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6$ نصف ممتلئ $_{6}C^{-} : 1s^2 , 2s^2 , 2p^3$
قيمه تكون كبيرة عندما يتسبب الإلكترون المفقود في كسر مستوى طاقة الفرعي نصف ممتلئ أو تام الامتلاء تام الامتلاء $_{12}Mg : [Ne] , 3s^2$ نصف ممتلئ $_{15}P : [Ne] , 3s^2 , 3p^3$	قيمه تكون صغيرة تقترب من الصفر عندما يكون مستوى الطاقة الفرعي الأخير نصف ممتلئ أو تام الامتلاء تام الامتلاء $_{4}Be : 1s^2 , 3s^2$ نصف ممتلئ $_{7}N : 1s^2 , 2s^2 , 2p^3$

مقارنات

جهود التأين:

جهد التأين الأول	جهد التأين الثاني	جهد التأين الثالث
مقدار الطاقة اللازمة لإزالة (فصل) أقل الإلكترونات ارتباطًا بالنواة في الذرة المفردة الغازية	مقدار الطاقة اللازمة لإزالة (فصل) إلكترون من أيون موجب يحمل شحنة موجبة واحدة	مقدار الطاقة اللازمة لإزالة (فصل) إلكترون من أيون موجب يحمل شحنتين موجبتين
يؤدى إلى تكوين أيون يحمل شحنة موجبة واحدة	يؤدى إلى تكوين أيون يحمل شحنتين موجبتين	يؤدى إلى تكوين أيون يحمل ثلاث شحنات موجبة
$Mg_{(g)} \downarrow Mg^{+}_{(g)} + e^{-}$ $\Delta H_1 = +738$ kJ/mol	$Mg^{+}_{(g)} \downarrow Mg^{2+}_{(g)} + e^{-}$ $\Delta H_2 = +1450$ kJ/mol	$Mg^{2+}_{(g)} \downarrow Mg^{3+}_{(g)} + e^{-}$ $\Delta H_3 = +7730$ kJ/mol

مقارنات

تدرج خاصية جهد التأين (طاقة التأين):

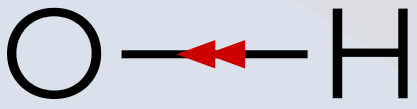
في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين	في المجموعة الواحدة من أعلى إلى أسفل
يزداد جهد التأين	يقل جهد التأين
التفسير: بزيادة العدد الذري تزداد شحنة النواة الفعالة تدريجيًا، ويقل نصف القطر، فتزداد قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فتحتاج إلى طاقة أكبر لفصلها عن النواة	**التفسير:** بزيادة العدد الذري يزداد عدد مستويات الطاقة المكتملة بالإلكترونات، فيزداد نصف القطر فتقل قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ، فتقل الطاقة اللازمة لفصلها عن النواة

تدرج خاصية الميل الإلكتروني:

في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين	في المجموعة الواحدة من أعلى إلى أسفل
يزداد الميل الإلكتروني	يقل الميل الإلكتروني
التفسير: بزيادة العدد الذري يقل نصف القطر (الحجم الذري)، فيسهُل على النواة جذب إلكترون جديد	**التفسير:** بزيادة العدد الذري يزداد نصف القطر (الحجم الذري)، فيصعُب على النواة جذب إلكترون جديد

مقارنات

الميل الإلكتروني والسالبية الكهربية:

الميل الإلكتروني	السالبية الكهربية
يشير إلى الذرة في حالتها المفردة	تشير إلى الذرة المرتبطة مع غيرها
$Cl_{(g)} + e^- \rightarrow Cl^-_{(g)}$	

تدرج خاصية السالبية الكهربية:

في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين	في المجموعة الواحدة من أعلى إلى أسفل
تزداد السالبية الكهربية	تقل السالبية الكهربية
التفسير: بزيادة العدد الذري يقل نصف القطر، فتزداد قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية نحوها	**التفسير:** بزيادة العدد الذري يزداد نصف القطر، فتقل قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية نحوها

مقارنات

الأقلاء والهالوجينات:

الأقلاء	الهالوجينات
ذرات عناصر المجموعة الأولى (1A)	ذرات عناصر المجموعة السابعة (7A)
تنتمي للفئة (s)	تنتمي للفئة (p)
من العناصر الممثلة	
الأكبر في نصف القطر (الأكبر حجمًا)	الأصغر في نصف القطر (الأصغر حجمًا)
ذرات فلزات المجموعة هي الأقل سالبية كهربية	ذرات لافلزات المجموعة هي الأكبر سالبية كهربية
ذرة عنصر السيزيوم هي أكبر الذرات حجمًا في الجدول، وأقل الذرات سالبية كهربية	ذرة عنصر الفلور هي أصغر الذرات حجمًا في الجدول، وأكبر الذرات سالبية كهربية

مقارنات

الفلزات واللافلزات:

الفلزات	اللافلزات
عناصر كهروموجبة	عناصر كهروسالبة
تميل ذرات الفلزات إلى فقد إلكترونات غلاف تكافؤها أثناء التفاعلات الكيميائية مكونة أيونات موجبة (كاتيونات)، لها نفس التركيب الإلكتروني لأقرب لأقرب غاز خامل يسبقها في الجدول الدوري	تميل ذرات اللافلزات إلى اكتساب إلكترونات غلاف تكافؤها أثناء التفاعلات الكيميائية مكونة أيونات سالبة (أنيونات)، لها نفس التركيب الإلكتروني لأقرب لأقرب غاز خامل يليها في الجدول الدوري
يمتلئ غلاف تكافؤها (غالبًا) بأقل من نصف سعته بالإلكترونات	يمتلئ غلاف تكافؤها (غالبًا) بأكثر من نصف سعته بالإلكترونات
أنصاف أقطار ذراتها أكبر من أنصاف أقطار أيوناتها	أنصاف أقطار ذراتها أصغر من أنصاف أقطار أيوناتها
تتميز بصغر قيم كل من جهود تأينها وميلها الإلكتروني	تتميز بكبر قيم كل من جهود تأينها وميلها الإلكتروني
جيدة التوصيل للكهرباء لسهولة حركة إلكترونات تكافؤها القليلة من مكان إلى آخر في الفلز	عازلة للكهرباء لشدة ارتباط إلكترونات تكافؤها بالنواة لقربها منها، وبالتالي صعوبة حركة هذه الإلكترونات

مقارنات

تدرج الخاصية الفلزية واللافلزية:

في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين	في المجموعة الواحدة من أعلى إلى أسفل
تقل الخاصية الفلزية	تزداد الخاصية الفلزية
تزداد الخاصية اللافلزية	تقل الخاصية اللافلزية
التفسير: تبدأ الدورة بأقوى الفلزات في المجموعة (1A)، وبزيادة العدد الذري تقل الخاصية الفلزية حتى نصل إلى أشباه الفلزات، ثم تبدأ الخاصية اللافلزية في الظهور، ثم تزداد حتى نصل إلى أقوى اللافلزات في المجموعة (7A)	**التفسير:** بزيادة العدد الذري تزداد أنصاف أقطار الذرات وما يتبعها من صغر قيم كلًا من جهد التأين والميل الإلكتروني

مقارنات

الأكاسيد:

الأكاسيد الحامضية	الأكاسيد القاعدية (القلوية)
أكاسيد لافلزات	أكاسيد فلزات
ثاني أكسيد الكربون (CO_2) ثالث أكسيد الكبريت (SO_3) ثاني أكسيد النيتروجين (NO_2)	أكسيد الصوديوم (Na_2O) أكسيد البوتاسيوم (K_2O) أكسيد الماغنسيوم (MgO)
تُكون أحماضًا أكسجينية عند ذوبانها في الماء	تُكون قلويات عند ذوبانها في الماء
$CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_2CO_{3(aq)}$ حمض الكربونيك --- $SO_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_2SO_{4(aq)}$ حمض الكبريتيك	$Na_2O_{(s)} + H_2O_{(\ell)}$ ↓ $2NaOH_{(aq)}$ هيدروكسيد الصوديوم
تتفاعل مع القلويات مكونة ملح وماء	تتفاعل مع الأحماض مكونة ملح وماء
$CO_{2(g)} + 2NaOH_{(aq)}$ ↓ $Na_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)}$	$2HCl_{(aq)} + Na_2O_{(s)}$ ↓ $2NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$

مقارنات

الأحماض والقواعد:

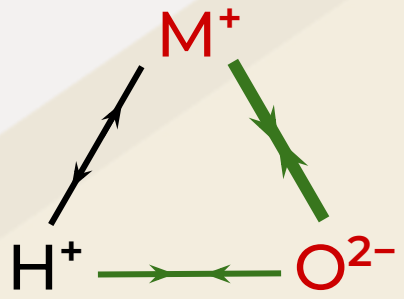
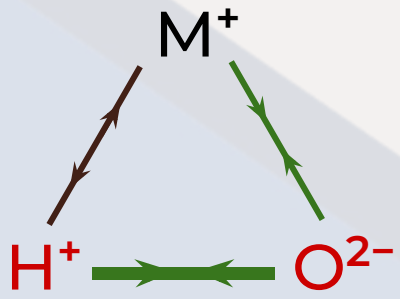
الأحماض	القواعد
تحتوي على H فقط أو تحتوي على H و O	تحتوي على H و O
تتأين في الماء وتُعطي أيونات هيدروجين موجبة (H^+) $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	تتأين في الماء وتُعطي أيونات هيدروكسيد سالبة (OH^-) $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$
أمثلة: HCl H_2SO_4	**أمثلة:** NaOH $Mg(OH)_2$

أنواع الأحماض:

أحماض هيدروجينية	أحماض أكسجينية
تحتوي على H فقط	تحتوي على H و O
أمثلة: HF HCl HBr HI	**أمثلة:** H_3PO_4 H_2SO_4 $HClO_4$ H_2SiO_4

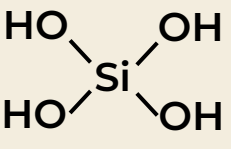
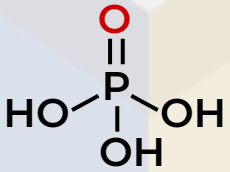
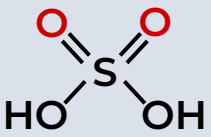
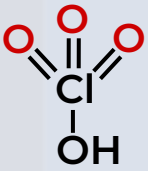
مقارنات

المركبات الهيدروكسيلية:

الأحماض الأكسجينية	القواعد
تحتوي على H و O	
 • حجم M صغير (شحنة النواة الفعالة كبيرة)، وبالتالي قوة جذبه للـO كبيرة، ونتيجة لذلك قوة جذب O للـH صغيرة. • لذلك عند تأين المركب في الماء، تنكسر الرابطة بين H و O بسهولة ويتحرر أيون H^+ المسبب للحامضية.	 • حجم M كبير (شحنة النواة الفعالة صغيرة)، وبالتالي قوة جذبه للـO صغيرة، ونتيجة لذلك قوة جذب O للـH كبيرة. • لذلك عند تأين المركب في الماء، تنكسر الرابطة بين M و O بسهولة ويتحرر أيون OH^- المسبب للقاعدية.
$MOH \rightleftharpoons H^+ + MO^-$	$MOH \rightleftharpoons M^+ + OH^-$
مثال: $HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$	مثال: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

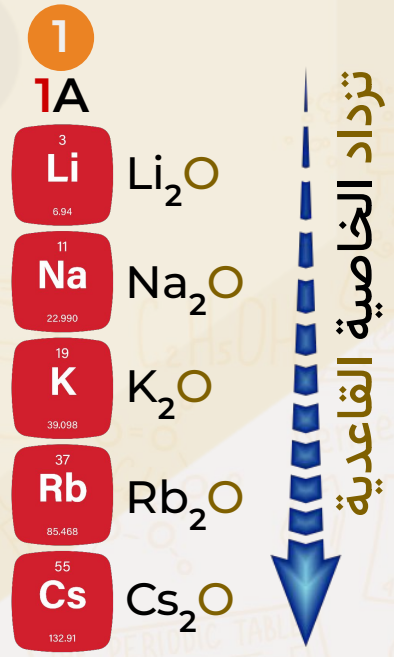
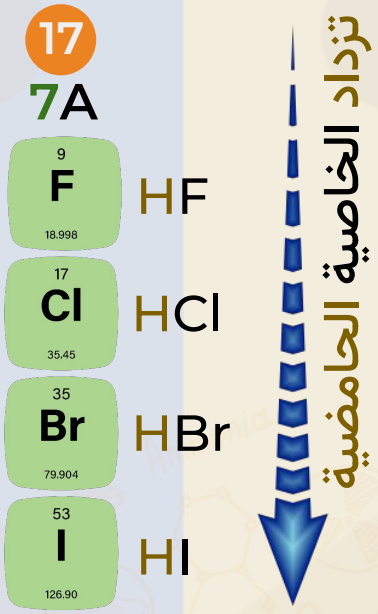
مقارنات

قوة الأحماض الأكسجينية:

أنيون الحمض	السليكات SiO_4^{4-}	الفوسفات PO_4^{3-}	الكبريتات SO_4^{2-}	البيركلورات ClO_4^-
الحمض الأكسجيني	حمض الأرثوسليكونيك H_4SiO_4	حمض الأرثوفوسفوريك H_3PO_4	حمض الكبريتيك H_2SO_4	حمض البيروكلوريك $HClO_4$
الصيغة الهيدروكسيلية $MO_n(OH)_m$	 $Si(OH)_4$	 $PO(OH)_3$	 $SO_2(OH)_2$	 ClO_3OH
النسبة n : m	0 : 4	1 : 3	2 : 2	3 : 1
عدد ذرات الـO غير المرتبطة بالـH	0	1	2	3
قوة الحمض	ضعيف	متوسط	قوي	أقوى الأحماض

مقارنات

تدرج الخاصية الحامضية والقاعدية:

في المجموعة التي تبدأ بـ(فلز)	في المجموعة التي تبدأ بـ(لافلز)	في الدورة الواحدة
تزداد الخاصية القاعدية للأكسيد بزيادة العدد الذري للعنصر، كما في المجموعة 1A	تزداد الخاصية الحامضية للمركبات الهيدروجينية بزيادة العدد الذري للعنصر، كما في المجموعة 7A	تقل الخاصية القاعدية للأكسيد والقاعدة
		تزداد الخاصية الحامضية للأكسيد وللأحماض الأكسجينية
		

مقارنات

تدرج الخاصية الحامضية والقاعدية في الدورة الواحدة:

مثال: الدورة الثالثة

11 Na 22.990	12 Mg 24.305	13 Al 26.982	14 Si 28.085	15 P 30.974	16 S 32.06	17 Cl 35.45
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
أكسيد قاعدي		أكسيد متردد	أكسيد حامضي			
$NaOH$	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_4SiO_4	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$
قاعدة قوية	قاعدة ضعيفة	قاعدة + حمض	حمض ضعيف	حمض متوسط	حمض قوي	أقوى الأحماض

تقل الخاصية القاعدية للأكسيد والقاعدة

تزداد الخاصية الحامضية للأكسيد وللأحماض الأكسجينية

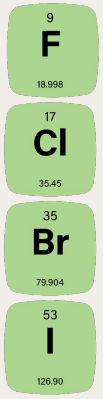
مقارنات

دلالة أعداد التأكسد الموجبة والسالبة في:

المركبات الأيونية	المركبات التساهمية
عدد التأكسد الموجب يدل على:	
عدد الإلكترونات التي فقدتها الذرة لتعطي أيون موجب (كاتيون) $Na \rightarrow Na^{+} + e^{-}$	إزاحة إلكترونات الرابطة بعيدًا عن الذرة الأقل سالبية كهربية O ← H
عدد التأكسد السالب يدل على:	
عدد الإلكترونات التي اكتسبتها الذرة لتعطي أيون سالب (أنيون) $Cl + e^{-} \rightarrow Cl^{-}$	إزاحة إلكترونات الرابطة نحو عن الذرة الأكبر سالبية كهربية O ← H

أعداد تأكسد:

مقارنات

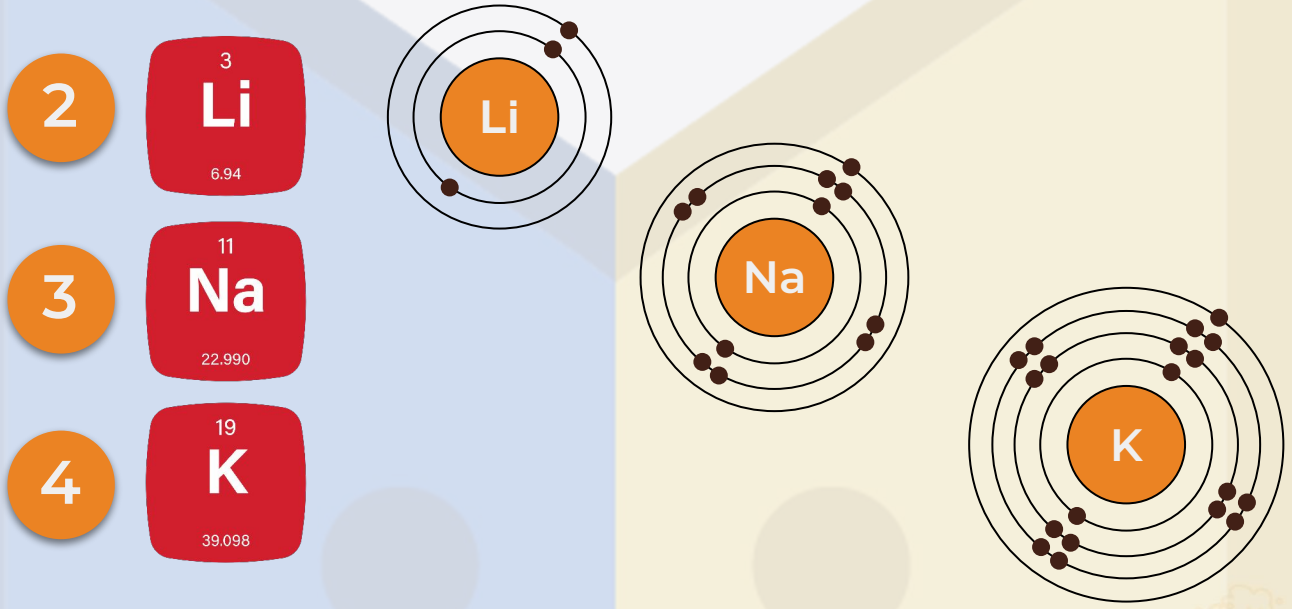
جزيء متماثل	أيون	مجموعة ذرية	الفلزات في مركباتها	الـH في مركباته	الـO في مركباته	الهالوجينات في مركباتها
Na Cl_2 P_4 S_8	N^{3-} O^{2-} Cl^- Fe^{3+} Cu^{2+} Ag^+	$(PO_4)^{3-}$ $(NO_3)^-$ $(SO_4)^{2-}$ $(CO_3)^{2-}$ $(OH)^-$ $(NH_4)^+$	+1 +2 +3 $NaNO_3$ $MgSO_4$ $AlCl_3$	في معظم مركباته = +1 HCl مع الفلزات النشطة = −1 NaH AlH_3 CaH_2	في معظم مركباته = −2 Na_2O مركبات الفوق أكسيد = −1 H_2O_2 مركبات السوبر أكسيد = −½ KO_2 مركبه مع الفلور +2 = OF_2	−1  OF_2 HF LiCl KI

ملحوظات هامة

- **الذرة في حالتها العادية تكون متعادلة كهربيًا.**

لتساوي عدد البروتونات موجبة الشحنة مع عدد الإلكترونات سالبة الشحنة.

- **تبدأ كل دورة بملء مستوى طاقة رئيسي جديد بالإلكترونات.**



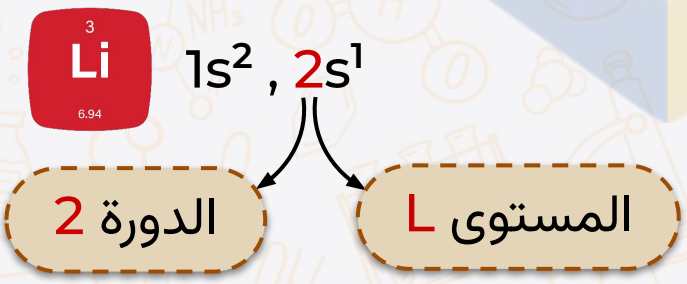
- **عناصر المجموعة الواحدة تتشابه في الخواص الكيميائية.**

لأنها تتفق في التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الخارجي.

- **عناصر الدورة الواحدة تختلف في الخواص الكيميائية.**

لأنها تختلف في التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الخارجي.

- **(n) يُعبر عن:**
  - رقم الدورة.
  - مستوى الطاقة الخارجي.



ملحوظات هامة

- **تُفصل الفئة (f) أسفل الجدول الدوري.**

  حتى لا يصبح الجدول الدوري طويلًا جدًا.

- **سُميت عناصر سلسلة اللانثانيدات بالأكاسيد النادرة.**

  لأنها عناصر شديدة التشابه يصعب فصلها عن بعضها، حيث أن التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الخارجي لجميعها هو ($6s^2$).

- **العناصر النبيلة تُكون مركبات بصعوبة بالغة.**

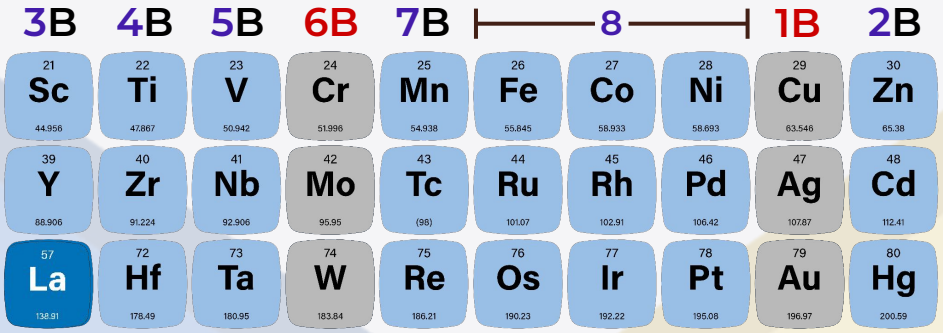
  لأنها عناصر مستقرة تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة في ذراتها بالإلكترونات.

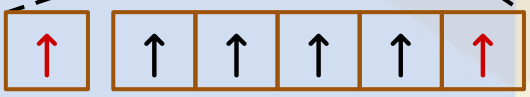
- **العناصر الممثلة عناصر نشطة غالبًا.**

  لأنها تميل إلى فقد أو اكتساب الإلكترونات أو المشاركة بها للوصول للتركيب الإلكتروني المماثل لأقرب غاز خامل لها ($1s^2$ أو ns^2, np^6).

ملحوظات هامة

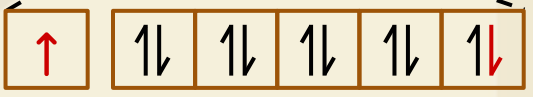
- التوزيع الإلكتروني لعناصر المجموعتين (6B) ، (1B) ينتهي بـ (ns^1 , $(n-1)d^{5,10}$) بدلًا من (ns^2 , $(n-1)d^{4,9}$)





ns^1 , $(n-1)d^5$

نصف ممتلئ



ns^1 , $(n-1)d^{10}$

تام الامتلاء

$_{24}Cr : [Ar] , 4s^1 , 3d^5$ ✓ $_{29}Cu : [Ar] , 4s^1 , 3d^{10}$

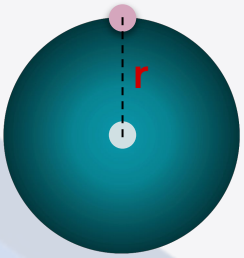
$_{24}Cr : [Ar] , 4s^2 , 3d^4$ ✗ $_{29}Cu : [Ar] , 4s^2 , 3d^9$

الذرة تكون أكثر استقرارًا عندما يكون المستوى الفرعي نصف ممتلئ أو تام الامتلاء

- تعتمد الخواص الكيميائية، وبعض الخواص الفيزيائية للعناصر على توزيعها الإلكتروني وخاصة على إلكترونات التكافؤ (إلكترونات مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي).

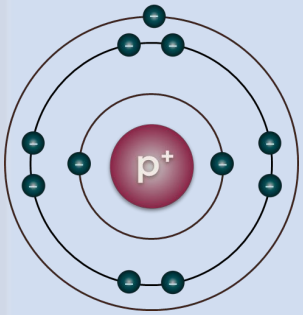
ملحوظات هامة

- **نصف قطر الذرة لا يمكن تقديره بالمسافة بين مركز النواة وأبعد إلكترون يدور حولها.**



لأنه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون بدقة حول النواة، كما أظهرت النظرية الموجية.

- **شحنة النواة الفعالة (Z_{eff}) تكون دائمًا أقل من شحنة النواة (Z).**



لأن الإلكترونات الداخلية بالمستويات المكتملة تحجب جزء من تأثير شحنة النواة (Z) عن إلكترونات التكافؤ، وبالتالي فهي لا تتأثر بشحنة النواة كاملة.

- **نصف قطر الأيون الموجب (الكاتيون) أصغر من نصف قطر ذرته.**

لأن زيادة عدد البروتونات الموجبة عن عدد الإلكترونات السالبة يزيد من شحنة النواة الفعالة مما يؤدى إلى تقلص حجم الأيون.

- **نصف قطر الأيون السالب (الأنيون) أكبر من نصف قطر ذرته.**

لأن زيادة عدد الإلكترونات السالبة عن عدد البروتونات الموجبة يزيد من قوى التنافر بين الإلكترونات وبعضها مما يؤدى إلى زيادة حجم الأيون.

- **إذا اكتسبت الذرة وهي في حالتها الغازية:**
  - ❖ مقدارًا محدودًا من الطاقة، فإن الإلكترونات تثار وتنتقل إلى مستويات طاقة أعلى.
  - ❖ مقدارًا كبيرًا من الطاقة، فإن أضعف الإلكترونات ارتباطًا بالنواة يتحرر وتصبح الذرة أيونًا موجبًا.

ملحوظات هامة

- **جهد التأين يتناسب عكسيًا مع نصف القطر الذري.**

- **جهد التأين الأول للغازات النبيلة مرتفع جدًا.**

لاستقرار نظامها الإلكتروني، وصعوبة فصل من مستوى طاقة مكتمل.

- **جهد التأين الأول لعناصر الأقلاء أقل من جهود تأين باقي العناصر.**

لسهولة فقد إلكترون التكافؤ.

- **جهد التأين الثاني للماغنسيوم أكبر من جهد التأين الأول له.**

لزيادة شحنة النواة الفعالة.

- **جهد التأين الثالث للماغنسيوم كبير جدًا مقارنة بجهدي التأين الأول والثاني له.**

لأن ذلك يتسبب في كسر مستوى طاقة تام الامتلاء بالإلكترونات.

- **جهد التأين الأول للبوتاسيوم $_{19}K$ أقل من جهد التأين الأول للكالسيوم $_{20}Ca$**

لسهولة فقد إلكترون التكافؤ.

- **جهد التأين الثاني للبوتاسيوم $_{19}K$ أكبر بكثير من جهد التأين الثاني للكالسيوم $_{20}Ca$**

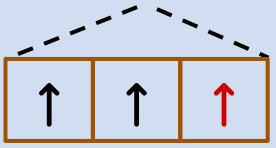
لأن ذلك يتسبب في كسر مستوى طاقة تام الامتلاء بالإلكترونات.

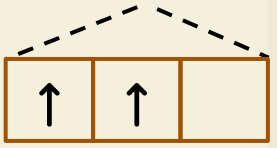
ملحوظات هامة

- جهد تأين الفوسفور $_{15}P$ أكبر من جهد تأين الكبريت $_{16}S$ رغم أنه يسبقه مباشرة في نفس الدورة.

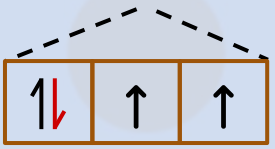
لأن الذرة تكون أكثر استقرارًا عندما يكون المستوى الفرعي 3p نصف ممتلئ بالإلكترونات، ونزع إلكترون منها يقلل من استقرارها.

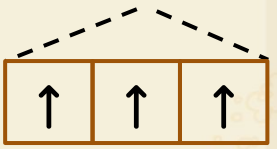
$_{15}P$: [Ne] , $3s^2$, $3p^3$ ⟶ $_{15}P^+$: [Ne] , $3s^2$, $3p^2$





$_{16}S$: [Ne] , $3s^2$, $3p^4$ ⟶ $_{16}S^+$: [Ne] , $3s^2$, $3p^3$





- جهد تأين الألومنيوم $_{13}Al$ أقل من جهد تأين الماغنسيوم $_{12}Mg$ رغم أنه يليه في نفس الدورة.

لأن الذرة تكون أكثر استقرارًا عندما يكون المستوى الفرعي 3s تام الامتلاء بالإلكترونات، ونزع إلكترون منها يقلل من استقرارها.

$_{12}Mg$: [Ne] , $3s^2$ ⟶ $_{12}Mg^+$: [Ne] , $3s^1$

$_{13}Al$: [Ne] , $3s^2$, $3p^1$ ⟶ $_{13}Al^+$: [Ne] , $3s^2$

ملحوظات هامة

- قيم الميل الإلكتروني لذرات عناصر (البريليوم $_{4}Be$ ، النيتروجين $_{7}N$ ، النيون $_{10}Ne$) تقترب من الصفر.

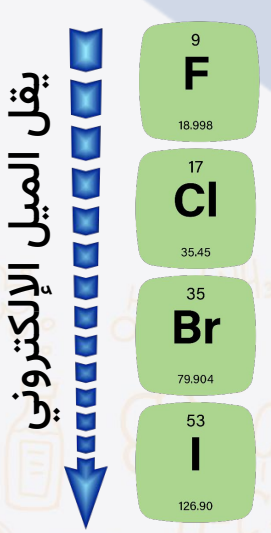
لأن الذرة تكون في حالة استقرار عندما يكون المستوى الفرعي:

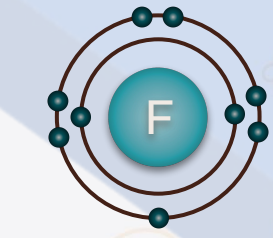
- 2s تام الامتلاء، كما في حالة البريليوم $_{4}Be$
- 2p نصف ممتلئ، كما في حالة النيتروجين $_{7}N$
- 2p تام الامتلاء، كما في حالة النيون $_{10}Ne$

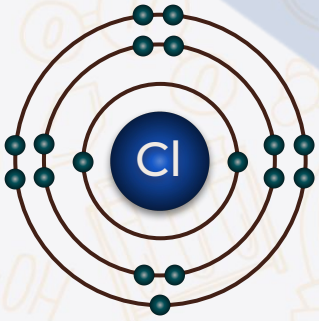
وإضافة إلكترون جديد لأى ذرة منها يقلل من استقرارها.

$_{4}Be$ البريليوم	$_{7}N$ النيتروجين	$_{10}Ne$ النيون
$1s^2 , 2s^2$	$1s^2 , 2s^2 , 2p^3$	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6$
$2s^2$ ↿⇂	$2p^3$ ↑ ↑ ↑	$2p^6$ ↿⇂ ↿⇂ ↿⇂

- الميل الإلكتروني للفلور (−328kJ/mol) أقل من الميل الإلكتروني للكلور (−349kJ/mol) رغم أن الكلور يلي الفلور مباشرةً في نفس المجموعة.







لصغر حجم ذرة الفلور عن ذرة الكلور، وعليه فإن الإلكترون الجديد يتأثر بقوة تنافر قوية مع الإلكترونات التسعة الموجودة أساسًا حول النواة مما يقلل من كمية الطاقة المنطلقة لاستهلاك جزء منها للتغلب على قوة التنافر.

ملحوظات هامة

الفلزات عناصر كهروموجبة.

لأنها تميل لفقد إلكترونات غلاف تكافؤها مكونة أيونات موجبة، لها نفس التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل يسبقها في الجدول الدوري.

الفلزات جيدة التوصيل للكهرباء.

لسهولة حركة إلكترونات تكافؤها القليلة من مكان إلى آخر في الفلز.

اللافلزات عناصر كهروسالبة.

لأنها تميل لاكتساب الإلكترونات مكونة أيونات سالبة، لها نفس التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل يليها في الجدول الدوري.

اللافلزات عازلة للكهرباء.

لشدة ارتباط إلكترونات تكافؤها بالنواة لقربها منها، وبالتالي صعوبة حركة هذه الإلكترونات.

يعتبر السيزيوم Cs أنشط الفلزات، بينما الفلور F أنشط اللافلزات.

لأن:

- الخاصية الفلزية تزداد في المجموعة الواحدة وتقل في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري، والسيزيوم يقع أسفل اليسار في الجدول الدوري (أقل الفلزات جهد تأين).
- الخاصية اللافلزية تزداد في الدورة الواحدة وتقل في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري، والفلور يقع أعلى اليمين في الجدول الدوري (أكبر اللافلزات سالبية كهربية).

ملحوظات هامة

- **تسمى أكاسيد اللافلزات عادة بالأكاسيد الحامضية.**

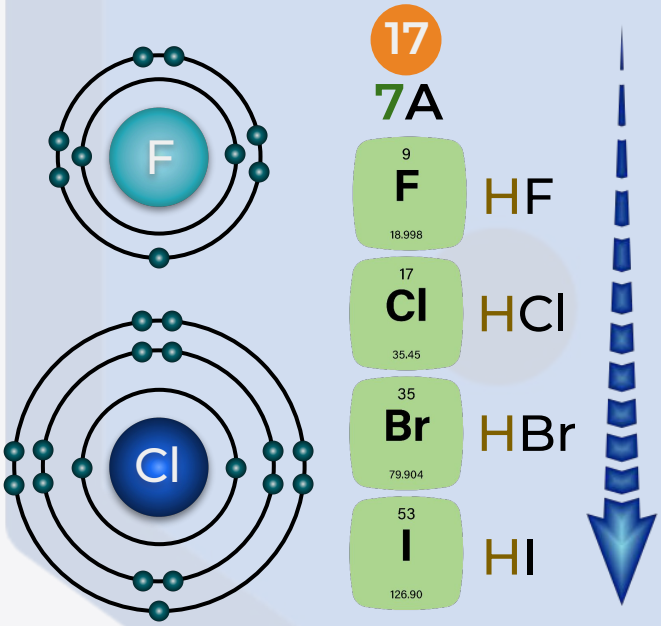
  لأنها تكوّن أحماضًا أكسجينية عند ذوبانها في الماء.

- **بعض الأكاسيد القاعدية لا تذوب في الماء والبعض الآخر يذوب.**

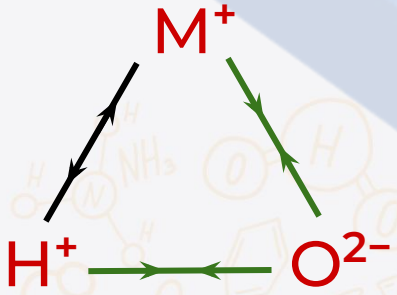
- **بعض الأكاسيد القاعدية تذوب في الماء مكونة قلويات، لذا تُعرف بالأكاسيد القلوية.**

- **تزداد الخاصية الحامضية للمركبات الهيدروجينية لعناصر المجموعة 17 (الهالوجينات) بزيادة العدد الذري.**

  لأنه بزيادة العدد الذري لعناصر هذه المجموعة يزداد نصف قطر الهالوجين، وبالتالي تقل قوة جذبه لذرة الهيدروجين فيسهل تأينها.

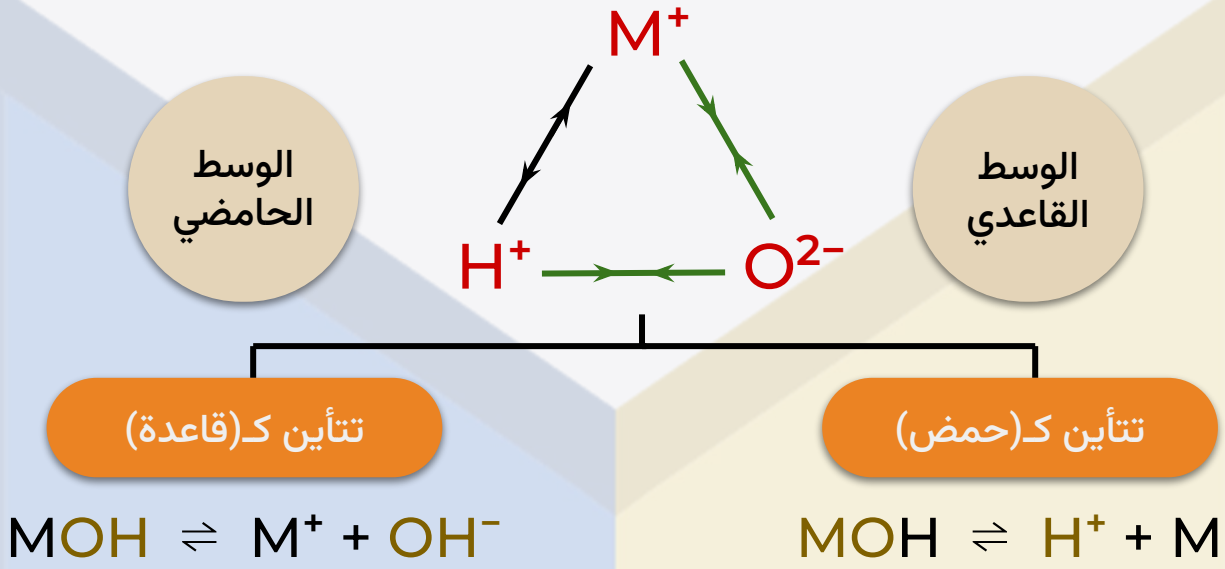


- **تتوقف قوى التجاذب بين (M^+ ، O^{2-}) و (O^{2-} ، H^+) على:**
  - حجم الذرة M
  - مقدار شحنة M في المركب.

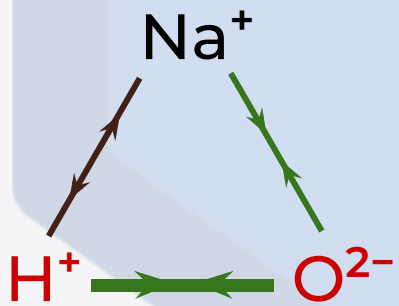


ملحوظات هامة

- إذا كانت قوة الرابطة (M–O) مساوية لقوة الرابطة (H–O)، فإن المادة تتأين تبعًا لنوع وسط التفاعل، ففي:



- يتأين هيدروكسيد الصوديوم كقاعدة.

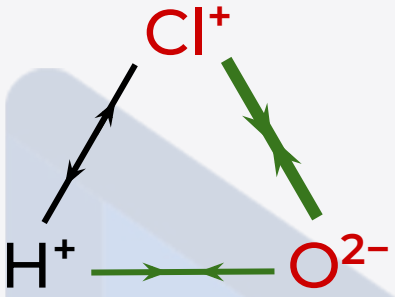


لأن الصوديوم يقع في بداية الدورة الثالثة من الجدول الدورى، لذا يكون حجمه الذري كبير وأيونه يحمل شحنة موجبة واحدة فيقل جذبه لأيون الأكسچين O^{2-} وتصبح الرابطة (O–H) أقوى من الرابطة (Na–O) ويتكون أيون هيدروكسيد سالب.

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

ملحوظات هامة

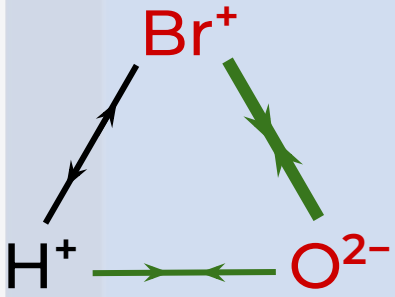
الخاصية الحامضية لمركب $HClO_4$



كلما اتجهنا في الدورة الواحدة باتجاه اليمين نجد أن ذرات اللافزات مثل الكلور يقل حجمها وتزداد سالبيتها الكهربية، فيزداد انجذابها إلى O^{2-} ، لذا يتأين مركب $HClO_4$ كحمض.

$$HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$$

تتأين المركبات الهيدروكسيلية كأحماض لعناصر اللافلزات كالبروم.



لأن عناصر اللافلزات تتميز بصغر أحجامها الذرية وكبر سالبيتها الكهربية، فيزداد انجذابها إلى أيون الأكسچين O^{2-} وتصبح الرابطة (Br—O) أقوى من الرابطة (O—H) فيتكون أيون الهيدروچين الموجب.

عدد تأكسد ذرة العنصر في الجزيء متماثل الذرات يساوي zero مهما تعددت ذرات الجزيء.

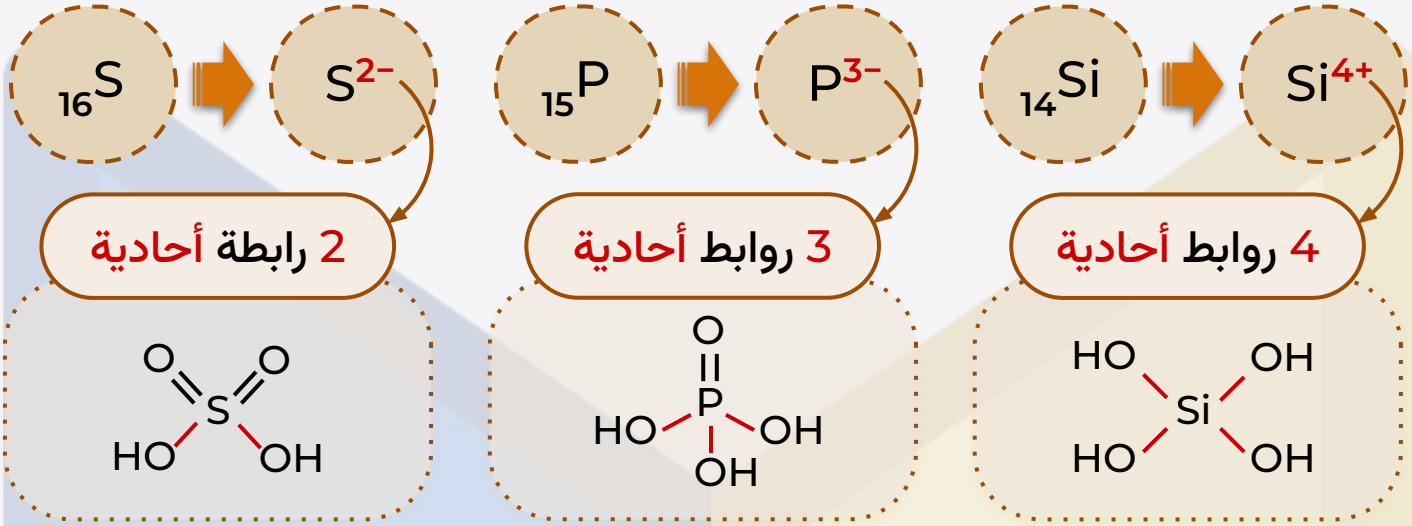
لأن الإزاحة الإلكترونية بين الذرات تكون متساوية.

عدد تأكسد الفلور في جميع مركباته = -1

لأنه يميل إلى اكتساب أو المشاركة بإلكترون واحد وسالبيته الكهربية أكبر مما لباقي العناصر.

ملحوظات هامة

الأحماض الأكسجينية:

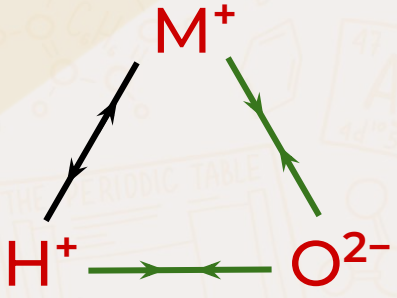


الأحماض:

إذا كان السؤال

هل المركب يتأين في الماء كحمض أم قاعدة؟

نحدد قوة الترابط بين M و O



أي الأحماض الهيدروجينية أقوى؟

نحدد الحمض الأسهل في التأين من خلال تحديد قوة الترابط بين اللافلز و H

HF
HCl
HBr
HI

أي الأحماض الأكسجينية أقوى؟

نحدد الحمض الأسهل في التأين من خلال تحديد عدد O غير المرتبط ب H

H_4SiO_4
H_3PO_4
H_2SO_4
$HClO_4$

كيمياء

اسم الوحدة: الجدول الدوري وتصنيف العناصر

الصف: ١١

الفصل: ١