

الأستاذ

THE PROFESSOR

في الكيمياء

الصف الثاني عشر منقده



M. IBRAHIM SAID
74402424 - 33246644

الوحدة الأولى

الاتجاهات الدورية

لخصائص العناصر

M. Ibrahim Said

Tel. 74402424

Tel. 33246644

الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر

تشابه الخواص الفيزيائية والكيميائية في المجموعات وتدرجها في الدورات يعتمد على التركيب الإلكتروني

M. Ibrahim Said
T. 332 46644
744 02424

الخصائص الدورية للعناصر



* نصف القطر الذري (الحجم الذري) :-

علل يتناقص نصف القطر الذري عبر الدورة بالاجته من اليسار الى اليمين
زيادة العدد الذري

زيادة العدد الذري في الدورة تزداد الشحنة الموجبة للنواة الشحنة النووية
التفاعلات مع ثبات عدد مستويات الطاقة الرئيسية مما يزيد من قوة جذب النواة
للإلكترونات الخارجية **إلكترونات التكافؤ**

علل لتزايد نصف القطر الذري عبر المجموعات من أعلى لتدخل بزيادة العدد الذري

زيادة العدد الذري في المجموعات تزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية وبالتالي
تضعف قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية **إلكترونات التكافؤ**

* الوصلة الأولى * الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر *

M. Ibrahim said (أبو آدم)

Phone: 33246644 , 74402424

طاقة التأين الأولى (IE₁)

التعريف كمية الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأول ارتباطاً من الذرة المفردة المتعادلة الشحنة في حالتها الغازية .

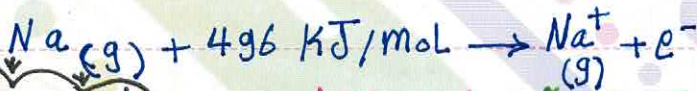
 كيفية كتابة معادلات طاقة التأين الأولى :-



مثال اكتب معادلات طاقة التأين الأولى للصوديوم (Na).



أو



M. Ibrahim said

ابراهيم

T. 33246644

744 02424

١ وحدة قياس طاقة التأين KJ/mol

٢ الذرة مفردة يعني Na ليس Na₂

في الغازات مثلاً O وليس O₂ وهكذا

٣ الحالة غازية (g)

٤ الذيون المتكون موجب (+) (كاتيون)

٥ الطاقة مرتبطة وليست منطلقات وعند كتابتها المعادلات معلومية

ΔH تأخذ القيمة إشارة موجب وعند كتابتها للقيمة في

المعادلة تكتب على اليسار

ملاحظات
على
التعريف

 الوصلة الأولى :- الاتجاهات الدورانية في خصائص العناصر

العوامل المؤثرة على طاقت التآين

١* **نصف القطر الذري** ← زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية

* **زيادة نصف القطر الذري** ← تقل قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فيسهل فصله ونقل قيمته طاقت التآين الأولى **تظهر بوضوح أكثر في المجموعة**

٢* **الشحنة النووية الفعالة** ← كلما ازداد عدد البروتونات ازدادت معك قوة

جذب النواة للإلكترونات التكافؤ ويصبح فصلها أصعب فتزيد طاقت التآين الأولى **تظهر بوضوح أكثر في الدورة**

٣* **الإلكترونات الحاجبة** ← زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية

الممثلة بالإلكترونات بين النواة والإلكترونات التكافؤ .

يزداد تأثير الحجب . فتقل قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فتقل طاقت التآين الأولى **تظهر بوضوح أكثر في المجموعات**

٤* **التأثيرات الكمية** ← الإلكترونات التي تملك فلماً ممتلئاً تحتاج إلى

مزيد من الطاقة لتزعمها . أما الإلكترونات المنفردة الموجودة في الفلك فتحتاج

إلى طاقة أقل لتزعمها

M. Ibrahim Said
ايوادم
T. 332 466 44
744 024 24

علل تزداد طاقت التآين الأولى عبر الدورة

من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري

بزيادة العدد الذري تزداد الشحنة الموجبة للنواة

مع ثبات عدد مستويات الطاقة الرئيسية فتزداد

قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية فيقل

نصف القطر الذري فيصعب فصل الإلكترون لتزداد

طاقت التآين

الوحدة الأولى: الانجافات الدورية في خصائص العناصر

١- باستخدام الجدول الدوري فقط أى من البريليوم (Be) أو الفلور (F) يمكن أن يمتلك طاقة التأين الأولى الأعلى مع التفسير

الفلور (F)

السبب يقع Be و F في دورة واحدة ويوجد F على يمين Be وتزداد طاقة التأين الأولى بشكل عام في الدورة من اليسار إلى اليمين لزيادة الشحنة الموجبة للنواة مع ثبات عدد مستويات الطاقة الرئيسية فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية فيقل نصف القطر الذري فيصعب فصلها فتزداد طاقة التأين الأولى

٢- باستخدام الجدول فقط أى من الماغنسيوم (Mg) أو الأرجون (Ar) يمكن أن يمتلك طاقة التأين الأولى الأعلى مع التفسير

الأرجون (Ar)

السبب يقع Ar و Mg في دورة واحدة ويوجد Ar على يمين Mg وتزداد طاقة التأين بشكل عام في الدورة من اليسار إلى اليمين لزيادة الشحنة الموجبة للنواة مع ثبات عدد مستويات الطاقة الرئيسية فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية فيقل نصف القطر الذري فيصعب فصلها فتزداد طاقة التأين الأولى وكذلك في Ar مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي ممتلئ بالإلكترونات أى حالة استقرار

علل تتناقص طاقة التأين الأولى بالاتجاه من أعلى إلى أسفل خلال المجموعة الواحدة في الجدول الدوري

بزيادة العدد الذري يزداد نصف القطر الذري لزيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية المشغولة بالإلكترونات ويزداد تأثير الجذب فيقل الجذب بين النواة والإلكترونات النكافؤ فيسهل فصلها وتقل طاقة التأين الأولى.

* الوصلة الأولى الاتجاهات الدورانية في خصائص العناصر *

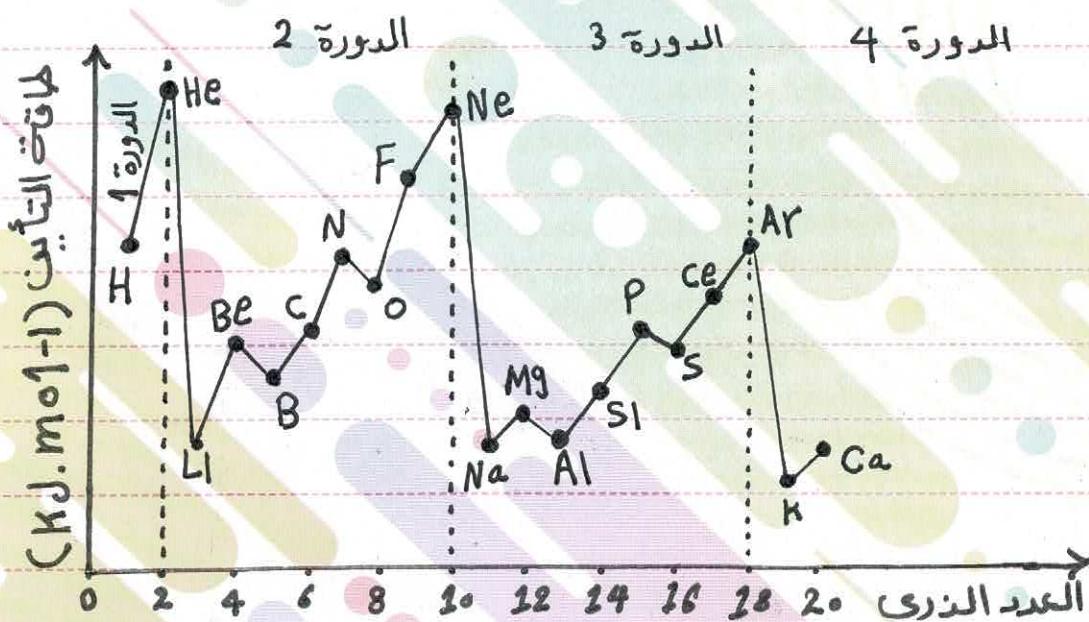
M. Ibrahim said (ابو آدم)

Phone : 33246644 (74402424

باستخدام الجدول الدوري فقط أى من البريليوم Be أو السترونشيوم Sr يمكن أن يمتلك طاقة التأين الأولى الأعلى مع التفسير

البريليوم (Be)

يقع Be و Sr في مجموعة واحدة ويقع Be أعلى من Sr وتتناقص طاقة التأين الأولى بشكل خلاق المجموعة من أعلى للأسفل لزيادة نصف القطر الذري وزيادة تأثير الحجب فتقل قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فيسهل فصلها وتقل طاقة التأين الأولى.



طاقات التأين الأولى لعناصر الدورات 1 و 2 و 3 و 4 الجدول 1-1 طاقات التأين الأولى لعناصر المجموعة الثانية (IIA).

الوحدة الأولى
الإجابات الدورية في
خزائن العناصر

M. Ibrahim Said

(أبوعرم)

Phone: 3324 6644

744 02424

طاقات التأين الأولى (KJ/mol)	عناصر المجموعة الثانية (IIA)
899	Be
738	Mg
590	Ca
549	Sr
503	Ba

الإستثناءات في التدرج الدوري لطاقة التأين الأولى

* بعض عناصر المجموعة الثانية (IIA) أعلى من الثالثة (IIIA) (Be أعلى من B) و (Mg أعلى من Al)

* بعض عناصر المجموعة الخامسة (VA) أعلى من السادسة (VIA) (N أعلى من O) و (P أعلى من S)

علل طاقة التأين الأولى لليورون B أقل من طاقة التأين الأولى للبريليوم Be.
أو نصف قطره (85 pm) أصغر من Be (112 pm) ولديت شحنة نووية (+5) أكبر من Be (+4) إلا أنه أقل طاقة تأين أولى عن Be.

(Be) $1s^2 2s^2$

↑↓	↑↓		
1s	2s	2p	

 في حالة اليورون (B) يتم نزع الإلكترون من المستوى الفرعي 2p الأبعد نسبياً عن النواة

(B) $1s^2 2s^2 2p^1$

↑↓	↑↓	↑		
1s	2s	2p		

 وكذلك الإلكترونات الموجودة في المستويين الفرعيين 1s و 2s تؤدي إلى زيادة تأثير الحجب فيقل الجذب بين النواة والإلكترون 2p فتقل الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون. أما في حالة البريليوم Be المستوى الفرعي 2s ممتلئ بالإلكترونات مما يعطى العنصر استقراراً أكثر فتزداد الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون

علل طاقة التأين الأولى للألمونيوم (Al) أقل من طاقة التأين الأولى للمغنيسيوم (Mg).

أجب عن السؤال

* الوحدة الأولى * الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر *

M. Ibrahim said (أبو آدم)

Phone: 33246644 (74402424

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

علل

في حالة الأكسجين في المستوى الفرعي $2p$ يزدوج إلكترونات في فلك واحد يحدث بينها تنافر فتقل الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون.

أما في حالة النيتروجين يكون المستوى الفرعي $2p$ نصف ممتلئ مما يعطى العنصر استقرار أكثر فتزداد الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون.

طاقة التأين الأولى للكبريت (S) أقل من الفسفور (P)

علل

أجب عن السؤال

عناصر الدورة 2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	520	899	801	1,086	1,402	1,314	1,681	2,081

التدرجات في طاقات التأين الثانية والتي يليها

تعريف طاقة التأين الثانية (IE_2):

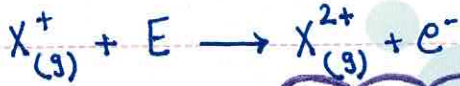
الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأقل ارتباطاً من الأيون الذي يحمل الشحنة +1 عندما يكون في حالته الغازية.

* * * * *
* الوصلة الأولى * الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر *
* * * * *

M. Ibrahim said (أبو آرم)

Phone: 3324-6644 (74402424)

كيفية كتابة معادلة طاقة التأين الثانية



أكتب معادلة طاقة التأين الثانية للمغنسيوم Mg



عند كتابة أي معادلة طاقة تأين نبدأ بأقل شحنة من طاقة التأين المطلوبة.

أكتب معادلة طاقة التأين الرابعة للألمنيوم Al



كل طاقة تأين تالية تكون أكبر من التي قبلها لنفس العنصر

$$IE_1 < IE_2 < IE_3 < IE_4 < IE_5 < IE_6 < IE_7$$

عند فصل إلكترون يقل التنافر بين الإلكترونات المتبقية بينما تبقى الشحنة الموجبة ثابتة فيزداد جذب النواة للإلكترونات ويقل نصف القطر الذري فتزداد الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون.

M. Ibrahim Said

ابو آدم

T. 332 466 44

744 024 24

ملاحظات ضرورية على طاقة التأين لحل الأسئلة:

1- أعلى المجموعات طاقة تأين أولى الغازات النبيلة وأعلاها He والسبب في إجابته السؤال 2 بالصفحة (4)

2- أقل المجموعات طاقة تأين أولى المجموعة IA (الأقل د) لكبر نصف القطر وبالتالي يسهل فقد الإلكترون الوحيد الموجود في المستوى الخارجي ns.

3- أعلى المجموعات طاقة تأين ثانياً المجموعة الأولى (IA). والأعلى في طاقة التأين الثالثة المجموعة الثانية (IIA) وهذا سبب ارتفاع طاقة التأين الثانية للمجموعة الأولى بعد نزع الإلكترون الأول يقل نصف القطر ويصبح المستوى الخارجي هكتمل بالإلكترونات.

* الوحدة الأولى * الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر *

٤- الفلز الأ نشط كيميائياً هو الأقل في طاقة التأين الأولى .

٥- يمكن تحديد موقع العنصر الرئيسي في الجدول الدوري من خلال لطاقات التأين

(العدد الذري = عدد لطاقات التأين)

٦- الارتفاع المفاجئ في طاقة التأين (اللقضة) يعنى الوصول إلى مستوى كامل بالإلكترونات

وعدد لطاقات التأين قبل الارتفاع المفاجئ = عدد إلكترونات المستوى الأخير =

رقم المجموعة = عدد التأكسد

٧- في حالة الأيونات عند المقارنة بين لطاقات التأين

يتم عمل التوزيع الإلكتروني ويفضل في المستويات الرئيسية .

أمثلة أى مما يلي يحتاج لطاقة أكبر لنزع الإلكترون

أ) Ca^{2+} أم Ca^{+} ؟ ($Ca^{+} = 2, 8, 2$ و $Ca^{2+} = 2, 8, 1$)

لأنه Ca^{2+} نصف قطره أصغر من Ca^{+} فتزداد قوة الجذب بين النواة وإلكترونات التكافؤ فمحتاج لطاقة أكبر لنزع الإلكترون

ب) Mg^{2+} أم Mg^{+} ؟ ($Mg^{+} = 2, 8, 1$ و $Mg^{2+} = 2, 8$)

لأنه Mg^{2+} نصف قطره أصغر من Mg^{+} فتزداد قوة الجذب بين النواة وإلكترونات التكافؤ وكذلك في Mg^{2+} المستوى الخارجى مقلل بالإلكترونات أى حالة استقرار فمحتاج لطاقة أكبر لنزع الإلكترون

ج) Na^{+} أم Mg^{+} ؟ ($Na^{+} = 2, 8$ و $Mg^{+} = 2, 8, 1$)

لأنه Na^{+} نصف قطره أصغر من Mg^{+} فتزداد قوة الجذب بين النواة وإلكترونات التكافؤ وكذلك في Na^{+} المستوى الخارجى مقلل بالإلكترونات أى حالة استقرار فمحتاج لطاقة أكبر لنزع الإلكترون

* * * * *
* الوحدة الأولى * الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر *
* * * * *

M. Ibrahim said (ابوإبراهيم)

Phone : 33246644 (74402424)

3- الميل الإلكتروني EA

تعريف الميل الإلكتروني

التغير في الطاقة الذي يحدث عندما نكتسب ذرة أو أيون في الحالة الغازية إلكترونًا.

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H -73							He >0
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0

كيفية كتابة معادلات الميل الإلكتروني الأول.



مثال: أكتب معادلات الميل الإلكتروني للكlor.



ملاحظات على الميل الإلكتروني

* وحدة الميل الإلكتروني (KJ/mol)

* قيم الميل الإلكتروني الأول الموجودة بالجدول سالبة

لأن طاقة منطلقة الاستثناءات موجبة

* يجب أن تكون الذرة مفردة

* الأيونات المتكونة سالبة

نفس عوامل طاقة التأين

الوحدة الأولى * الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر

M. Ibrahim Said (أبو آدم)

Phone : 33 24 66 44 (744 02 424)

تدرج الميل في الدورة

علل تزداد قيمة الميل الإلكتروني السالبة عبر الدورة من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري Z .

بزيادة العدد الذري تزداد الشحنة الموجبة للنواة مع ثبات عدد مستويات الطاقة الرئيسية فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية فيقل نصف القطر الذري فيزداد جذب النواة للإلكترون المضاف.

س باستخدام الجدول الدوري فقط اى من البريليوم (Be) أو الأكسجين (O) جلتن أنه يمتلك قيمة الميل الإلكتروني السالبة الأكبر مع التفسير.

الأكسجين (O) يقع في دورة واحدة ويوجد على اليمين الـ Be ويزداد الميل الإلكتروني السالب بشكل عام في الدورة من اليسار إلى اليمين لزيادة الشحنة الموجبة للنواة مع ثبات عدد مستويات الطاقة الرئيسية فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية فيقل نصف القطر الذري فيزداد جذب النواة للإلكترون المضاف.

علل لا يوجد تدرج منتظم في قيم الميل الإلكتروني خلال المجموعة B .

لأنه للطاقة المصاحبة لكسب إلكترون واحد تعتمد بشكل كبير على تفاصيل التركيب الإلكتروني.

* * * * *
* * * * *
* * * * *
* * * * *
* * * * *

M. Ibrahim said (أبو آدم)

Phone : 33246644 (74402424)

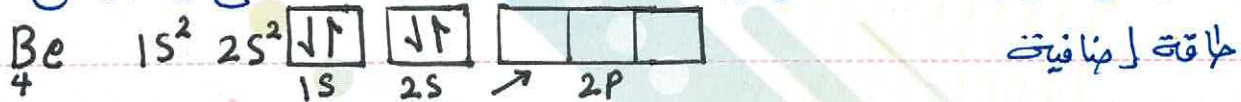
استثناءات الميل الإلكتروني الأول

* البريليوم (Be) والماغسيوم (Mg) والنيروجين (N) والغازات النبيلة لها قيم ميل إلكتروني موجبة

علل قيمة الميل الإلكتروني للبريليوم Be موجبة؟

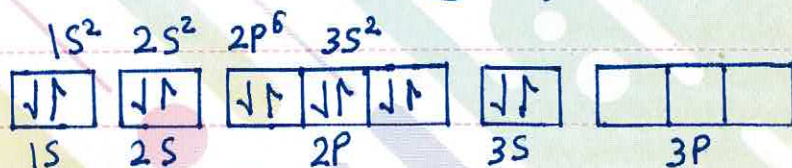
Be يمتلك توزيعاً إلكترونيًا متمركزاً وأكثر استقراراً للإلكترونات التكافؤ (2s²)

وأى إلكترون إضافي يجب أن يتوجت إلى المستوى الفرعي 2p الفارغ وهنا يحتاج



Mg نفس الطريقة مع تغير التوزيع الإلكتروني

ملاحظة



علل قيمات الميل الإلكتروني للنيروجين (N) موجبة؟

N يمتلك توزيعاً إلكترونيًا نصف متمركزاً وأكثر استقراراً للإلكترونات التكافؤ

هو 2s²2p³ وعند إضافة إلكترون يحتاج إلى طاقة للتغلب على قوة التنافر

الكبيرة الحادثة بين الإلكترون المضاف والشدّة للإلكترونات غير المرتبطة

في الفلك P

علل الميل الإلكتروني للغازات النبيلة (VIIIA) قيمة موجبة؟

لأن المستوى الخارجي ممتلئ بالإلكترونات وعند إضافة إلكترون إلى ذرة غاز نبيل

يكون في مستوى طاقة رئيسي جديد غير مشغول بالإلكترونات وهذا يحتاج إلى طاقة

ملاحظات على

* 1- أعلى المجموعات ميل إلكتروني أول المجموعة (VIIA)

الذوئيات

* 2- اللافلز الأندر هو أعلى ميل إلكتروني -الب.

M. Ibrahim Said (أبوإبراهيم)

Phone : 33246644 (74402424)

٤- السالبية الكهربية

تعريف السالبية الكهربية

مقياس قدرة الذرة (القدرة النسبية للذرة) على جذب الإلكترونات الموجودة في الرابطة الكيميائية

1 H 220																	2 He	
3 Li 0.98	4 Be 1.57	العدد الذري										24 Cr 1.66	5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98	10 Ne
11 Na 0.93	12 Mg 1.31	السالبية الكهربية										13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16	18 Ar	
19 K 0.82	20 Ca 1.00	21 Sc 1.36	22 Ti 1.54	23 V 1.63	24 Cr 1.66	25 Mn 1.55	26 Fe 1.83	27 Co 1.88	28 Ni 1.91	29 Cu 1.90	30 Zn 1.65	31 Ga 1.81	32 Ge 2.01	33 As 2.18	34 Se 2.55	35 Br 2.96	36 Kr 3.00	
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95	39 Y 1.22	40 Zr 1.33	41 Nb 1.6	42 Mo 2.16	43 Tc 1.9	44 Ru 2.2	45 Rh 2.28	46 Pd 2.20	47 Ag 1.93	48 Cd 1.69	49 In 1.78	50 Sn 1.96	51 Sb 2.05	52 Te 2.1	53 I 2.66	54 Xe 2.60	

تزداد السالبية الكهربية بشكل عام من اليسار إلى اليمين عبر الدورة في الجدول الدوري

علل

بزيادة العدد الذري تزداد الشحنة الموجبة للنواة مع ثبات عدد مستويات الطاقة الرئيسية فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فيقل نصف القطر الذري فتزداد قدرة الذرة على جذب الإلكترونات الرابطة.

* الوحدة الأولى * الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر *

M. Ibrahim Said (ابوالدم)

Phone : 33246644 (74402424

باستخدام الجدول الدوري فقط أى من الفلور أم الكربون يمكن أن يمتلك السالبية الكهربية الأعلى مع التعليل به

اجب عن السؤال

تتناقص السالبية الكهربية بشكل عام من الأعلى إلى الأسفل خلال المجموعة في الجدول الدوري به

علل

بزيادة العدد الذرى يزداد نصف القطر الذرى لزيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية المشغولة بالإلكترونات ويزداد تأثير الحجب فيقل جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فتقل قدرة الذرة على جذب الإلكترونات الرابطة.

اجب عن السؤال بـ

س باستخدام الجدول الدوري فقط أى من الفسفور (P) والأنتيمون (Sb) يمكن أن يمتلك السالبية الكهربية الأعلى مع التعليل به

هذه حقائق على السالبية الكهربية

- 1- السالبية الكهربية تقاس بمقياس بولينج
- 2- أعلى المجموعات سالبية كهرباية الهالوجينات (VIIA) وأعلىها الفلور ($F=4$).
- 3- أقل المجموعات سالبية كهرباية الألكال (IA) وأقلها (Cs)
- 4- بعض الغازات النبيلة لا يمتلك سالبية كهرباية به
لأنه الغازات النبيلة لا تميل إلى جذب الإلكترونات
- 5- قد تكون بعض ذرات الغازات النبيلة ذات الحجم الكبير روابط تساهمية في ظروف خاصة ومحددة مثل الكريبتون (Kr) والزنون (Xe) ولذا فإنه من المحتمل أنه توجد قيمة السالبية الكهربية لهذه العناصر
- 6- العلاقات بين السالبية الكهربية ونصف القطر على سبيل.

* * * * *
* الوحدة الذرية * الاتجاهات الدورية في خصائص العناصر *
* * * * *

M. Ibrahim said (أبو آدم)

Phone: 33246644 (

74402424

الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة الرابعة 1VA (14)

$ns^2 np^2$

(أبو آدم) M. Ibrahim Said

T: 33246644

74402424

مقارنة بين بعض عناصر المجموعة IV المجموعات اللووية

كربون C • تتناقض الخامية اللافلزية وتزداد الفلزية

سيلينيوم Si • يزداد نصف القطر الذري

جرمانيوم Ge • تقل طاقتها التأين

قصير Sn **ملاحظات** Pb شديد السمية ويسبب تلف الدماغ للأطفال وقد

رصاص Pb يسمم البالغين

فليرونيوم Fe مشع حناع له فترة نصف عمر قصيرة

العنصر	الخواص	الاستخدامات
الكربون C		<p>استخدامات الكربون النقي في شكل جرافيت •</p> <p>1- مسحوق الجرافيت ← مادة تشحيم جافة</p> <p>2- فراشة الجرافيت ← تستخدم في المحركات الكهربائية لإنتاج عامل احتكاك وتوصيل كهربائي</p> <p>3- أقلام الجرافيت ← يستعملها الضابطون للرسم</p>
السيلينيوم Si	<p>أكثر وفرة في القشرة الأرضية</p> <p>أسباب الموصلات</p>	<p>يصنع من Si النقي شرائح رقيقة تستخدم في صناعات الإلكترونيات حيث يطبق على هذه الشرائح دوائر كهربائية لإنتاج أجهزة الكمبيوتر وملونات إلكترونية أخرى</p>
القصدير Sn	<p>القصدير النقي لين وفضة اللون وليس له ثقب وهو سهل جيد للتشغيل ودرجة انصهاره منخفضة 232°C</p>	<p>القصدير النقي أو سبائك القصدير والرصاص أو عناصر أخرى تستخدم في لحام القصدير المستخدم في جميع الملونات الإلكترونية</p>
الرصاص Pb	<p>لين سهل للتشكيل</p>	<p>يستخدم الرصاص النقي في منع تسرب المياه إلى المباني والثقالة التي يستخدمها الصيادون، سابقاً استخدم الرومان الرصاص لصنع أنابيب المياه وكؤوس الشراب</p>

تدرج بعض خواص عناصر المجموعة الرابعة

٢- تدرج قيم درجات الانصهار الجدول 1-6 درجة انصهار عناصر المجموعة الرابعة (IVA)

العنصر	درجة الانصهار (°C)
الكربون (الجرافيت والماس)	> 3,000
السيليكون	1,414
الجرمانيوم	938
القصدير	232
الرصاص	327

علل

تتناقص درجات الانصهار بشكل عام مع
إزدياد العدد الذري عند الاتجاه من أعلى
إلى أسفل المجموعة.

لزيادة نصف القطر الذري وعندما تصبح الذرات أكبر
تضعف الروابط للفلزية أو التساهمية بين الذرات

علل

درجة انصهار القصدير أقل من درجة انصهار الرصاص؟

بسبب تشوة الهيكل البلوري للقصدير مما يتطلب طاقة أقل لكسر الروابط الفلزية بين
ذرات القصدير.

ملاحظة: درجة انصهار السيليكا أقل من العنصر النقي.

مثال سيليكا القصدير (60%) والرصاص (40%) درجة انصهارها 185°C أقل من
الرصاص أو القصدير النقيين

ب - تدرج التوصيل الكهربائي

يزداد التوصيل الكهربائي من أعلى لأعلى بزيادة الخاصية الفلزية.

علل

الجرافيت يوصل التيار الكهربائي بينما الماس لا يوصل؟

بسبب وجود إلكترونات حرة الحركة حول كل ذرة كربون غير موجودة في روابط
الهيكل البلوري للماس

* الوحدة الأولى * الأبحاث الدورية في فئات العناصر *

M. Ibrahim Said (أبو آدم)

Phone: 33246644 (74402424)

علل

القصدير والرصاص موصلين

جيبين للكرباد 9 الرابعة (IVA)

الجدول 1-7 التوصيل الكهربائي لعناصر المجموعات

لا ضرا فلزين والفلزات توصل التيار الكهربائي عن طريق بحر الإلكترونات المتحركة (الحرية) المتكوه في الرابطة الفلزية

كيفية تكوين الرابطة الفلزية

الفلزات ذات سالبية كهربية منخفضة ولها قوة تأين منخفضة لذلك تكون إلكترونات التكافؤ حول ذرات الفلزات حرة الحركة يمكن إزالتها بسهولة وتنتقل هذه

العنصر	التوصيل الكهربائي	
C الجرافيت	موصل جيد	لا فلز
C الماس	موصل ضعيف	لا فلز
Si	شبه موصل	شبه فلز
Ge	شبه موصل	شبه فلز
Sn	موصل جيد	فلز
Pb	موصل جيد	فلز

الإلكترونات من ذرة فلزية إلى ذرة فلزية أخرى

وتتكون الشبكة البلورية نتيجة التجاذب بين أيونات

الفلز و بحر الإلكترونات

ج- تفاعلات الحمض - القاعلة لأكاسيد المجموعات IVA.

تتدرج خصائص أكاسيد عناصر المجموعة IVA عند الاتجاه إلى أسفل المجموعة من الحمضية

إلى الأساسية (المتعددة)

مفهوم الأمفوتيرية: هي فئة تعطي للحمارة التي يمكنها أن تتفاعل كحمض أو كقاعدة

 *
 * الوصفة الأولى * الاتجاهات الدورانية في خصائص العناصر *
 *

M. Ibrahim said (أبوإبراهيم)

Phone : 3324 66 44 (744 02424)

(تفاعلات الحمض - القاعدة لأكاسيد الكربون والسيليكون) مع أهم عناصر IVA لإحالات التأكسد (+2 و +4) لذلك يمكن تلخيص أول أكسيد (X) وثاني أكسيد (X₂)

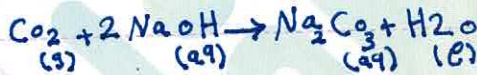
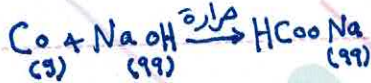
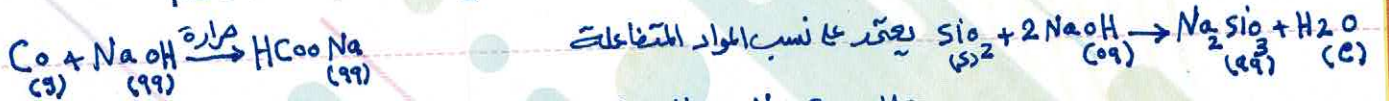
أكاسيد السيليكون (ضعيفة) ثاني أكسيد الكربون (C) أول أكسيد الكربون (ضعيفة) أول أكسيد الكربون (C)

1- لا يكون في العادة أول أكسيد - 1. يذوب في الماء ويتكون حمض الكربونيك - غير قابل للذوبان في الماء

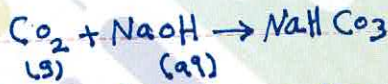
ويكون ثاني أكسيد سيليكوب (كوارتز) H₂CO₃ (مياه غازية) - 2. يتفاعل مع محلول مركزا من

c- يتفاعل SiO₂ مع محلول مركزا NaOH و يتكون سيليكات صوديوم و يتكون ملح

3- يتفاعل مع محلول مركزا من NaOH والناتج مشابها نوات صوديوم



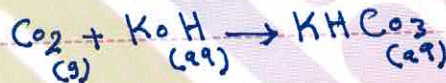
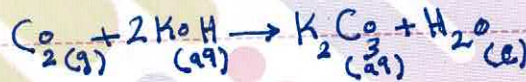
كربونات صوديوم



كربونات صوديوم هيدروجينية

(بيكربونات صوديوم)

1- السب المعادلات الكيميائية الموزونة لتفاعل CO₂ مع KOH



* المودة الأولى الي اجابات المديونة في خصائص العناصر *

M. Ibrahim Said (ابراهيم)

Phone : 33 24 66 44 (744 024 24)

الكيمياء الوصفية لعناصر المجموعة VIIA (17) $ns^2 np^5$

العنصر	التوصيف	مادرات التأكسد الشحنة والمحتملة	فلز او لافلز	النشاط الكيميائي	خصائص اخرى
الفلور (F ₂)	غاز سام - اصفر اللون يمتلك االبية الكبرائية للاعلى	(-1)	لا فلز قوى جداً	خائق النشاط مسبب للتآكل	تقل السالبية اوكبريائية و طاقتة التأيين يزداد نصف القطر وكذلك درجة الانصهار والفلجيه
الكلور (Cl ₂)	غاز سام اصفر - مخضر	(-1) +1, +3, +5, +7	لا فلز قوى	نشاط مرتفع جداً مسبب للتآكل	
البروم (Br ₂)	سائل كثيف احمر - بني	(-1) +1, +5	لا فلز	نشاط جيد جداً مسبب للتآكل	
اليود (I ₂)	محبب / اسود / رصاصي له مظهر الفلز	(-1) +1, +5, +7	لا فلز	نشاط جيد	
At ₂	عنصر مشع طبيعي نادر الوجود	~	~	~	
Tn ₂ التينيسير	عنصر مشع صناعي فترة نصف العمره قصيره	~	~	~	

ملاحظات مهمه عن الهالوجينات

- ١- العناصر النقيه مواد سامه
- ٢- نشطه كيميائياً وخطرة
- ٣- جميعها لافلزات
- ٤- تقع أقصى يمين الجدول الدوري
- ٥- عندما تويد على شكل مركبات تكونه مهمات للغاية في حياتنا مثل:
 - (NaF) فلوريد الصوديوم ← في معجون الأسنان لمنع التسوس
 - (NaCl) هيبوكلورايت الصوديوم ← موجود في مبيض الملا بس حيث يؤكسد البقع
 - اليود الموجود في الملح ← مهم لجسم الانسان

M. Ibrahim Said (ابراهيم) Phone: 33246644 / 74402424

٦- توجد على شكل جزيئات ثنائية الذرة (F₂ و Cl₂ و Br₂ و I₂)



مثال

٧- F₂ و Cl₂ ← غازات Br₂ ← سائل I₂ ← صلب

٨- البروم واليود يمتلكان ضغطاً بخارياً مرتفعاً جداً

لأنه توجد على شكل جزيئات غير قطبية ثنائية الذرة وكذلك لضعف قوى الترابط

بين جزيئاتها

* نتيجة ارتفاع الضغط البخاري للبروم واليود *

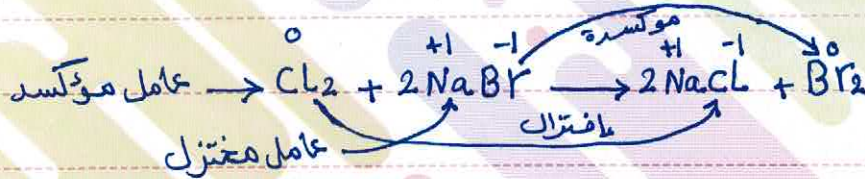
** العبوة التي تحتوي على البروم السائل تبدو دائماً ممتلئة لأنه بخار البروم (غاز) يملأ

الفراغ فوق سطح البروم السائل وهذا الغاز بين دأكن سام

** تسخين بلورات اليود يتصاعد غاز بنفسجي غامق سام (ظاهرة التسامي)

* تدرج نشاط عناصر المجموعة VIIA بوضعا عوامل مؤكسدة *

العامل المؤكسد هو المادة التي تجذب الإلكترونات بعيداً عن مادة أخرى وتأكسدها



علل :- عناصر المجموعة VIIA عوامل مؤكسدة قوية

لأنها تتميز بصغر نصف القطر الذري وارتفاع السالبية الكهربية وبالتالي تجذب إلكترونات

الرابطة بقوة

علل :- الفلور أقوى العوامل المؤكسدة

لصغر نصف قطرة الذري وارتفاع السالبية الكهربية مقارنة بباقي الهالوجينات

وبالتالي تجذب إلكترونات الرابطة بقوة

M. Ibrahim said

ابو آدم

033246644

74402424

* الومدة الأولى * الاتجاهات البرية في فصائص العناصر *
*

تدرج نشاط عناصر المجموعة (VIIA) *

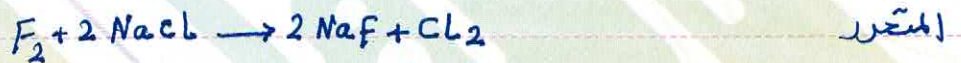
F	تقل	تقل قوة العامل المؤكسد (النشاط) من أعلى للأسفل وقوة العامل
Cl	قوة	المؤكسد تتناسب طردياً مع السالبية الكهربية وعكسياً مع نصف القطر الذري
Br	العامل	
I	للمؤكسد	

ملاحظات على العوامل المؤكسدة :- *

1- كل عنصر هالوجين يستطيع أكسدة (يحل محل) الأيون السالب للعنصر الذي يليه

مثال :- F_2 يحل محل Cl و Br و I^-

عند إمرار هالوجين في محلول ملح يحتوي على هالوجين آخر يكون لونه المحلول هو لون الهالوجين



أصفر مخض

علل :- يتفاعل الكلور مع محلول بروميد البوتاسيوم

أوتكونه لون احمر بني عند إمرار غاز الكلور مع محلول بروميد البوتاسيوم

لأنه الكلور أقوى كعامل مؤكسد من البروم وبالتالي يستطيع للكلور أكسدة أيون Br وتكونه

Br_2 ذو اللون الأحمر البني

علل :- لا يتفاعل اليود مع محلول بروميد الصوديوم

لأنه اليود أقل قوة كعامل مؤكسد من البروم وبالتالي لا يستطيع اليود أكسدة أيون Br.

*
* الوحدة الأولى * الاتجاهات الدوريّة في خصائص العناصر *
*

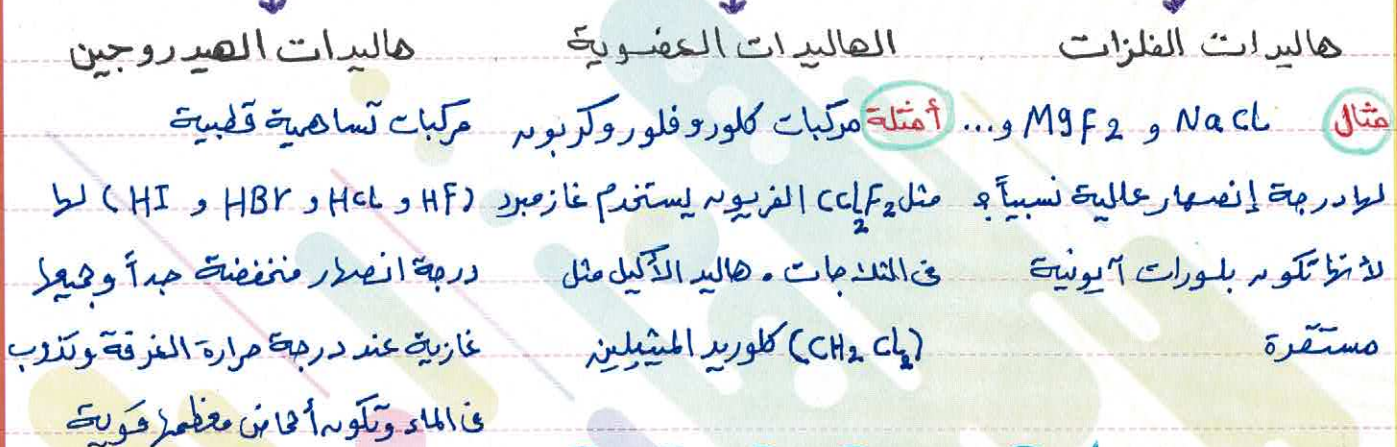
M. Ibrahim Said (أبو آدم)

Phone : 33246644 6 74402424

الاستقرار الحراري للحاليدات

* **الحاليدات** * مركبات ثنائية يكون أحد العناصر فيها هو أيون هالوجين (هاليد)

* أنواع حاليدات المجموعة VIIA *



الاستقرار الحراري لحاليدات الهيدروجين

HF	ثقل	يقل الثبات والاستقرار الحراري لحاليدات الهيدروجين من أعلى لأسفل في المجموعة و
HCl	الثبات	
HBr	والاستقرار	
HI	الحراري	

السبب لزيادة طول الرابطة بين ذرة الهيدروجين والهاليد (H-X) فتضعف وبالتالي تحتاج طاقة أقل لكي تتفكك

* ملاحظة * المحتوى الحراري للرابطة = طاقة الرابطة وتقل من أعلى لأسفل.

علل يوديد الهيدروجين HI أقل ثباتاً واستقراراً حرارياً من كلوريد الهيدروجين HCl لأن الرابطة بين ذرة الهيدروجين وأيون اليوديد (I⁻) أضعف من الرابطة بين ذرة الهيدروجين وأيون الكلوريد (Cl⁻) لذلك يحتاج HI طاقة أقل لكي يتفكك تدرج حمضية حاليدات الهيدروجين:-

HF	تزداد الحمضية	تزداد قوة الحمض من أعلى لأسفل و
HCl	تزداد قوة الحمض	بالنزول من أعلى لأسفل يزداد طول الرابطة H-X وتضعف
HBr	تزداد تركيز H ⁺	فيسهل تفككها في الماء ويزداد تركيز H ⁺
HI	تقل PH	

HI حمض أقوى من HF ؟

(علل)

لأنه الرابطة في HI أطول وأضعف من الرابطة HF وبالتالي يسهل تفكك HI

M. Ibrahim said (ابراهيم)

في الماء فيزداد تركيز H^+

T. 3324 6644

تحضير هاليدات الصيروجين :-

744 02424

تفاعل حمض الكبريتيك H_2SO_4 مع هاليدات الصوديوم

تحضير كلوريد الصيروجين HCl

(مثال)



* الكشف عن أيون الهاليد باستخدام نترات الفضة ومحلل الأمونيا

طريقة الكشف محلول الملح المحتوي على (فلوريد F^- أو كلوريد Cl^- أو بروميد Br^- أو

يوديد I^- + محلول نترات الفضة $AgNO_3$

المشاهدة ١- ① لا يتكون رأس في حالة الفلوريد (F^-)

② في حالة الكلوريد يتكون رأس أبيض من $AgCl$ يذوب هذا الرأس في محلول الأمونيا المخفف

لتكون أيون ثنائي أمين الفضة (I_2)، $[Ag(NH_3)_2]^+$ الذائب .

③ في حالة البروميد يتكون رأس أبيض كريمي من $AgBr$ لا يذوب في محلول الأمونيا المخفف

ويذوب في المركز

④ في حالة اليوديد يتكون رأس أصفر فاتح من AgI لا يذوب في محلول الأمونيا المخفف أو المركز

ويمكن تلخيص طريقتي الكشف كالتالي :-

عند إضافة محلول الأمونيا المركز	عند إضافة محلول الأمونيا المخفف	صبغة الرأس	عناصر إضافة الكاشف $AgNO_3$	الأيون الهاليد
يذوب الرأس	يذوب الرأس	$AgCl$	رأس أبيض	Cl^- كلوريد
يذوب الرأس	لا يذوب الرأس	$AgBr$	رأس أبيض كريمي	Br^- بروميد
لا يذوب الرأس	لا يذوب الرأس	AgI	رأس أصفر فاتح	I^- يوديد
			لا يتكون رأس لأنه فلوريد الفضة AgF ذائب	F^- فلوريد

معادلة تكون الراسب



معادلة ذوبان الراسب في محلول الأمونيا .



* الومدة الأولى * للإتجاهات الدوريك في خصائص العناصر *

M. Ibrahim Said (أبو آدم)

Phone: 33246644 (74402424)

معادلة تكون الراسب



معادلة ذوبان الراسب في محلول الأمونيا .



* الومدة الأولى * للإتجاهات الدوريك في خصائص العناصر *

M. Ibrahim Said (أبوإبراهيم)

Phone: 33246644 (74402424)