• **قواعد التركيب الإلكتروني(شكل الذرة)** : لمعرفة كيفية توزيع الإلكترونات للذرات لابد من معرفة القواعد الآتية : ١. قاعدة باولي (مبدأ الإستبعاد) . ٢. قاعدة أوفباو (مبدأ البناء التصاعدي) .

٣. قاعدة هوند (التمثيل الفلكي) . ٤. قاعدة ثبات الفلك

• **قاعدة باولي** : القاعدة التي حددت سعة الفلك بالكترونين(متعاكسين في اتجاه غزلهما) وبالتالي حددت سعة المستوى الفرعي من الإلكترونات وتنص على : لا يمكن لإلكترونين أو أكثر في نفس الذرة امتلاك نفس قيم الأعداد الكمية الأربعة .

• **تمرين** : كيف يتعارض وجود ثلاثة إلكترونات في الفلك $2p_x$ مع قاعدة باولي ؟

(علل : لا يتسع الفلك 3S لأكثر من إلكترونين).

لأنه لو وُجد ثلاثة إلكترونات في الفلك $2p_x$ فإن إلكترونين منهما سيتشابهان في الأعداد الكمية الأربعة وهذا يتعارض مع قاعدة باولي (اكتب الأعداد الكمية الأربعة للإلكترونات الثلاثة ستلاحظ ذلك) .

• **ملاحظات** : ١) عدد المستويات الفرعية = رقم المستوى الرئيس .

٢) عدد الأفلاك الكلية = n^2 , ٣) أقصى عدد للإلكترونات = $2n^2$

• **قاعدة أوفباو** : تتوزع إلكترونات الذرة المستقرة على المستويات الفرعية حسب طاقتها بدءاً بالمستوى الفرعي الأدنى طاقة ثم الذي يليه .

• **العدد الذري** : عدد البروتونات في النواة و يساوي عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة .

• **قاعدة هوند** : تكون الذرة أكثر ثبات عندما يتم توزيع إلكترونات المستوى الفرعي الذي يوجد فيه أكثر من فلك (P , d , f) على أكبر عدد ممكن من أفلاك ذلك المستوى بنفس اتجاه الغزل قبل البدء بعملية الازدواج .

• **الصفة البارامغناطيسي** : (قابل للتمغنط أو لها صفات مغناطيسية)انجذاب الذرة نحو المجال المغناطيسي الخارجي عندما تحتوي على إلكترون منفرد أو أكثر وتزداد الصفة البارامغناطيسي بزيادة عدد الإلكترونات المفردة .

• **الصفة الدايامغناطيسي** : (غيرقابل للتمغنط أو ليس لها صفات مغناطيسية) تنافر الذرة مع المجال المغناطيسي الخارجي عندما تكون كل إلكتروناتها مزدوجة .

• **إلكترونات التكافؤ** : الإلكترونات الموجودة في مجموعة الأفلاك الخارجية وهي التي تحدد الصفات الفيزيائية والكيميائية للعنصر .

• **كتابة رمز المستوى الفرعي (الفلك) من معرفة قيم أعداد الكم :**

• **مثال** : اكتب رمز الفلك الذي له الأعداد الكمية ($n = 6 , L = 0 , m_L = 0$) ؟

الإجابة : 6s .

• **مثال** : اكتب رمز المستوى الفرعي الذي له الأعداد الكمية ($n = 2 , L = 1$) ؟

الإجابة : 2P .

:: عـلـل ::

١- تُملأ أفلاك المستوى الفرعي الواحد فرادى أولاً في نفس اتجاه الغزل قبل البدء بعملية الازدواج . حتى تكون الذرة أكثر ثبات .

٢- العدد الكمي المغزلي m_s له قيمتان فقط .

لأن الإلكترون له حركتان مغزليتان فقط مع أو عكس عقارب الساعة .

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

• **توضيح** : كل مستوى طاقة فرعي يتكون من واحد أو أكثر من الأفلاك كما يوضح الجدول الآتي :

رمز المستوى الفرعي	s	p	d	f
عدد الأفلاك	فلك واحد	ثلاثة	خمسة	سبعة

• **الفلك** : الحيز حول النواة الذي يُحتمل تواجد جسيم الإلكترون فيه أو تتمركز كثافة الموجة الإلكترونية فيه .

• **ملاحظات** : ١- أفلاك p لنفس المستوى الرئيس تتشابه في الشكل والحجم والطاقة، لكنها تختلف في الاتجاه الفراغي . ٢- كل فلك سعته القصوى إلكترونين .

• **العدد الكمي المغناطيسي (m_L)** : عدد يُشير إلى أفلاك مستوى الطاقة الفرعي ويُحدد الاتجاه الفراغي للفلك ويأخذ قيم من ($+L \longrightarrow -L$) فمثلاً عندما : L = صفر ∴ m_L = صفر

وعندما : L = ١ ∴ m_L = -١ , صفر , +١ , وعندما : L = ٢ ∴ m_L = -٢ , -١ , صفر , +١ , +٢

• **ملاحظة** : عدد أفلاك المستوى الفرعي = عدد قيم m_L = 2L + 1 , والجدول الآتي يوضح ذلك :

رمز المستوى الفرعي	قيمة L	قيم m_L	عدد قيم m_L	2L + 1	عدد أفلاك المستوى الفرعي
s	صفر	صفر	١	٢× صفر+١ = ١	فلك واحد
p	١	−1 , 0 , 1	٣	٢× ١+١ = ٣	ثلاثة أفلاك
d	٢	−2 , −1 , 0 , 1 , 2	٥	٢× ٢+١ = ٥	خمسة أفلاك
f	٣	−3,−2 ,−1 ,0,1,2,3	٧	٢× ٣+١ = ٧	سبعة أفلاك

• **العدد الكمي المغزلي (m_s)** : عدد يُشير إلى اتجاه حركة الإلكترون في الفلك ويحدد اتجاه المجال المغناطيسي الناتج عن حركة الإلكترون حول محوره (حركة مغزلية إما مع عقارب الساعة أو عكس عقارب الساعة) وله قيمتان فقط هما : +١/٢ و − ١/٢.

• **فسر وجود إلكترونين في فلك واحد على الرغم من تشابه شحنتيهما الكهربائية(وزاري) .**
لأنه ينتج عن حركة الإلكترونين مجالين مغناطيسين في اتجاهين متعاكسين يلغي كل منهما الآخر .

• **ترتيب المستويات الفرعية حسب طاقتها** : علمت أن العدد الكمي الرئيس (n) يُحدد طاقة المستوى الرئيس والعدد الكمي الفرعي (L) يُحدد طاقة المستوى الفرعي .

• **تمرين** : ١) رتب المستويات الفرعية التالية حسب طاقتها : 2s , 3s , 1s .
الترتيب : 1s < 2s < 3s (حسب قيمة n : كلما زادت قيمة n زادت الطاقة) .

٢) رتب مجموعةالأفلاك التالية حسب طاقتها : 3s , 3d , 3p .
الترتيب : 3s < 3p < 3d (حسب قيمة L : كلما زادت قيمة L زادت الطاقة) .

• **مثال** : قارن بين المستويين الفرعيين 6p , 3s من حيث الطاقة .
الحل : لاحظ في هذا المثال اختلاف قيم n واختلاف رمز المستوى الفرعي وللمقارنة بين طاقتي مستويين فرعيين نحسب مجموع قيم (n , L) وكلما كان مجموع قيم (n , L) أكبر كانت طاقة المستوى الفرعي أكبر وفي حالة تساوي مجموع قيم (n , L) فإن المستوى الفرعي الذي له قيمة n أكبر هو الأعلى طاقة .

∴ مجموع قيم (L , n) للمستوى الفرعي 3s : ٣ + صفر = ٣

مجموع قيم (L , n) للمستوى الفرعي 6p : ٦ +١ = ٧ ∴ 6p > 3s

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

• **الطبيعة الموجية للجسيمات** : أكد العالم دي برولي أن الإلكترون جسيم مادي يمتلك خواصاً موجية ويستطيع إشعاع أمواج ذات أطوال موجية وترددات وطاقات محددة .

• **العدد الكمي الرئيسي(n)** : ويُحدد : ١. طاقة المستوى الرئيسي . ٢. البُعد عن النواة .

٣. عدد الإلكترونات في المستوى الرئيسي . ٤. حجم الحيز الذي يشغله الإلكترون (حجم الفلك) .

• القيم التي يأخذها : قيم صحيحة هي (١, ٢ , ٣ ,.....∞) .

• **ملاحظات** : ١. أكبر قيمة لـ n حتى الآن هي ٧ ويرمز لكل قيمة برمز معين حسب الجدول أدناه :

قيمة العدد الكمي الرئيس	١	٢	٣	٤	٥	٦	٧
رمز المستوى الرئيسي	K	L	M	N	O	P	Q

٢. يُطلق مصطلح غلاف على مستوى الطاقة الرئيس .

٣. كلما زادت قيمة n زادت طاقة المستوى الرئيس وزاد بعده عن النواة وزادت سعته من الإلكترونات وبالتالي فإن المستوى الرئيس الأول هو الأقل طاقة والأقرب للنواة والأقل سعة من الإلكترونات .

• **العدد الكمي الثانوي (الفرعي)(L)** : العدد الكمي الذي يُحدد : ١. طاقة المستوى الفرعي .

٢. شكل المستوى الفرعي (شكل الفلك) .

• القيم التي يأخذها : (صفر , ١ , ٢) إلى قيمة أقصاها (n -١) .

ويرمز لكل قيمة برمز معين حسب الجدول أدناه :

قيمة العدد الكمي الفرعي	صفر	١	٢	٣	٤
رمز المستوى الفرعي	s	p	d	f	g

• **ملاحظة** : كلما زادت قيمة L زادت طاقة المستوى الفرعي وبالتالي تُرتب المستويات الفرعية حسب الطاقة كما يأتي : S < P < d < f < g

• **توضيح** : الجدول الآتي يوضح العلاقة بين قيمة (n) وقيم (L) ورموز المستويات الفرعية :

رقم المستوى الرئيسي(قيمة n)	قيم L	رموز المستويات الفرعية	عددها
1	0	1s	١
2	0 , 1	2s , 2p	٢
3	0 , 1 , 2	3s , 3p , 3d	٣

• **ملاحظات** : ١. 1s رمز مستوى فرعي حيث (1) يُمثل رقم المستوى الرئيسي و(s) يُمثل رمز المستوى الفرعي

٢. عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيس = رقم المستوى الرئيس = عدد قيم L .

(كل مستوى رئيسي يحوي مستويات فرعية عددها يساوي رقم المستوى الرئيس) .

• **تمرين** : في المستوى الرئيس n = 4 , أجب عما يأتي :

١- اكتب جميع قيم العدد الكمي الفرعي الممكنة ؟ الحل : L = 0 , 1 , 2 , 3

٢- ما رموز تلك المستويات الفرعية؟ وماعددها ؟

الحل : 4S , 4P , 4d , 4f وعددها أربعة مستويات .

٣- رتب المستويات الفرعية حسب الطاقة ؟ الحل : 4S < 4P < 4d < 4f

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

•عدد خطوط الطيف = $\frac{ر(ر-1)}{2}$ حيث (ر) عدد المستويات التي يمر بها الإلكترون .

أو : ر = $ن_2$ − $ن_1$ +١ (حيث $ن_2$ المدار الأكبر و$ن_1$ المدار الأصغر) .

•**ملاحظات** : ١- كلما زاد رقم المدار (ابتعدنا عن النواة) : أ. زادت طاقة المدار .

ب. قل فرق الطاقة بين مدارين متتالين ج. زاد طول موجة الفوتون الممتص أو المنطلق .

٢- طول موجة الخط الطيفي الذي يمتلك أقل طاقة (أكبر طول موجي) يكون بين أبعد مستويين عن النواة .

($ن_2$: المستوى الأبعد عن النواة و $ن_1$: المستوى الذي يسبقه مباشرة) .

٣- طول موجة الخط الطيفي الذي يمتلك أعلى طاقة ممكنة (أقل طول موجي) يكون بين أقرب مستوى للنواة وأبعد مستوى عن النواة ($ن_2$ المستوى الأبعد عن النواة و $ن_1$ المستوى الأقرب للنواة) .

•**الفوتون : كم من الطاقة ينطلق أو يُمتص عند انتقال الإلكترون بين مدارين .**

:: عـــلـــل ::

١- حسب رذرفورد يسقط الإلكترون في النواة وبذلك يتدمر البناء الذري (فشل نموذج رذرفورد).

لأن الإلكترون جسيم مشحون يتحرك بسرعة حول النواة وبذلك فإنه يفقد طاقة باستمرار ويتحرك في مسار لولبي حتى يسقط في النواة .

٢- فشلت نظرية بور في تفسير أطياف الذرات عديدة الإلكترونات .

لأنها لم تحسب طاقة المستويات لهذه الذرات .

٣- فشل بور في تفسير طيف أيون $_4Be^{+2}$(امتحان ٢٠١٢) .

لأن أيون $_4Be^{+2}$ يمتلك إلكترونين وبور فسر أطياف الأيونات وحيدة الإلكترون .

٤- يختلف الطيف الذري لأيون $_4Be^{+3}$ عن الطيف الذري للهيدروجين (سؤال وزاري) .

(يختلف طيف الأيونات ذات الإلكترون الواحد مثل $_2He^{+}$ عن طيف ذرة الهيدروجين) .

لاختلاف شحنة النواة (عدد البروتونات) مما يؤدي لاختلاف مستويات الطاقة .

٥- حسب بور يكون الإلكترون محصوراً بمستويات محددة من الطاقة .

لأن بور افترض أن الإلكترون يمتلك كميات محددة ومعينة فقط من الطاقة .

٦- فسر بور ثبات الذرة (ثباتية ذرة الهيدروجين حسب نموذج بور)(امتحان ٢٠١١) .

لأن طاقة الإلكترون لن تكون أقل من طاقة المدار الأول وبالتالي لن يقع الإلكترون في النواة أبداً .

٧- فشل نموذج بور الذري .

لأن بور لم يفسر أطياف الذرات عديدة الإلكترونات ولم يحسب طاقة المستويات للذرات عديدة الإلكترونات .

٨- عدم تساوي الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون بين المستويات .

لأن فرق الطاقة بين المستويات غير متساوي .

٩- يسمى الطيف الذري بالطيف الخطي أو المنفصل .

لأنه يتكون من خطوط مضيئة يفصلها مناطق معتمة .

•**أوجه فشل نظرية بور** : ١- فشلت في حساب طاقة المستويات للذرات عديدة الإلكترونات .

٢- فشلت في تفسير أطياف الذرات عديدة الإلكترونات .

•**نظريةالميكانيك الكمي (الموجي)** : قدمت نظرية الميكانيك الكمي(الموجي) تفسيراً مقبولاً و فهماً شاملاً لبنية الذرات عديدة الإلكترونات ، وقامت تلك النظرية على مبدأين :

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

•**فروض نظرية بور :** ١- الإلكترون يمتلك كميات محددة ومعينة فقط من الطاقة وبالتالي يكون محصوراً بمستويات طاقة محددة في الذرة . ٢- إلكترون الذرة يتحرك حول النواة في مدارات ذات طاقة ونصف قطر ثابتين
٣- طاقة الإلكترون تحدد المدار الذي يتواجد فيه . ٤- لا يتوجد الإلكترون أبداً بين المدارات .
٥- تختلف مدارات الذرة الواحدة في طاقتها وبعدها عن النواة وسعتها من الإلكترونات .

•**ملاحظة :** المدارات المتناظرة في الذرات المختلفة تختلف في : طاقتها وبعدها عن النواة وتتشابه في سعتها من الإلكترونات .

•**المدار :** قشرة كروية ذات سمك متناهي الدقة وقطر محدد يدور فيه الإلكترون على بعد ثابت من النواة .

•**حساب طاقة المدار (أو طاقة الإلكترون أو طاقة المستوى) :** $ط_ن = \frac{-أ}{ن^٢}$

حيث : $ط_ن$ (طاقة المدار) , ن (رقم المدار) , أ (ثابت بور) = $٢,١٨ \times ١٠^{-١٨}$ جول

•**ملاحظات :** ١) ذرة الهيدروجين تكون أقل طاقة وأكثر ثباتاً وهي في الحالة المستقرة عندما (ن = ١) .
٢) تكون الذرة أعلى طاقة وأقل ثباتاً وهي في الحالة المتهيجة عندما يكون (∞ > ن > ١) وتكون متأينة منزوعة الإلكترون عندما يكون (ن = ∞) . ٣) كلما زاد رقم المدار زادت طاقته .

•**حساب فرق الطاقة بين مدارين :** عندما ينتقل الإلكترون بين مدارين فإنه يكتسب أو يفقد طاقة محددة مساوية تماماً لفرق الطاقة بينهما ويمكن حسابها من العلاقة : $\Delta ط = أ \left(١ / ن_١^٢ - ١ / ن_٢^٢ \right)$ جول

حيث أن : $ن_١$ رقم المدار الذي ينتقل منه الإلكترون , $ن_٢$ رقم المدار الذي ينتقل إليه الإلكترون .

•**ملاحظات :** ١- Δ ط موجبة عندما ينتقل الإلكترون من مدار أقل إلى مدار أعلى (طاقة ممتصة أو مكتسبة أو لازمة) بينما Δ ط سالبة عندما ينتقل الإلكترون من مدار أعلى إلى مدار أقل (طاقة منطلقة أو منبعثة أو متحررة) .

٢- طاقة الفوتون دائماً موجبة . ∴ ط الفوتون ≡ | Δ ط | .
٣- إذا أعطى في المسألة الطاقة المنطلقة نعوض عنها بالسالب .
٤- قيمة Δط أو طاقة الفوتون أو $ط_ن$ تساوي $٢,١٨ \times ١٠^{-١٨}$ جول أو أقل قليلاً .
٥- قيمة التردد محصورة بين : $٢,٤٢ \times ١٠^{١٣}$ إلى $٣,٢٢ \times ١٠^{١٥}$ هيرتز .
٦- قيمة الطول الموجي محصورة بين : $١,٢٣ \times ١٠^{-٥}$ إلى $٩,٣ \times ١٠^{-٨}$ متر .
٧- تتناسب الطاقة طردياً مع التردد .

•**أوجه نجاح نظرية بور :** ١- نجحت في إدخال مفهوم الكم في فهم بنية الذرة .
٢- تمكنت من تفسير ثبات الذرة . ٣- نجحت في تفسير الصفة الخطية لطيف ذرة الهيدروجين كماً وكيفاً .
٤- فسرت طيف الأيونات وحيدة الإلكترون مثل ($_2He^{+1}$, $_3Li^{+2}$, $_4Be^{+3}$) . ٤- اشتق بور معادلة رياضية لحساب طاقة كل مدار في ذرة الهيدروجين . ٥- اشتق معادلة لحساب طول موجة الفوتون المنبعث أو الممتص عند انتقال الإلكترون بين مدارين (تتفق مع معادلة رايدبرج التجريبية) .

•معادلة بور لحساب الطول الموجي $\frac{١}{ل} =$ ثابت رايدبرغ $\left(١ / ن_١^٢ - ١ / ن_٢^٢ \right)$

بشرط : $ن_١ < ن_٢$

•**ملاحظة :** ثابت رايدبرغ = $١,١ \times ١٠^٧$ م$^{-١}$ = $١,١ \times ١٠^{-٢}$ نانومتر$^{-١}$.

•**كيف فسر بور طيف ذرة الهيدروجين ؟**

عندما يعود إلكترون ذرة الهيدروجين المهيجة إلى حالة الاستقرار إما أن يعود في قفزة واحدة أو يعود في عدة قفزات وفي كل قفزة يشع فوتوناً طاقته مساوية لفرق الطاقة بين المدارين اللذين تم الانتقال بينهما ، ويظهر الفوتون المنبعث على شكل خط من خطوط الطيف الذري للهيدروجين .

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

الوحدة الأولى

::البناء الإلكتروني للذرة::

•**الضوء المرئي** : شكل من أشكال الطاقة ونوع من الأمواج الكهرومغناطيسية التي تتألف من مركبتين متعامدتين الأولى مركبة المجال الكهربي والثانية مركبة المجال المغناطيسي .

•**الطول الموجي(ل)** : المسافة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليين ومن وحدات قياسه المتر أو النانومتر .

•**ملاحظة** : $١ \text{ م} = ١٠^{٩}$ نانومتر

•**التردد (ت)** : عدد الموجات التي تمر في نقطة ما خلال زمن مقداره واحد ثانية .

•**العلاقة بين الطول الموجي والتردد** : س = ل x ت حيث س (سرعة الضوء في الفراغ وتساوي ٣×١٠^{٨} م/ث) , ل : الطول الموجي بالمتر , ت : التردد بالهيرتز ($ث^{-١}$) .

•**ملاحظات** : ١) الأمواج الأطول : أمواج الراديو الطويلة و الأقصر : أشعة جاما .

٢. الأمواج الأعلى تردد(الأعلى طاقة) : جاما والأقل تردد(الأقل طاقة) : أمواج الراديو الطويلة .

٣. ما مدى الأطوال الموجية للطيف المرئي ؟ الإجابة : ٣٨٠ – ٧٥٠ نانومتر .

٤- للتحويل من متر إلى نانومتر نضرب في $١٠^{٩}$ وللتحويل من نانومتر إلى متر نضرب في $١٠^{-٩}$.

ينقسم الطيف إلى : طيف متصل وطيف منفصل .

•**الطيف المتصل** : مناطق مضيئة متتابعة مرتبة حسب أطوالها الموجية وتردداتها بدءاً باللون البنفسجي وانتهاءاً باللون الأحمر وكل نقطة تتوافق فيه مع طول موجي وتردد محددين .

أمثلة : ١- ضوء الشمس . ٢- مصباح سلك التنجستون .

•**الطيف الذري (المنفصل)** : طيف ينتج عن تهييج ذرات عنصرما في حالته الغازية عن طريق التسخين المباشر أو التفريغ الكهربي ويتكون من خطوط ملونة يفصلها مناطق مضيئة.

•**التفريغ الكهربي** : تمرير تيار كهربي تحت فرق جهد كهربي مرتفع في أنبوب يحتوي على غاز تحت ضغط منخفض .

•**تهييج الذرة (الذرة المهيجة)**: إكساب الذرة طاقة بحيث ينتقل الإلكترون أو أكثر فيها من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى .

•**الجدول الآتي يبين ألوان اللهب لبعض العناصر :**

ملح العنصر	الليثيوم	الصوديوم	الكالسيوم	البوتاسيوم	النحاس
لون اللهب	أحمرقرميدي	أصفر ذهبي	أحمر برتقالي	بنفسجي	أزرق مخضر

•**نظرية بور لذرة الهيدروجين** : اعتمدت نظرية بور على كل من مبدأي بلانك وأينشتاين .

•**مبدأ بلانك** : طاقة الإشعاع الكهرومغناطيسي المنبعثة أو الممتصة من المادة مُكماة(لها قيم محددة ولا يمكن تجزئتها) وتتكون من كمات محددة من الطاقة كما تبينها معادلة بلانك : ط الأشعاع = ن x هـ x ت , حيث : ط : الطاقة بالجول ، هـ : ثابت بلانك ويساوي $٦,٦٢٦ \times ١٠^{-٣٤}$ جول . ث,ت : التردد , ن : عدد صحيح (١, ٢).

•**مبدأ اينشتاين** : للضوء طبيعة مزدوجة (موجية وجسيمية) حيث يتكون الضوء من جسيمات تسمى فوتونات وهي كمات محددة من الطاقة وتتناسب طاقة الفوتون طردياً مع تردده كما في المعادلة الآتية :

ط الفوتون = هـ x ت

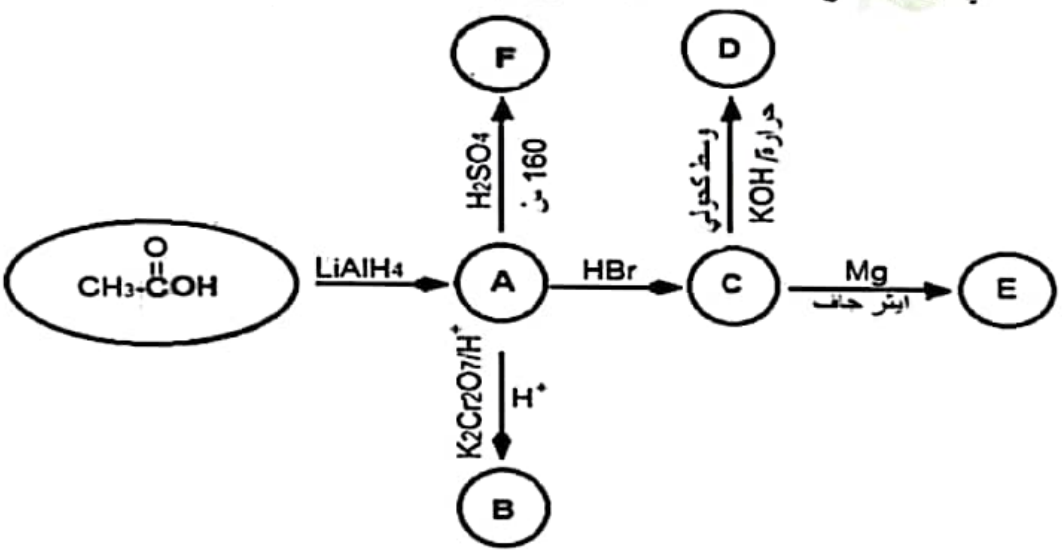
الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

5- لديك جدول يتضمن عدداً من المركبات العضوية، ادرسها جيداً، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

1. $CH_3CH{=}CH_2$	2. $CH_3\overset{O}{\overset{\|}{C}}CH_3$	3. $CH_3CH_2\overset{O}{\overset{\|}{C}}H$
4. $CH_3CH_2\overset{O}{\overset{\|}{C}}OH$	5. $CH_3CH_2CH_2OH$	6. $CH_3\overset{OH}{\overset{\|}{C}}HCH_3$

1. ما المركب الذي ينتج من إضافة محلول K2Cr2O7 في وسط حمضي في المركب رقم (6).
2. ما المركب الذي يعطي المركب (4) عن مفاعلته نع العامل المؤكسد K2Cr2O7 في وسط حمضي.
3. ما أصناف المركبات الكحولية الواردة في الجدول.
4. كيف تميز عملياً بين المركبين (4، 5)، وضح بالمعادلات.
5. اكتب معادلة تمثل التفاعل بين المركب (1) والماء بوجود حمض الكبريتيك، وما نوع التفاعل.
6. اكتب معادلة لتحضير المركب (2) مستخدماً أحد المركبات الواردة في الجدول ، وما يلزم من مواد غير عضوية.
7. ما الصيغة الكيميائية للمركب الذي يمكن استخدامه لتحويل المركب (4) إلى المركب (5).
8. اذكر استخداماً واحداً للمركب رقم (4).

6- ادرس المخطط التالي، واكتب صيغ المركبات المشار إليها بالرموز (A, B, C, E, F, D):



انتهت الأسئلة

لابد من حل جميع أمثلة وأسئلة الكتاب ومن ثم التدرب على الأسئلة

وبعض النماذج التجريبية الوزارية

ولا يعني ذلك حتمية توقعها

مع أجمل تمنياتي لكم بدوام التوفيق والنجاح

لجميع طلاب الثانوية العامة للعام الدراسي 2021-2022

إعداد الأستاذ

محمد محمود العشي

https://www.facebook.com/MR.Mohamed.Alashi

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

الوحدة الخامسة: الكيميائية العضوية:

1- أكمل المعادلات التالية:

1) $CH_3CHCH_3CHOHCH_3 + \xrightarrow{H2SO4/160^\circ}$

2) $CH_3CH_2COOH + \xrightarrow{LiAlH4/\text{اثير}}$

3) $CH_3CH_2CH_2OH + HCl \rightarrow$

4) $CH_3CH_2CH_2CH_2COOH + NaOH \rightarrow$

5) $CH_3CH_2COCH_3 + 2Ag^+ + 3OH^- \xrightarrow{\Delta}$

6) $2CH_3CH_2CH_2OH + 2Na \rightarrow$

7) $CH_3CH_2CH_2CH_2Br + NaOH \xrightarrow[\text{مذيب كحولي}]{}$

8) $CH_3CHOHCH_3 + Cu \xrightarrow{\Delta}$

9) $CH_3CH_2CH_2OH + KMnO_4 \xrightarrow{H+}$

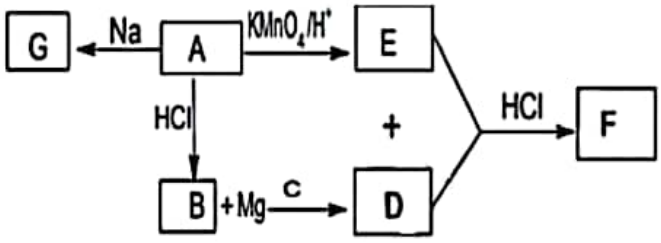
2- وضح مستخدماً المعادلات الكيميائية اللازمة كيف يمكن التمييز عملياً مخبرياً بين المركبات التالية:

1. البيوتانال، 2-بيوتانون.
2. البنتان، 1-بنتانول.
3. الإيثانول، 2-ميثيل-2-بروبانول.

3- أكتب معادلة أو أكثر لتحضير كل من الأتية مستخدماً أي مواد غير عضوية مناسبة.

1. حمض البيوتانويك من 1-كلوروبيوتان.
2. بروبانول من 1-بروبانول.
3. كلورو إيثان من إيثانويك.
4. ميثوكسيد البوتاسيوم من الميثانويك.
5. 2-كلورو-2-ميثيل بروبان من 1-بروبانول.

4- إذا علمت أن الصيغة الجزيئية للمركب العضوي A هي C3H8O ادرس المخطط التالي، واكتب الصيغ البنائية للمركبات المجهولة المشار إليها بالحروف (A, B, C, D, E, F, G) الواردة في المخطط علماً بأن المركب F يقاوم تفاعلات الأكسدة في الظروف نفسها.



الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

الوحدة الرابعة: الديناميكا الحرارية وسرعة التفاعلات الكيميائية:

1- أجب:

1. احسب $\Delta G°$ عند 298 كلفن للتفاعل الآتي: $4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(s)}$، علماً بأن $\Delta H°$ للتفاعل = -1648 كيلوجول، $\Delta S°$ للتفاعل = -549.3 جول/كلفن.
2. هل عملية أكسدة الحديد عملية تزداد فيها العشوائية أم تقل؟ مع التفسير.

2- يبين الجدول الآتي النتائج العملية لدراسة التفاعل: $N_2O_{5(g)} \rightarrow NO_{(g)} + NO_{2(g)} + O_{2(g)}$، إذا علمت أن سرعة التفاعل لا تعتمد على تركيز O_2:

رقم التجربة	$[NO_2]_0$ مول/لتر	$[NO]_0$ مول/لتر	سرعة التفاعل مول/لتر.ث
1	0.1	0.1	2.1×10^{-2}
2	0.1	0.2	4.2×10^{-2}
3	0.3	0.2	12.6×10^{-2}

1. جد رتبة التفاعل بالنسبة لكل من NO_2, NO, O_2.
2. رتبة التفاعل الكلية.
3. اكتب قانون سرعة التفاعل.
4. احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل وبين وحدته.

3- تأمل التفاعل الآتي $C_2H_{2(g)} + \frac{5}{2}O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$ $\Delta H = -1298$ kJ، بإمكانك الإستعانة بالجدول المجاور، الذي يبين قيم العشوائية القياسية المولية لمكونات التفاعل هل التفاعل تلقائي أم لا، عند درجة الحرارة 298 K°، فسر إجابتك.

المادة	C_2H_2	O_2	CO_2	H_2O
$\Delta S°$(جول/كلفن.مول)	200.8	205	213.6	188.7

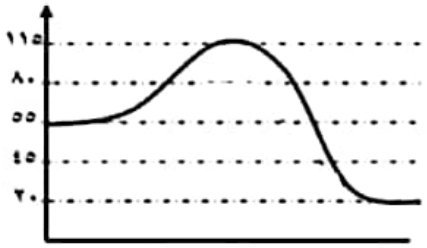
4- في التفاعل الافتراضي الآتي $A + B \rightarrow 2C$ وجد أن رتبة التفاعل الكلية تساوي (2) وعند دراسة أثر تركيز A على سرعة التفاعل وجد انه عند مضاعفة تركيز A مع ثبات لم تتغير قيمة سرعة التفاعل.

1. ما رتبة التفاعل بالنسبة لكل من A, B.
2. اكتب قانون سرعة التفاعل.
3. ما وحدة ثابت سرعة التفاعل k.

5- التفاعل الآتي يتم في خطوتين $NO_3 + NO \rightarrow N_2O + 3NO$، إذا كانت الخطوة الأولى (البطيئة) هي $2NO \rightarrow N_2O + O$، والمادة الوسيطة في التفاعل في التفاعل هي O، اجب عما يلي:

1. اكتب معادلة الخطوة الثانية.
2. اكتب قانون سرعة التفاعل.
3. ما رتبة التفاعل.

6- تأمل الشكل المجاور ثم جد قيمة كل من:



1. طاقة التنشيط.
2. طاقة وضع المعقد المنشط.
3. طاقة التفاعل (ΔH).
4. طاقة المتفاعلات.
5. هل التفاعل ماص أم طارد للطاقة.

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

8- محلول منظم حجمه (1) لتر مكون من الأمونيا NH_3 تركيزها 0.5 مول/لتر، و NH_4Cl مجهول التركيز وقيمة pH =9، فإذا علمت أن قيمة K_b ل NH_3 =1.8×10^{-5}.

1. احسب تركيز NH_4Cl في المحلول السابق.
2. احسب $[OH^-]$ في المحلول المنظم إذا أضيف 0.1 مول من حمض الهيدروكلوريك HCl.

9- محلول منظم حجمه (1) لتر مكون من HClO بتركيز 0.3 مول/لتر، والملح $Ca(ClO)_2$ مجهول التركيز، فإذا كان الرقم الهيدروجيني للمحلول = 7 ($K_a = 3\times10^{-8}$)

1. احسب كتلة الملح $Ca(ClO)_2$ علماً بأن الكتلة المولية له = 143 غم/مول.
2. كم يصبح $[H_3O^+]$ في المحلول عن إضافة 0.1 مول/لتر من $Ca(OH)_2$.

10- عند معايرة 30 سم^3 من الحمض القوي HCl تركيزه 0.2 مول/لتر، بمحلول القاعدة القوية $Ba(OH)_2$ تركيزه 0.2 مول/لتر، احسب:

1. قيمة pH للمحلول المعاير عند إضافة 10 سم^3 من القاعدة.
2. حجم $Ba(OH)_2$ اللازم لمعادلة الحمض وما قيمة pH عند نقطة التعادل.

11- لديك المركبات الآتية: $Ca(OH)_2$, CH_3OH, ،$NaClO_4$, $(NH_4)_2SO_4$, CH_3NH_2, $Sr(OH)_2$, KCN, HCOOH, HI

HNO_2, HCOOK, حدد من هذه المركبات كل مما يلي:

1. حمض قوي
2. قاعدة قوية
3. ملح لا يتميه
4. مركب امفوتيري.
5. حمض ضعيف
6. ملح محلوله المائي حمضي
7. ملح محلوله المائي قاعدي
8. قاعدة ضعيفة

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

الوحدة الثالثة: الحموض والقواعد:

1- إذا علمت أن تركيز $[OH^-] = 1.48\times10^{-13}$ مول/لتر، لمحلول حمض H_2SO_4، أجب عما يلي:

1. أوجد تركيز الحمض H_2SO_4.
2. احسب كتلة H_2SO_4، علماً بأن ح=500 مل، والكتلة المولية 98 غم/مول.
3. أوجد حجم القاعدة KOH تركيز 0.2 مول/لتر اللازم لمعادلة المحلول الحمض السابق.

2- لديك ثلاثة محاليل مائية لبعض الحموض الضعيفة متساوية التركيز (0.1 مول/لتر) لكل منها، اعتماداً على الجدول الآتي الذي يبين بعض المعلومات عن كل منها، أجب عن الأسئلة التي تليه؟

الحمض	HA	HB	HC
المعلومات	pH = 3.5	$[B^-] = 3\times10^{-5}$	$K_a = 7\times10^{-11}$

1. احسب قيمة K_a للحمض HB. $(K_a = 9\times10^{-7})$
2. قارن بين HA, HB من حيث $[OH^-]$.
3. قرر اتجاه انحياز التفاعل الآتي: $HB + C^- \leftrightarrow HC + B^-$.

3- لديك القواعد الضعيفة المتساوية في التركيز (0.1 مول/لتر) كما يظهر بالجدول التالي:

القاعدة	CH_3NH_2	$C_6H_5NH_2$	C_5H_5N
المعلومة	$[OH^-] = 5\times10^{-3}$	$K_b = 3.8\times10^{-10}$	pH = 9.07

1. أي القواعد هي الأقوى.
2. أي الحموض الملازمة هي الأقوى.
3. أكتب صيغة ملح يمكن استخدامه لتكوين محلول منظم مع C_5H_5N.
4. قرر اتجاه انحياز الاتزان في التفاعل الآتي: $C_5H_5N + C_6H_5NH^{3+} \leftrightarrow C_5H_5NH^+ + C_6H_5NH_2$.

4- لديك القواعد الضعيفة المتساوية في التركيز 0.1 مول/لتر، كما تظهر في الجدول التالي:

صيغة القاعدة	C_5H_5N	CH_3NH_2	NH_2OH	$C_6H_5NH_2$
المعلومات	$K_b = 1.4\times10^{-9}$	$[OH^-] = 5\times10^{-3}$ مول/لتر	pH = 9.5	$K_b = 3.8\times10^{-10}$

1. أي القواعد هي الأقوى.
2. أي الحموض الملازمة هي الأقوى.
3. أكتب صيغة ملح يمكن استخدامه لتكوين محلول منظم مع NH_2OH.
4. احسب النسبة المئوية لتأين القاعدة CH_3NH_2.
5. قرر اتجاه انحياز الاتزان في التفاعل الآتي. $C_5H_5NH^+ + C_6H_5NH_2 \leftrightarrow C_5H_5N + C_6H_5NH_3^+$.
6. ماذا يحدث لقيمة pH للقاعدة NH_2OH إذا خففنا التركيز إلى 0.05 مول/لتر. (تقل، تبقى ثابتة، تزداد).
7. أي المحلولين CH_3NH_2, $C_6H_5NH_2$ يكون فيه $[H_3O^+]$ أكبر.

5- محلول مائي حجمه (0.5 لتر) مكون من 24.4 غم من حمض البنزويك C_6H_5COOH و0.2 مول من ملح بنزوات الصوديوم C_6H_5COONa، فإذا علمت أن قيمة pH للمحلول = 4.

1. احسب قيمة Ka للحمض علماً بأن ك.م لهذا الحمض = 122 غم/مول.
2. احسب مقدار التغير في $[H_3O^+]$ عند إضافة مول من $Ba(OH)_2$ للمحلول السابق، مع اهمال التغير في الحجم.

6- محلول منظم حجمه (2) لتر، يتكون من الحمض H_2S مجهول التركيز وعند إضافة بلورات صلبة من الملح NaHS إلى المحلول السابق تغير قيمة pH بمقدار (2) درجة، أصبحت pH بعد التغير 6.6 ، احسب تركيز الملح المضاف.

7- محلول منظم حجمه (1) لتر، يتكون من الحمض HOCl والملح KOCl إذا علمت أن تركيز الملح يساوي ثلاثة أضعاف تركيز الحمض وأن $[H_3O^+]$ في هذا المحلول = 1×10^{-6} مول/لتر.

1. ما هي صيغة الأيون المشترك.
2. احسب قيمة K_a للحمض HOCl.
3. احسب قيمة pH لتصبح النسبة بين تركيز الحمض HOCl إلى تركيز الملح KOCl = $\frac{2}{3}$

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

13- اعتماداً على نموذج الجدول الدوري المجاور الذي يتضمن رموزا افتراضية لمجموعة من العناصر، أجب عن الأسئلة الآتية:

X																	
M	D												A	B	Q	R	
Z	K											G					
Y		U	T		E						L					N	

1. عنصر يستطيع بور تفسير أيونه الثنائي الموجب.
2. عنصر إلكترونه الأخير يجعل أفلاك 2p نصف ممتلئ.
3. عنصر انتقالي من المجموعة IIB.
4. عنصر انتقالي لا يمتلك صفات مغناطيسية.
5. عنصر انتقالي يمتلك أكثر صفات بارا مغناطيسية.
6. أي العناصر Z, Y, X له أقل طاقة تأين.
7. أي العناصر D, A, Z له أصغر حجم ذري.
8. عنصر له أقل طاقة تأين ثانٍ.
9. عنصر يمثل العامل المختزل الأقوى.
10. عنصر له أكبر حجم ذري.
11. رتب العناصر التالية حسب الحجم Q, D, Z.
12. أقوى العناصر كعامل مؤكسد.
13. عنصر يمثل غازاً نبيلاً.
14. عنصر له أكبر طاقة تأين ثالث.
15. عنصر له أكبر طاقة تأين ثانٍ.
16. ما عدد الأفلاك الممتلئة في العنصر N.
17. ما عدد إلكترونات التكافؤ في العنصر K.
18. ما عدد الإلكترونات المفردة للأيون T^{+2}.
19. ما عدد الإلكترونات المنفردة في الأيون Q^{+2}.
20. ما العدد الذري لعنصر من مجموعة العنصر A ودورة T.
21. ما مجموعة العنصر T.
22. أي العناصر يكون أيونات ثنائية موجبة.
23. رتب M, D, Y حسب النشاط الكيميائي.
24. رتب العناصر A, B, Q تنازلياً حسب طاقة التأين الأولى.

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

8- ارسم شكل لويس لكل من BH_3, BeF_2، الأعداد الذرية: ($_9F$, $_4Be$, $_1H$, $_5B$)، ثم قارن بينهما من حيث:

1. الأفلاك التي تشاركها الذرة المركزية لعمل الروابط. 2. شكل الجزيء.
3. شكل أزواج الإلكترونات. 4. الزاوية المتوقعة حول الذرة المركزية.

9- تنتمي العناصر (D, C, B, A) إلى الدورة الثانية وهي متتابعة في العدد الذري، فإذا علمت أن طاقة التأين الأولى لها (A>C>B>D) وأن المركب الناتج من اتحاد A مع البوتاسيوم (19K) هو KA، فأجب عما يلي:

1. ما العدد الذري للعنصر C؟ 2. علل طاقة التأين الأولى للعنصر C أكبر من طاقة التأين للعنصر B.
3. رتب العناصر (D,C,B,A) حسب الحجم الذري. 4. اكتب معادلة تمثل طاقة التأين الأولى للعنصر A بحيث طاقة التأين = 1680 كيلوجول/مول.

10- بالاعتماد على الجدول الآتي الذي يضم العناصر الافتراضية (W, X, Y, Z) التي تقع في الدورة الثانية والثالثة من الجدول الدوري مع قيم طاقات التأين الأول والثاني والثالث والرابع لها بوحد كيلو جول/ مول، أجب عما يأتي:

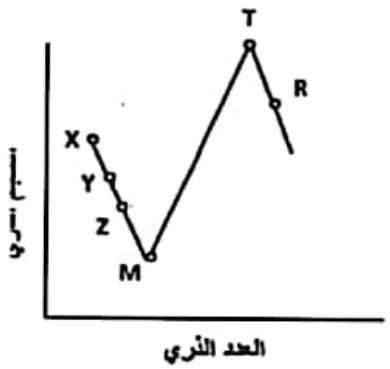
1. ما رقم مجموعة كل عنصر؟
2. أي من العناصر ينتهي توزيعها الإلكتروني بـ $3s^1$
3. أي من العناصر تعد فلويات ترابية؟
4. أي من العناصر لها أكبر حجم ذري؟
5. قارن بين (Y, X) من حيث الخصائص الفلزية.
6. ما صيغة أكسيد العنصر W؟
7. لماذا لا توجد قيمة ط4 للعنصر W؟

العنصر	ط1	ط2	ط3	ط4
W	520	7298	11815	--------
X	900	1557	19850	21000
Y	801	2127	3660	25000
Z	469	4652	6910	9593

11- لديك سلسلة العناصر (A, B, C, D, E, F, G) المرتبة حسب الزيادة في العدد الذري وتبدأ بالعنصر A في الدورة الثالثة وتنتهي بالعنصر G، فإذا علمت أن العنصر E له أكبر طاقة تأين ثانٍ في السلسلة، أجب عن الأسئلة التالية:

1. ما هو العدد الذري للعنصر الذي يصنف أنه من الهالوجينات.
2. ما رمز العنصر الذي له أكبر طاقة تأين ثان من العناصر التالية A، B، C .
3. ما ناتج اتحاد العنصر A مع العنصر F.
4. رتب العناصر B, C, D حسب طاقة التأين الأول.
5. رتب العناصر D, E, F حسب الحجم الذري.
6. اكتب الأعداد الكمية الأربعة للإلكترون الأخير في ذرة العنصر G.

12- يمثل الشكل الآتي العلاقة بين الحجم الذري والعدد الذري لعناصر متتابعة برموز افتراضية في الجدول علماً أن العنصر M من عناصر الدورة الثانية، أجب عما يلي:



1. أكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر Y.
2. رتب العناصر M, Y, Z, X حسب طاقة التأين الأول.
3. أي العناصر يمتلك خواص مغناطيسية أعلى.
4. أكتب صيغة المركب الناتج من اتحاد Z, R.
5. أكتب الأعداد الكمية الأربعة للإلكترون الأخيرة في ذرة العنصر T

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

مراجعة الامتحان النهائي

لمادة الكيمياء الثانوية العامة لعام 2021-2022

الوحدة الأولى والثانية: البناء الإلكتروني لذرة والصفات الدورية ونظرية رابطة التكافؤ:

1- انتقل إلكترون ذرة الهيدروجين المهيجة من المدار الخامس إلى المدار الثاني بقفزة واحدة، احسب:

1. تردد الفوتون المنبعث.
2. طول الموجي لأقل فرق طاقة منبعثة.
3. ما عدد الخطوط الناتجة عن عودة الإلكترون من المدار الخامس إلى حالة الاستقرار.

2- إذا كان تردد الفوتون المنبعث أثناء عودة إلكترون ذرة الهيدروجين المهيجة من المستوى السادس إلى المستوى (ن) يساوي 2.75×10^{14} هيرتز، احسب:

1. رقم المستوى الذي عاد إليه الإلكترون (ن).
2. جميع قيم ورموز الأفلاك الفرعية التي يمتلكها المستوى (ن).
3. السعة القصوى من الإلكترونات التي يمتلكها المستوى (ن).
4. أقل طول موجي يمكن أن تبعثها هذه الذرة المهيجة.
5. طاقة الخط الطيفي الذي يمتلك أقل طاقة.

3- إذا علمت أن جميع قيم العدد الكمي الفرعي (L) الممكنة لأحد المستويات الرئيسة هي 0,1,2 أجب عما يلي:

1. ما رمز المستوى الرئيس
2. ما رموز تلك المستويات الفرعية.
3. رت هذه المستويات الفرعية حسب طاقتها.
4. ما الخاصية الفيزيائية التي يحددها العدد الكمي المغناطيسي ml
5. اكتب جميع القيم الممكنة للعدد الكمي المغناطيسي ml في المستوى الفرعي L=1.

4- قارن بين الآتية حسب ما هو مطلوب:

1. 5P, 4F, 6S, 5S من حيث الطاقة.
2. $_{24}Cr$, $_{25}Mn$ من حيث عدد الإلكترونات المنفردة.
3. $_{11}Na$, $_{12}Mg$ من حيث طاقة التأين الأولى.
4. $2P_x$, $3P_x$ من الشكل والحجم والطاقة.
5. $_{19}K$, $_{13}Al$, $_{15}P$, $_{11}Na$ من حيث الحجم الذري.
6. 3s, 3p من حيث شكل الفلك.
7. $2p^4$, $2p^3$ من حيث التمثيل الفلكي.

5- في المستوى الرئيس n=4، أجب عما يلي:

1. أكتب جميع الأعداد الكمية الفرعية.
2. أكتب رموز جميع المستويات الفرعية.
3. ما عدد المستويات الفرعية في هذا المستوى.
4. ما عدد الأفلاك الكلي في هذا المستوى.
5. ما السعة القصوى لهذا المستوى من الإلكترونات.

6- لديك العناصر الافتراضية A, B, C, D, E, F, G, H متتالية في أعدادها الذرية، إذا عملت أن العنصر E يقع في الدورة الثالثة وله أصغر حجم ذري، أجب عن الأسئلة التالية:

1. أي هذه العناصر عنصر انتقالي؟ اكتب تركيبه الإلكتروني.
2. حدد موقع العنصر B في الجدول.
3. أي العنصرين أكبر حجماً C, D؟ فسر إجابتك.
4. أي العناصر يمثل غاز نبيل.

7- لديك الجزئيان N_2Cl_2 و Cl_2O (ع.ذ N=7,O=8,Cl=17).

1. ارسم شكل لويس.
2. ما نوع التهجين.
3. ما شكل أزواج الإلكترونات
4. ما شكل الجزيء
5. ما الزاوية المتوقعة.
6. ما نوع الأفلاك المكونة للروابط.
7. ارسم التمثيل الفلكي قبل وبعد عملية التهجين رللذرة المركزية

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

٣- تتأثر ذرة $_{19}k$ بالمجال المغناطيسي الخارجي بينما لا تتأثر ذرة $_{30}Zn$.

لأن ذرة $_{19}K$ تمتلك إلكترون منفرد بينما جميع إلكترونات $_{30}Zn$ في حالة ازدواج .

٤- حجم الفلك 4S أكبر من حجم الفلك 3S .

لأن حجم الفلك يزداد بزيادة العدد الكمي الرئيسي .

٥- يمتلىء المستوى الفرعي 6S بالإلكترونات قبل المستوى الفرعي 4f .

لأن طاقة المستوى الفرعي 6S أقل من طاقة المستوى الفرعي 4f .

٦- لا يتسع الفلك لأكثر من إلكترونين .

لأنه لو وُجد أكثر من إلكترونين في الفلك فإن إلكترونين منهما سيتشابهان في الأعداد الكمية الأربعة وهذا يتعارض مع قاعدة باولي .

٧- تُفضل الإلكترونات أن تشغل مستويات الطاقة الفرعية الأقل طاقة قبل أن تشغل مستويات الطاقة الفرعية الأعلى طاقة .

لكي تكون الذرة أكثر ثبات .

٨- يتشبع المستوى الفرعي s بإلكترونين فقط بينما يتشبع المستوى الفرعي p بستة إلكترونات .

لأن المستوى الفرعي s يحتوي على فلك والفلك يتسع لإلكترونين بينما المستوى الفرعي p يحتوي ثلاثة أفلاك .

٩- التركيب الالكتروني لذرة الكروم $_{24}Cr$, $[Ar]4s^13d^5$ بدلاً من $[Ar]4s^23d^4$.

لأنه يتم نقل إلكترون من ns إلى d(n -1) ليصبح d^5 نصف ممتلىء فتصبح الذرة أكثر ثبات .

١٠- التركيب الإلكتروني لذرة النحاس $_{29}Cu$, $[Ar]4s^13d^{10}$ بدلاً من $[Ar]4s^23d^9$(وزاري).

لأنه يتم نقل إلكترون من ns إلى d(n -1) ليصبح d^{10} ممتلىء فتصبح الذرة أكثر ثبات .

١١- يحدث تداخل بين المستويات الفرعية في المستويات الرئيسة الأعلى .

لأنه كلما أصبحت قيمة (n) أكبر يصبح الفرق بين المستويات الرئيسة المتتابعة أقل مما يؤدي إلى تداخل بين المستويات الفرعية .

:: ملاحظات ::

١- لمعرفة عدد الإلكترونات المنفردة أو عدد أفلاك التكافؤ نصف الممتلئة , نرسم تمثيل فلكي لمستوى التكافؤ .

٢- أحياناً يُفضل كتابة التوزيع الإلكتروني بدون غاز نبيل مثل الحالات الآتية :

أ. معرفة عدد الأفلاك الممتلئة بالإلكترونات. ب. معرفة عدد المستويات الرئيسة الممتلئة بالإلكترونات .

ج. معرفة عدد المستويات الفرعية الممتلئة بالإلكترونات .

٣- إذا وُجد في الفلك إلكترونين فإنهما يختلفان فقط في العدد الكمي المغزلي ويتشابهان في باقي الأعداد الكمية .

٤- إذا وُجد في المستوى الفرعي P من (٢–٣) إلكترونات أو في المستوى الفرعي d من (٢–٥) إلكترونات فإن هذه الإلكترونات تختلف في العدد الكمي المغناطيسي فقط وتتشابه في باقي الأعداد الكمية .

٥- أفلاك التكافؤ هي الأفلاك الموجود فيها إلكترونات التكافؤ .

٦- الذرة الأكثر ثبات : ذرة توزيعها الإلكتروني صحيح ويوافق قاعدتي أوفباو وثبات الفلك .

٧- الذرة المهيجة هي ذرة توزيعها الإلكتروني صحيح ولكنه يُعارض قاعدة أوفباو مثل : $1s^22s^22p^6$, $1s^22s^23s^1$

توضيح : الذرات التي توزيعها الإلكتروني : s^1d^5 أو s^1d^{10} هي ذرات توزيعها الإلكتروني صحيح ويُعارض قاعدة أوفباو ولكنه يتوافق مع قاعدة ثبات الفلك وهو توزيع لذرات أكثر ثبات وليست مهيجة .

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

٨- الرموز الآتية غير مقبولة علمياً : 1p , 1d , 2d , 1f , 2f , 3f , أيضاً إذا وُجد في المستوى الفرعي s أكثر من إلكترونين أو في المستوى الفرعي p أكثر من ستة إلكترونات أو في المستوى الفرعي d أكثر من عشرة إلكترونات أو في المستوى الفرعي f أكثر من أربعة عشر إلكترون (d^4 , d^9 أيضاً رموز غير مقبولة) .

٩- مجموع قيم m_s لأي غاز نبيل يساوي صفر .

١٠- قاعدة هوند : تُفيد في توزيع الإلكترونات على الأفلاك لمعرفة عدد الإلكترونات المنفردة .

١١- بور فسر طيف ذرة الهيدروجين لأنه حسب طاقة مستوياتها من خلال العلاقة : ط ن = − أ/ن٢ وفسر أطياف الأيونات وحيدة الإلكترون ($_2He^+$, $_3Li^{+2}$, $_4Be^{+3}$) لأنه حسب طاقة المستويات لهذه الأيونات بعد إدخال تعديلات على معادلة بور , ولم يفسر أطياف الذرات عديدة الإلكترونات لأنه لم يحسب طاقة المستويات لهذه الذرات .

١٢- لمعرفة عدد الإلكترونات من قيم أعداد الكم : أ. إذا أعطى فقط قيمة n ∴ عدد الإلكترونات = $2n^2$.

ب. إذا أعطى n , m_s ∴ عدد الإلكترونات = n^2 . ج. إذا أعطى n , L ∴ عدد الإلكترونات = (2(2L + 1 .

د. إذا أعطى n , L , m_l ∴ عدد الإلكترونات = إلكترونان .

هـ. إذا أعطى n , L , m_l , m_s ∴ عدد الإلكترونات = إلكترون واحد .

و) إذا أعطى n , m_l ∴ عدد الإلكترونات = ($2(n - |m_l|)$.

ملاحظة : فرق الطاقة بين المستوى الرئيس الأول والثاني أكبر منه بين المستوى الثاني والسادس .

::الوحدة الثانية::

::الصفات الدورية ونظرية رابطة التكافؤ::

- **القانون الدوري:** تظهر الدورية في صفات العناصر إذا رُتبت حسب تسلسل (تزايد) أعدادها الذرية .
- رقم الدورة التي يقع فيها العنصر هو رقم أعلى مستوى طاقة رئيسي .
- رقم المجموعة التي يقع فيها العنصر هو عدد إلكترونات التكافؤ بحيث لا يزيد عن ثمانية (إذا انتهى التوزيع الإلكتروني بـ ns أو np أذن المجموعة الفرعيةA أما إذا انتهى بـ (n−1)d إذن المجموعة الفرعية B) مع ملاحظة أنه إذا كان عدد إلكترونات التكافؤ ٩ أو ١٠ فإن رقم المجموعة هو ثمانية .
- **كتابة التوزيع الإلكتروني للعنصر من موقعه في الجدول الدوري :**
- **تمرين :** ما المستوى الفرعي الأخير وما عدد الإلكترونات فيه لكل من العناصر الآتية :

١- العنصر الذي يقع في الدورة الرابعة والعمود الثاني من قطعة (P) .

الحل : يقع العنصر في الدورة الرابعة والقطعة (P) لذلك ينتهي بالمستوى الفرعي 4P ولأنه يقع في العمود الثاني فإن عدد الإلكترونات في المستوى الفرعي الأخير يساوي (٢) .

٢- العنصر الذي يقع في الدورة الخامسة والعمود الثامن من قطعة (d) .

الحل : يقع العنصر في الدورة الخامسة والقطعة (d) لذلك ينتهي بالمستوى الفرعي 4d ولأنه يقع في العمود الثامن فإن عدد الإلكترونات في المستوى الفرعي الأخير يساوي (٨) .

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

• **مثال** : اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية :

أ. عنصر يقع في الدورة الثانية والمجموعة IV . الحل : $[_2He]2s^2 2p^2$

ب. عنصر يقع في الدورة الثالثة والمجموعة II . الحل : $[_{10}Ne]3s^2$

ج. عنصر يقع في الدورة الرابعة والمجموعة VIIB . الحل : $[_{18}Ar]4s^2\ 3d^5$

د. عنصر يقع في الدورة الخامسة والمجموعة VIA . الحل : $[_{36}Kr]5s^2\ 4d^{10}\ 5p^4$

• **ملاحظات** :١- الدورات ١, ٢ , ٣ تحتوي على عناصر A فقط وابتداءاً من الدورة الرابعة تتواجد عناصر A , B

٢- تبدأ العناصر الانتقالية بالمجموعة IIIB لأن المستوى الفرعي d يُعبأ بأول إلكترون بعد امتلاء المستوى الفرعي S بالكترونين (s^2d^1) وتنتهي بالمجموعة IIB لأن توزيع المستوى الفرعي d ينتهي على الصورة s^2d^{10} .

• **العناصر المُمثلة** : هي العناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني بـ nS أو nP .

• **خواص عناصر المجموعة IA** : ١. نشطة كيميائياً . ٢. عوامل مختزلة قوية عند التفاعل مع اللافلزات .
٣. تتفاعل بشدة مع الماء والأكسجين . ٤) أكثر ميلاً لفقد الإلكترونات .

• **ملاحظة** : عناصر المجموعة IIA أقل نشاط من عناصر المحموعة IA .

• **خواص عناصر المجموعة VIIA (الهالوجينات)** : ١)عوامل مؤكسدة قوية لأنها تميل لكسب الإلكترونات

• **نصف القطر التساهمي** : نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين مرتبطتين برابطة تساهمية في جزيء العنصر ، أو استخدام نصف المسافة بين نوى الذرات المتجاورة في بلورة نقية من العنصر الفلزي الصلبة .

• **تدرج الحجم الذري للعناصر المُمثلة في الجدول الدوري :**

١. في الدورة الواحدة : كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذري) يقل الحجم .

٢. في المجموعة الواحدة : كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل (بزيادة العدد الذري) يزداد الحجم .

::علل::

• **تتشابه عناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري في الخواص .**

لأنها تتساوى في عدد إلكترونات التكافؤ .

• **تختلف عناصر الدورة الواحدة في الجدول الدوري في الخواص .**

لأنها تختلف في عدد إلكترونات التكافؤ .

• **يصعب اعتبار وجود حدود واضحة للذرة (صعوبة عملية قياس نصف قطر الذرة بدقة وتحديد الحجم الفعلي للذرة) .**

لأن الإلكترونات تحيط بالذرة على شكل ضبابة وتتناقص الكثافة الإلكترونية كلما ابتعدنا عن النواة .

• **يزداد الحجم الذري كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة .**

بسبب زيادة عدد المستويات الرئيسة الذي يؤدي إلى زيادة في بُعد إلكترونات المستوى الأخير عن النواة .

• **يقل الحجم الذري كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة .**

لأنه كلما اتجهنا يميناً يزداد عدد البروتونات تدريجياً وهذ يؤدي إلى زيادة شحنة النواة الفعالة فيزداد جذب النواة لإلكترونات المستوى الأخير فيقل الحجم .

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

• **شحنة النواة الفعالة** : الجزء من شحنة النواة التي يتأثر بها الإلكترون المعني بسبب وجود إلكترونات تحجبه جزئياً عن النواة .

• **لماذا تزداد شحنة النواة الفعالة كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة .**

بسبب الزيادة التدريجية في عدد البروتونات في النواة .

• **علل : الحجم الذري لذرة $_{8}O$ أكبر من الحجم الذري لذرة $_{10}Ne$.**

النيون والأكسجين يقعان في نفس الدورة ولكن عدد البروتونات في نواة النيون أكبر من عدد البروتونات في نواة الأكسجين وبالتالي الشحنة الفعالة للنيون أكبر فيزداد جذب النواة لإلكترونات المستوى الأخير فيقل حجم ذرة النيون .

• ترتيب العناصر حسب حجومها الذرية :

• **مثال : رتب العناصر الآتية حسب حجومها الذرية : $_{35}Br$, $_{53}I$, $_{9}F$, $_{17}Cl$ ؟**

الحل : نكتب التوزيع الإلكتروني ونحدد رقم الدورة ورقم المجموعة لكل عنصر , نلاحظ أن العناصر تقع في نفس المجموعة وعناصر المجموعة الواحدة كلما زاد العدد الذري يزداد الحجم وبالتالي يكون الترتيب :

$_{9}F < _{17}Cl < _{35}Br < _{53}I$

• **مثال : رتب العناصر الآتية حسب حجومها الذرية : $_{15}P$, $_{16}S$, $_{13}Al$, $_{18}Ar$؟**

الحل : نكتب التوزيع الإلكتروني ونحدد رقم الدورة ورقم المجموعة لكل عنصر , نلاحظ أن العناصر تقع في نفس الدورة , وعناصر الدورة الواحدة كلما زاد العدد الذري يقل الحجم وبالتالي يكون الترتيب :

$_{18}Ar < _{16}S < _{15}P < _{13}Al$.

• **تمرين : رتب العناصر الآتية حسب الحجم الذري : $_{11}Na$, $_{12}Mg$, $_{19}K$.**

الحل : $K > Na > Mg$ (البوتاسيوم والصوديوم يقعان في نفس المجموعة ولكن البوتاسيوم حجمه أكبر لأنه يقع في الدورة الرابعة بينما الصوديوم في الدورة الثالثة , حجم الصوديوم أكبر من حجم المغنيسيوم لأن العنصرين يقعان في نفس الدورة وعناصر الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري يقل الحجم) .

• **ملاحظة مهمة : كلما زاد رقم الدورة زاد الحجم الذري .**

• **طاقة التأين الأولى** : الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأضعف ارتباطاً بالنواة من ذرة العنصر المعزولة و المتعادلة والمستقرة وهي في الحالة الغازية (وحدة قياسها : كيلوجول/مول) .

ويمكن التعبير عن طاقة التأين الأول للصوديوم على شكل المعادلة الآتية : $Na_{(g)} + 496Kj/mol \rightarrow Na^{+}_{(g)} + e$

• **تدرج طاقة التأين الأولى في الجدول الدوري** : ١. في المجموعة الواحدة : كلما نزلنا أسفل المجموعة(بزيادة العدد الذري) تقل طاقة التأين الأولى . ٢. في الدورة الواحدة : كلما اتجهنا يميناً في الدورة(بزيادة العدد الذري) تزداد طاقة التأين الأولى(الغاز النبيل له أعلى طاقة تأين أول) ولكن في الدورة يوجد شذوذ في طاقة التأين عند الانتقال من المجموعة IIA إلى المجموعة IIIA (IIA >IIIA) وكذلك عند الانتقال من المجموعة VA إلى المجموعةVIA (VA >VIA) وذلك حسب قاعدة ثبات الفلك .

• **قاعدة ثبات الفلك** : المستوى الفرعي (P أو d) الممتلىء أو نصف الممتلىء يكون أكثر ثباتاً واستقراراً من غيره .

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

•**العوامل المؤثرة على طاقة التأين :** ١. الحجم (عكسياً مع طاقة التأين) . ٢. ثبات الفلك .

•**توضيح :** العنصر الذي له أعلى طاقة تأين هو العنصرالأقل حجماً والأكثر ثبات بينما العنصرالأقل طاقة تأين هو العنصرالأكبر حجماً والأقل ثبات .

::علل::

• **تزداد قيم طاقة التأين الأول كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة .**

بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة ونقصان الحجم مما يؤدي إلى زيادة قوة جذب النواة للإلكترون الأخير فتزداد الطاقة اللازمة لنزعه .

•**تقل قيم طاقة التأين الأول كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة .**

بسبب زيادة الحجم و زيادة بُعد إلكترونات المستوى الأخير عن النواة مما يُضعف قوة جذب النواة للإلكترون الأخير فتقل الطاقة اللازمة لنزعه .

•**الانخفاض الكبير الذي يطرأ على طاقة التأين الأول عند الانتقال من الغاز النبيل إلى العنصر الذي يليه مباشرة (عناصر المجموعة IA) .**

وذلك بسبب الانتقال إلى مستوى طاقة خارجي يكون الإلكترون فيه أقل ارتباطاً مع النواة في عناصر المجموعة IA .

•**ارتفاع قيم طاقات التأين الأول لعناصر الغازات النبيلة .**

لأن عناصر الغازات النبيلة واصلة لحالة الاستقرار والثبات في تركيبها الإلكتروني , أيضاً حجومها الذرية صغيرة .

•**تمرين : أ. أيهما له طاقة تأين أول أكبر : $_4Be$ أم $_5B$ ؟ فسر إجابتك .**

الحل : نكتب التوزيع الإلكتروني لكل عنصر : $_5B : (He)\ 2s^2 2p^1$, $_4Be : (He)2s^2$, نلاحظ أن عملية نزع الإلكترون في حالة البيريليوم تكون من فلك $2s^2$ الممتلىء بينما في حالة البورون تكون عملية الفصل من المستوى الفرعي $2p^1$ غير الممتلىء والأعلى طاقة أذن طاقة التأين الأول لـ $_4Be$ أعلى من طاقة التأين الأول للبورون $_5B$.

ب. أيهما له طاقة تأين أول أكبر : $_7N$ أم $_8O$ ؟ فسر إجابتك .

الحل : نكتب التوزيع الإلكتروني لكل عنصر : $_7N : (He)\ 2s^2 2p^3$, $_8O : (He)2s^2\ 2p^4$, نلاحظ أنه في حالة النيتروجين يتم فصل الإلكترون من المستوى الفرعي $2p^3$ النصف ممتلىء (أكثر ثبات) وهي أصعب من نزع الإلكترون من المستوى الفرعي $2p^4$ (ذرة الأكسجين) أذن طاقة التأين الأول للنيتروجين أكبر .

•**تمرين : أيهما له أعلى طاقة تأين أول : $_{15}P$ أم $_{16}S$ ؟ فسر إجابتك .**

الحل : طاقة التأين الأول للفسفور أكبر لأن عملية نزع الإلكترون تكون من المستوى الفرعي $3p^3$ نصف الممتلىء بينما في حالة الكبريت يُنزع الإلكترون من المستوى الفرعي $(3p^4)$ عملاً بقاعدة ثبات الفلك .

•**تمرين : رتب العناصر الآتية حسب طاقة التأين الأول لذارتها : $_{17}Cl$, $_{13}Al$, $_{12}Mg$ ؟**

الحل : نكتب التوزيع الإلكتروني لكل عنصر : $_{12}Mg : (Ne)\ 3s^2$, $_{13}Al : (Ne)\ 3s^2 3p^1$, $_{17}Cl : (Ne)\ 3s^2 3p^5$

نلاحظ أن العناصر الثلاثة تقع في نفس الدورة وكما نعلم فإن عناصر الدورة الواحدة كلما زاد العدد الذري (اتجهنا يميناً) تزداد طاقة التأين الأول ولكن لدينا شذوذ بين عنصري المغنيسيوم والألمنيوم حسب قاعدة ثبات الفلك (في حالة Mg يتم نزع الإلكترون من المستوى الفرعي $3s^2$ الممتلىء بينما في حالة Al يتم نزع الإلكترون من المستوى الفرعي $3p^1$ الأعلى طاقة والأقل ثبات) أذن الترتيب : $Al < Mg < Cl$.

•**طاقة التأين الثانية : الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأضعف ارتباطاً بنواة الأيون الأحادي الموجب وهو في الحالة الغازية المعزولة المستقرة .**

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner

• **مثال :** ذرة المغنيسيوم تمتلك إلكتروني تكافؤ عندما تفقد الإلكترون الأول تحتاج لطاقة تأين أول تساوي ٧٣٨ كيلوجول/مول : $_{12}Mg : (Ne)3s^2 + 738Kj/mol \rightarrow Mg^+ + e$, وعندما تفقد الإلكترون الثاني تحتاج لطاقة تأين ثاني تساوي ١٤٤٥ كيلوجول/مول : $Mg^+ + 1445Kj/mol \rightarrow Mg^{+2} + e$.

نلاحظ أن طاقة التأين الثاني لأي عنصر أكبر من طاقة التأين الأول لأنه في حالة التأين الثاني يتم نزع الإلكترون من أيون أحادي موجب (+١) حجمه أقل من الذرة المتعادلة وتجاذب إلكترونه مع النواة أكبر , وعندما يتم نزع الإلكترون الثاني من تركيب إلكتروني يشبه غاز نبيل فإن طاقة التأين الثاني ترتفع بمقدار كبير عملاً بقاعدة ثبات الفلك

• **علل : ارتفاع قيم طاقات التأين الثاني لعناصر المجموعة IA .**

لأنه عند نزع الإلكترون الأخير(طاقة التأين الأول) فإنها تتحول إلى أيونات أحادية موجبة (+١) ويصبح تركيبها الإلكتروني مشابهاً للغاز النبيل وهذا يجعل عملية نزع الإلكترون الثاني صعبة جداً .

• **معرفة عدد إلكترونات التكافؤ من قيم طاقات التأين :**

نطرح قيمة طاقة التأين الأولى من قيمة طاقة التأين الثانية ونطرح قيمة طاقة التأين الثانية من قيمة طاقة التأين الثالثة ونطرح قيمة طاقة التأين الثالثة من قيمة طاقة التأين الرابعة وهكذا :

أ. إذا كانت طاقة التأين الثانية أكبر بكثير من طاقة التأين الأولى إذن عدد إلكترونات التكافؤ يساوي واحد .

ب. إذا كانت طاقة التأين الثالثة أكبر بكثير من طاقة التأين الثانية إذن عدد إلكترونات التكافؤ يساوي أثنان .

ج.إذا كانت طاقة التأين الرابعة أكبر بكثير من طاقة التأين الثالثة إذن عدد إلكترونات التكافؤ يساوي ثلاثة .

• **توضيح :** معنى أن قيمة طاقة التأين أكبر بكثير أي أكبر قيمة من قيم حاصل الطرح .

• **ملاحظات :**١- يمكن معرفة عدد إلكترونات التكافؤ بملاحظة وجود قفزة (فرق كبير بطاقة التأين) خاصة لكل عنصر .

٢- شذوذ طاقة التأين يؤخذ في الاعتبار لعنصرين يقعان في نفس الدورة ومتتاليين في العدد الذري .

• **مثال :** الجدول الآتي يبين قيم طاقات التأين بالكيلوجول/مول لعناصر افتراضية , المطلوب معرفة عدد إلكترونات التكافؤ لكل عنصر .

العنصر	ط١	ط٢	ط٣	ط٤
A	٤١٩	٤٢٠٠	٦٤٥٠	٩٣٨٠
B	٩٠٠	١٧٥٧	١٤٨٤٠	٢١٠٠٠
C	٨٠٠	٢٤٣٠	٣٦٥٩	٢٥٠٢٠

الحل : للعنصر A : ط٢ – ط١ = ٤٢٠٠ – ٤١٩ = ٣٧٨١ , ط٣ – ط٢ = ٦٤٥٠ – ٤٢٠٠ = ٢٢٥٠

ط٤ – ط٣ = ٩٣٨٠ – ٦٤٥٠ = ٢٩٣٠ , نلاحظ أن أكبر فرق طاقة يكون بين ط٢ , ط١

∴ إلكترونات التكافؤ = ١

للعنصر B : ط٢ – ط١ = ١٧٥٧ – ٩٠٠ = ٨٥٧ , ط٣ – ط٢ = ١٤٨٤٠ – ١٧٥٧ = ١٣٠٨٣

ط٤ – ط٣ = ٢١٠٠٠ – ١٤٨٤٠ = ٦١٦٠ , نلاحظ أن أكبر فرق طاقة يكون بين ط٣ , ط٢

∴ إلكترونات التكافؤ = ٢

للعنصر C : ط٢ – ط١ = ٢٤٣٠ – ٨٠٠ = ١٦٣٠ , ط٣ – ط٢ = ٣٦٥٩ – ٢٤٣٠ = ١٢٢٩

ط٤ – ط٣ = ٢٥٠٢٠ – ٣٦٥٩ = ٢١٣٦١ , نلاحظ أن أكبر فرق طاقة يكون بين ط٤ , ط٣

∴ إلكترونات التكافؤ = ٣

• **علل ما يلي :** ١- ارتفاع طاقة التأين الثاني لذرة $_{11}Na$ مقارنة مع طاقة تأينه الأول بشكل ملحوظ.

لأن الإلكترون في حالة التأين الثاني يتم نزعه من أيون موجب تركيبه يشبه غاز النيون النبيل .

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner