

تعريف الكيمياء للحف العاش :-
تعريف اختبار قصير أول :-

أ. آمال محمد حامد
ت: 55104878

السحابة الإلكترونية :-

هي منطقة في الفضاء المحيط بالنواة
ويتمثل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات والأبعاد
حيث يتحرك في حركة موجية حول النواة في أبعادها الثلاثة.

الفلك الذري :-

هو المنطقة الفراغية ثلاثية الأبعاد حول النواة
يكون فيها أكبر احتمال لوجود الإلكترون.

كم الطاقة :-

هو كمية الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من
مستوى الطاقة الساكن فيه إلى مستوى
الطاقة الأعلى التالي له ..

الحركة الموجية :-

يتحرك الإلكترون حول النواة بسرعة حركة
موجية مستمرة في أبعادها الثلاثة.

عدد الكم الرئيسي :-

هو عدد الكم الذي يحدد مستويات الطاقة في الذرة n .

طيف الإشعاع الخطي :-

هو مقدار الطاقة التي يشعها الإلكترون
عندما ينتقل من مستوى طاقة أعلى إلى
مستوى طاقة أدنى بعد فقد الذرة لإثارتها ..

(أو)

عند إثارة الذرة يمتص الإلكترون طاقة لينتقل إلى مستوى أعلى
ثم بعد ذلك يشع طاقة إذا رجع إلى مستوى طاقته الأدنى مرة أخرى
على هيئة طيف إشعاع خطي.

عدد الكم الثانوي :-

هو عدد الكم الذي يحدد عدد تحت مستويات الطاقة في كل مستوى طاقة .. $l = 0, 1, 2, \dots$

عدد الكم المغناطيسي :-

هو عدد الكم الذي يحدد الأفلان في تحت مستويات الطاقة . الأفلان في تحت مستويات الطاقة واتجاهات هذه الأفلان في الفراغ ..

" m_l "

الفلان (S) :-

هو فلك كروي الشكل ذو اتجاه محتمل واحد واحتمال وجود الإلكترون في أي اتجاه من النواحي متساوي ..

الأفلان P :-

- تحت المستوى P به ثلاث أفلان
- متساوية في الطاقة
- تختلف عن بعضها في اتجاهات السحابة الإلكترونية
- الكثافة الإلكترونية لكل منها على شكل خطين متقابلين عند الرأس حيث تنعدم الكثافة الإلكترونية

عدد الكم المغزلي :-

هو عدد الكم الذي يحدد نوع الحركة المغزلية للإلكترون حول محورة ويأخذ قيم $+\frac{1}{2}$ و $-\frac{1}{2}$

" m_s "

الترتيبات الإلكترونية :-

هي طرق ترتيب الإلكترونات حول أنوية الذرات حتى تصل لأقصى ترتيب مستقر ..

أ. أمال محمد حامد
ت: 55104878

مبدأ أوفياو :-

لا بد للإلكترونات أن تملك آت مستويات الطاقة ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم آت مستويات الطاقة ذات الطاقة الأعلى ..

مبدأ باولي للإستبعاد :-

في ذرة ما لا يوجد إلكترونان لهما أعداد الكم الأربعة نفسها ..

قاعدة هوند :-

الإلكترونات تملك أقل مستويات الطاقة الوحد
→ كل إلكترون بمفرده باتجاه الغزل نفسه
→ ثم تبدأ بالإزدواج في اتجاه غزل معاكس بالتتابع ..

أذكرى المصطلح العلمي للبارات التالية :-

منطقة في الفضاء المحيط بالنواة ويحتل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات والأبعاد ..
« السحابة الإلكترونية »

- نموذج الذرة الذي أوضح ان الإلكترون يدور حول النواة في مدار ثابت دون أن يشع أو يمتص طاقة

(نموذج بور)

- جزء من الذرة تتركز فيه معظم كتلة الذرة وتشكلها الموجية
« النواة »

2

تعريف الكيمياء طائر من ص 29 إلى ص 63

DATE

PAGE

1

الجدول الدوري لمندليف :-

هو ترتيب مندليف للعناصر في اعمدة طبقاً للزيادة في كتلتها الذرية ..

الجدول الدوري الحديث :-

هو ترتيب العناصر حسب الزيادة في العدد الذري من اليسار إلى اليمين ومن أعلى إلى أسفل ..

الدورات :- = 7 دورة

وهي الصفوف الأفقية بالجدول الدوري .. وعناصر كل دورة تتدرج أو تتغير بالخواص ..

القانون الدوري :-

عند ترتيب العناصر حسب الزيادة في العدد الذري يحدث تكرار دوري للصفات الفيزيائية والكيميائية

المجموعة أو العائلة :- = 18 ← 8 ← 10

هي حل عمود رأس من العناصر بالجدول الدوري .. وعناصر المجموعة لها خواص كيميائية وفيزيائية متشابهة ..

اذكري المصطلح :-

«الكبريت S»

- عنصر لافلز صلب هش

- عنصر لافلز سائل احمر داكن مدخنا عند حرارة الغرفة

«البروم Br»

- مجموعتان بالجدول الدوري جميع عناصرها لافلزات (الهالوجينات والغازات النبيلة)

- عنصر فلزي يتواجد بالحالة السائلة «الزئبق Hg»

- شبهاه فلزات تستخدم في تصنيع الشرائح الرقيقة لأجهزة الكمبيوتر

«السيليكون والجرمانيوم»

- لافلزات تستخدم في تطهير حمامات السباحة «الكور والبروم»

(C)

فلزات مرتان نسبياً يسبقهما في توصيل الكهرباء والحرارة (الغاس، الفضة) غاز نبيل يستخدم في ملء الانابيب الزجاجية للإضاءة (النيون Ne)

آفلزات :-

هي العناصر المثالية التي تقع يسار الجدول الدوري باستثناء الهيدروجين ..

آفلزات الضعيفة :-

هي فلزات آت المستوى P وتقع بين أشباه الفلزات و الفلزات الانتقالية .. ex: Al

أشباه الفلزات :-

هي العناصر المجاورة للخط المتدرج بين البورون والأكسجين ولها صفات متوسطة بين الفلزات واللافلزات وتستخدم كشبه موصل للكهرباء .. ex: Si, Ge

اللافلزات :-

هي العناصر التي تشغل الجزء الأيمن العلوي من الجدول الدوري مثل .. 8A , 7A ...

آفلزات القلوية :-

هي عناصر المجموعة 1A وتوجد أقصى يسار الجدول .. ex: Na, K, Li ...

الفلزات القلوية الأرضية :-

هي عناصر المجموعة 2A وتوجد ثنائي مجموعة يسار الجدول .. ex: Be, Mg, Ca

عناصر المجموعة B :- هي العناصر الانتقالية الداخلية ..
و العناصر الانتقالية الداخلية ..

(٦)

DATE

PAGE

أ. أمال محمد صالح
ت: 104878

(٢)

العناصر الأرضية النادرة :-**العناصر الانتقالية الداخلية :-**

- هي العناصر الانتقالية الداخلية تقع تحت الجزء الرئيس من الجدول ..
- وهي عناصر فلزية يتوى كل من تحت المستوى S
- وتحت المستوى F المجاور له على الكروانات ..

العناصر المثالية :-

- هي العناصر التي يكون تحت مستويات S أو P لها
- محتوى جزئياً بالإلكترونات
- وهي عناصر تظهر مدى واسع للخواص الفيزيائية والكيميائية

العناصر الانتقالية :-

- هي عناصر فلزية يتوى كل من تحت المستوى S
- وتحت المستوى له المجاور له على الكروانات

الغازات النبيلة :-

- وهي عناصر تكون فيها تحت المستويات الخارجية S, P
- ممتلئ تماماً بالإلكترونات ،،
- وقدرتها محدودة نسبياً على التفاعل ..

الهالوجينات :-

- هي عناصر المجموعة 7A جميعها لافلزات تقع تحت الجدول ..
- ex : F, Cl, ..

اللائثينيدات :-

- هي العناصر الانتقالية الداخلية التي يتنازع فيها ملء 6s, 4f
- وتقع في الدورة السادسة ..
- وتلي عنصر اللائثينيوم (La)

الأكتيبيدات :-

- هي سلسلة العناصر الانتقالية الداخلية التي يتنازع فيها ملوء s و f المستويات $5f, 7s$ بالإلكترونات
- وتقع بالدورة السابعة
- وتلي عنصر الأكتينيوم Ac ..

نصف قطر الذرة :-

هو نصف المسافة بين نواقي ذرتين متماثلتين في جزيء ثنائي الذرة

طاقة التأين :-

هي الطاقة اللازمة للتغلب على جذب شحنة النواة ونزع إلكترون من ذرة بالحالة الغازية ..



طاقة التأين الأولى :-

هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الخارجي الأول ..

طاقة التأين الثانية :-

هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون خارجي من (أيون بسيط +1) غازي

طاقة التأين الثالثة :-

هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون خارجي من (أيون بسيط +2) غازي

الميل الإلكتروني :-

هو كمية الطاقة المنطلقة عند إضافة إلكترون إلى ذرة غازية متعادلة لتكوين أيون سالب بالحالة الغازية ..



٨

DATE

PAGE

٥

أعمال
١٨٨٤
١٩٧٨

٢. امتسابات الإلكترونيه :-

هي عناصر او أيونات لها نفس الترتيب الإلكتروني تماماً ..

ألساليه الكهربيه :-

هي مل ذرات العناصر لجذب الإلكترونات عندما تكون مرتبطة كيميائياً بذرات عنصر آخر ..

← الفرق الرئيسي بين
(الاساليه) و (الامتسابه)
الذره
تحتل
الإلكترونات
واللايه كيميائيه

(9)

الروابط الكيميائية :-

هي قوى تجاذب تربط ذرات العناصر بعضها ببعض
لتكون المواد المختلفة ..

الإلكترونات التكافؤ :-

هي الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة
مشغول في ذرات العنصر ..

الترتيبات الإلكترونية النقطية :-

هي الأشكال التي توضح الإلكترونات التكافؤ في صورة
نقاط ..

قاعدة الثمانية :-

الذرات تميل إلى بلوغ الترتيب الإلكتروني الخاص بالغاز
التبيل خلال عملية تكوين المركبات ..

الكاتيون :-

هو ذرة أو مجموعة من الذرات تحمل شحنة موجبة

الأيون :-

هو ذرة أو مجموعة من الذرات تحمل شحنة سالبة ..

أيونات الهاليد « الهاليدات » :-

هي الأيونات التي تتكون عندما تكتسب الهالوجينات
الإلكترونات .. (حيث أن كل ذرة هالوجين)
تكتسب $1e^-$..

المركبات الأيونية :-

هي المركبات المكونة من :-
مجموعات متعادلة كهربياً من الأيونات
ترتبط مع بعضها بقوة إلكتروستاتيكية ..

الروابط الأيونية :-

هي قوى تجاذب إلكتروستاتيكية تجذب
الكاتيونات والأيونات المتضادة بالشحنات إلى بعضها
البعض ..

وحدة الصيغة :-

هي صيغة تدل على أقل نسبة عددية صحيحة
من الكاتيونات إلى الأيونات للمركب الأيوني ..

قوى الجذب الإلكترونية « وتوجد بالروابط الأيونية » :-

هي قوى تجاذب التي تربط الأيونات المختلفة في الشحنة
مع بعضها البعض ..

الرابطات التساهمية :-

هي رابطة حقيقية تنشأ بين ذرات متماثلة أو مختلفة
يوجد بينها فرق صغير في السالبية الكهربائية ..
حيث الذرات تشارك بالإلكترونات وتنجذب لإحداها بدرجة أكبر من
بناء لويس :-

هو الشكل الإلكتروني النقطي الذي تكون فيه :-
• إلكترونات التكافؤ ممثلة بنقاط حول الذرة ..
• أزواج الإلكترونات بين الذرات تمثل الروابط التساهمية ..

الرابطات التساهمية الأحادية :-

هي الرابطة التي تتقاسم بها زوج ذرات « ذرة »
زوج إلكترونات (2e)

11

DATE

٧

PAGE

أ. أمال محمد خاتمة
ت: 55104878

الصيغة البنائية :-

هي الصيغة التي توضح ترتيب الذرات في الجزيئات والأيونات عديدة الذرات ..
وكل خط في الصيغة يشير إلى زوج إلكترونات رابطة تساهمية.

الصيغ الجزيئية :-

هي الصيغ الكيميائية التي تمثل العدد الحقيقي للذرات في الجزيء ..

قاعدة الثمانية الخاصة بالرابطة التساهمية :-

تحدث المساهمة بالإلكترونات لتكتسب الذرات الترتيبات الإلكترونية للغازات النبيلة ..

أزواج الإلكترونات المشتركة :-

هي أزواج الإلكترونات التي تدخل في تكوين الرابطة ومصدر كل زوج يكون الذرتان ..

أزواج الإلكترونات الغير مشتركة :-

هي أزواج إلكترونات التكافؤ التي لم تساهم بين الذرات.

الرابطة التساهمية الثنائية :-

هي الرابطة التي يتقاسم فيها زوج من الذرات زوجين من الإلكترونات
ex: O_2

الرابطة التساهمية الثلاثية :-

هي الرابطة التي يتقاسم فيها زوج من الذرات 3 أزواج من الإلكترونات
ex: N_2

(٤)

الرابطه التساهمية التناسقية :-

هى الرابطه التى تشاهم فيها ذرة واحدة بكل من
الالكترونات الرابطه ..

(أو)
تتقاسم زوج الإلكترونات ذرة واحدة بين ذرتين ..

الذرة المانحة :-

هى الذرة التى تخطى أو تقدم زوج إلكترونات
للمشاركة بهما عند تكوين رابطه تساهمية
تناسقية ..

الذرة المستقبلية :-

هى الذرة التى تستقبل زوج إلكترونات للمشاركة
فهما عند تكوين رابطه تساهمية تناسقية ..

أذكر المصطلح العلمى :-

• ذرة متعادلة لها ترتيب إلكترونى مشابه لـ Mg^{+2}
(ذرة النيون Ne)

• ذرة متعادلة لها ترتيب إلكترونى مشابه لـ S^{-2}
(الذرة الأرجون Ar)

• مجموعة مركبات توجد بالحالة الصلبة وتتميز بارتفاع درجة
انصهارها وعلائها

(المركبات الأيونية)

• مجموعة مركبات توجد بالحالة الصلبة والسائلة والغازية تتميز بانخفاض
درجة انصهارها وعلائها. (المركبات التساهمية)

• قوى تجاذب تربط (+) مع (-) الذرات المختلفة ، (قوى جذب الكروماتيك)

التعاريف الوجودية في القطاع (S)

الماء الأجاج ..

هو الماء الذي تتجاوز نسبة الملوحة فيه 1.5 % ..

NaOH ..

- الصودا الكاوية « هيدروكسيد الصوديوم »
- ينتج من تفاعل الصوديوم مع الماء
- $$2Na + H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$
- يستخدم في تسليح البالوعات ..

NaClO ..

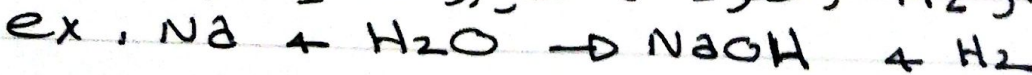
- هو المحلول المائي لهيبوكلوريت الصوديوم
- يستخدم في تبيض الملابس بدلاً من ماء الأكسجين ..

NaHCO₃ ..

- هو مركب صوديومي ليس صودا الخبز ..
- يستخدم في المعبوزات ..

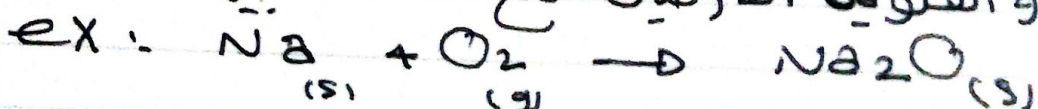
تفاعل القلويات مع الماء ..

يتفاعل الفلز القلوي مع الماء البارد بشدة وينتج غاز H_2 ومحلولاً من هيدروكسيد الفلز القلوي ..



الأكاسيد ..

هي مركبات صلبة تنتج من تفاعل الفلزات القلوية أو القلوية الأرضية مع الأكسجين ..



١٤

٣

DATE

أ. أمال محمد عامر
رقم: 5104878

هاليد الفلز :-

هي مركبات طليئة تتنج من تفاعل الفلزات (الفلزية) مباشرة مع الهالوجينات ..

كربونات الكالسيوم :-

هي أحد مركبات الكالسيوم الواسعة الانتشار و صورتها حجر جيري و رخام ، $(CaCO_3)$..

الإطفاء :-

هو تفاعل الجير الى مع الماء مكوناً الجير المطفأ وتفاعل طارد للحرارة

