مملكة البحرين

وزارة التربية و التعليم

مدرسة النعيم الثانوية للبنين

مذكرة كيم ٢١١

(الجزء النظري فقط)

إعداد الطلّاب : أحمد فايز – صالح مهدي-سيد أيمن

من الصف : ٣ علم ٥

***ملاحظة مهمة:**

المذكرة لا تغني عن الكتاب المدرسي

١)عرّف كلَّ مصطلحٍ ممّا يلي:

المصطلح	التعريف
حالة الاستقرار	حالة الذرّة في أدنى مستوى طاقةٍ لها.
حالة الإثارة	الحالة التي تكتسب فيها الذرّة طاقة تؤدي إلى انتقال الإلكترون من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى.
العدد الكميّ	العدد المخصّص لوصف الإلكترونات في مستويات الطاقة الرئيسية.
مبدأ دي برولي	للجسيمات المتحركة خواص موجية.
مبدأ هايزنبرج للشك	لا يمكن معرفة مكان الجسيم وسرعته في الوقت نفسه وبدقة.
النموذج الكميّ للذرّة	النموذج الذي يعامل الإلكترونات على أنها موجات.
دالّة الموجة	كلّ حلٍّ لمعادلة شرودنجر.
الفلك الذريّ	منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة يكون احتمال وجود الإلكترونات فيها أكبر ما يمكن.
خريطة الكثافة الإلكترونيّة	صورة لحظية لحركة الإلكترونات حول النواة.
عدد الكم الرئيس	عدد يتم تعيينه في ضوء النموذج الكميّ ليدل على الحجوم النسبية، و طاقات الأفلاك الذرية
مستوى الطاقة الرئيس	أحد مستويات الطاقة الرئيسة في الذرّة (من ١-٧).
مستوى الطاقة الفرعيّ	واحد من العديد من المستويات الفرعيّة في مستوى رئيسيّ واحد.
التوزيع الإلكترونيّ	ترتيب الإلكترونات في الذرّة وفقًا لثلاث قواعد ، هي : مبدأ أوفباو ، مبدأ باولي ، قاعدة هوند
مبدأ أوفباو	كل إلكترون يسعى أن يكون في الفلك الأقلّ طاقةً.
مبدأ باولي	الفلك لا يتسع لأكثر من إلكترونين على ألّا يكون لهما نفس اتجاه الحركة.
قاعدة هوند	تعبئة الإلكترونات في أفلاك متساوية الطاقة يتم بشكل فرديّ قبل إضافة إلكترونات الازدواج.
إلكترونات التكافؤ	الإلكترونات في أفلاك مستوى الطاقة الأخير في الذرّة، والتي تحدّد الخواص الكيميائية لهذه الذرّة.
التمثيل النقطي للإلكترونات/تمثيل لويس	طريقة تمثيل إلكترونات التكافؤ حول العنصر باستعمال النقاط.

تدرّج الخواصّ	ترتيب العناصر وفق تزايد أعدادها الذرّيّة بحيث يؤدي إلى تدرّج في خواص هذه العناصر.
المجموعات	الأعمدة الرأسيّة في الجدول الدوريّ.
الدورات	الصفوف الأفقيّة في الجدول الدوريّ.
العناصر المثالية	العناصر التي تنتمي في المجموعات ١ و ٢ و من ١٣-١٨ في الجدول الدوري، و تتمثل فيها الخواص الكيميائية و الفيزيائية بشكل واضح.
العناصر الانتقالية	العناصر التي توجد في المجوعات ٣-١٢ في الجدول الدوري، و تقسّم إلى فلزّات انتقالية و فلزّات انتقالية داخلية.
الفلزّات	عناصر صلبة في درجة حرارة الغرفة، موصّلة للحرارة و الكهرباء، لها قابليّة الطرق و السحب.
الفلزّات القلوية	هي عناصر المجموعة ١ (ما عدا الهيدروجين) في الجدول الدوري.
الفلزات القلوية الأرضية(الترابية)	هي عناصر المجموعة الثانية في الجدول الدوري.
الفلزّات الانتقالية	العناصر الموجودة في المجموعة ٣-١٢ و تنتمي للفئة d
الفلزّات الانتقالية الداخلية	العناصر الانتقالية التي تنتمي للفئة f.
الأكتنيدات	عناصر الفئة f في الجدول الدوري من التي تلي عنصر الأكتينيوم
اللانثانيدات	عناصر الفئة f في الجدول الدوري التي تلي عنصر اللانثانيوم
اللافلزّات	عناصر تكون إما غازات أو مواد صلبة معتمة أو لامعة و ضعيفة التوصيل للحرارة و الكهرباء.
الهالوجينات	عناصر المجموعة ١٧ في الجدول الدوري (مكونات ملح الطعام).
الغازات النبيلة	عناصر المجموعة ١٨ في الجدول الدوري، وتكون خاملة نسبيا (يندر تفاعلها مع العناصر الأخرى).
أشباه الفلزّات	العناصر التي لها بعض الخواص الكيميائية و الفيزيائية للفلزّات و اللافلزّات.
الفئةS	المجموعتان ١ و ٢ في الجدول الدوري، بالإضافة إلى عنصر الهيليوم.
الفئة d	العناصر الانتقالية
الفئة p	المجموعات من ١٣-١٨ في الجدول الدوري.
الفئة f	اللانثانيدات و الأكتنيدات (فلزّات العناصر الانتقالية الداخلية).
حجم الذرّة	مقدار اقتراب ذرة من ذرة أخرى مجاورة لها.
نصف قطر الفلزّ	نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر.

نصف قطر اللافلزّ	نصف المسافة بين نواتي الذرتين المتجاورتين لنفس العنصر المرتبطتين برابطة تساهمية.
الأيون	ذرة أو مجموعة ذرات تحمل شحنة موجبة أو سالبة.
طاقة التأين	الطاقة اللازمة لانتزاع أبعد إلكترون تكافؤ من ذرّة عنصر ما في الحالة الغازية.
قاعدة الثمانية	الذرات تسعى إلى فقد أو اكتساب إلكترونات حتى يصبح في مدارها الأخير ٨ إلكترونات للوصول الى تركيب الغازات النبيلة (ماعدا الهيليوم).
الكهروسالبية	قدرة الذرّة على جذب الإلكترونات عند تكوين الرابطة الكيميائية.
الكاتيون	الأيون الموجب.
الأنيون	الأيون السالب.
الرابطة الأيونية	القوة الكهروستاتيكية التي تمسك الجسيمات مختلفة الشحنة/ الرابطة الذي تنتج من اتحاد فلزّ مع لافلزّ/ الرابطة الذي تنتج من اتحاد أيون موجب مع أيون سالب .
المركبات الأيونية	المركبات التي تحتوي على روابط أيونية.
البلورة	تركيب ثلاثي الأبعاد يتكون من أيونات موجبة تحاط بها أيونات سالبة و أيونات سالبة تحاط بها أيونات موجبة.
الإلكتروليت	المركب الأيوني الذي يوصّل محلوله التيار الكهربائيّ.
طاقة البلورة	الطاقة اللازمة لفصل1mol من الأيونات من المركب الأيونيّ.

٢)علّل لكلٍّ مما يلي:

١-لذرة الهيدروجين حالات إثارة كثيرة رغم احتوائها على إلكترون واحد.

لأنها تختلف بحسب كمية الطاقة التي تعطى للإلكترون.

٢-يحتوي طيف الانبعاث الذري على ترددات معينة للضوء حسب نموذج بور الذري.

لأنّ كل مستوى طاقة في الذرّة له طاقة محددة تختلف عن طاقات المستويات الأخرى.

٣-ينتج سلوك الإلكترون في الذرّة ألوانًا مختلفة للضوء.

لأنه عندما يعود الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل يفقد كمية من الطاقة تساوي الفرق بين طاقتي المستويين اللذين يصدر كل منها ضوءًا ذا تردد وطول موجي مختلف.

٤-يسمّى الطيف الهيدروجيني بالطيف الخطي.

لأن الأطياف الكهرومغناطيسية المرئية تظهر على هيئة خطوط ملونة متباعدة عن بعضها البعض،يفصل بينها مناطق معتمة.

٥-تركزت أبحاث بور على ذرة الهيدروجين دون غيرها.

*لأن طيفها أبسط الأطياف.

*لأن ذرة الهيدروجين أبسط الذرات (تحتوي على بروتون واحد و إلكترون واحد فقط).

٦-لا يمكن تحديد مكان الإلكترونات بدقة.

لأن الفوتون الذي يرسل لتحديد مكان الإلكترون يغيّر مكان الإلكترون و سرعته(يعطيه طاقة).

٧-لا نلاحظ الأطوال الموجية للأجسام المتحركة كالسيارات.

لأن كتلتها كبيرة جدًّا فيصبح طولها الموجي قصيرًا جدًّا لا يرى بالعين المجردة.

٨-ليس للفلك الذري أبعاد واضحة.

لأنه ليس للذرة نهاية واضحة.

٩-يحدد عدد الكم الرئيس n مستويات الطاقة الرئيسية.

لأنه يعبر عن الحجوم النسبية و طاقة الأفلاك الذرية

١٠-تميل الإلكترونات في الذرّة لاتّخاذ ترتيب يعطي الذرّة أقل طاقة.

لأن الأنظمة الأقل طاقةً أكثر استقرارًا.

١١-تُوزّع الإلكترونات في الأفلاك المتساوية في الطاقة فرادى ثم تبدأ عملية الازدواج.

لأن الأفلاك المتشابهة متساوية في الطاقة.

١٢-يتم ملء مستوى الفرعي 4s قبل المستوى 3d.

لأن المستوى الفرعي 4sأقل طاقة من المستوى الفرعي 3d.

١٣-يشذ التوزيع الإلكتروني لكلٍّ من النحاس و الكروم.

لأنّ الكروم يحتوي على فلكين نصف ممتلئين ، بينما النحاس فيحتوي على فلك ممتلئ و آخر نصف ممتلئ، فالأفلاك الممتلئة و النصف ممتلئة تمنح الذرّة استقرارًا نسبيًّا.

١٤-واجه قانون الثمانيات معارضة من قبل العلماء.

لأنَه لا ينطبق على كل العناصر المعروفة آنذاك.

١٥-لم يتقبَّل العلماء فكرة الثمانيات.

لأن المقارنة الموسيقية لم تكن تعبيرًا علميًا.

١٦-حَظيَ مندليف بسمعةٍ أكبر عن الجدول الدوري مقارنة بزميله لوثر ماير.

لأنّه قام بنشر دراسته أولًا.

١٧- توجد الفلزات القلوية في الطبيعة غالبًا على هيئة مركبات.

نظرًا لشدّة نشاطها.

١٨-الغازات النبيلة لا تتفاعل.

لأنّ مداراتها الأخيرة متكملة و مستقرة فلا تميل إلى التفاعل و تكوين المركبات.

١٩-لا يتحد البوتاسيوم و النيون لتكوين مركب.

لان النيون غاز نبيل لا يتفاعل إلّا نادرا.

٢٠-يستخدم المغنيسيوم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية كالحواسب المحمولة.

لأنه عنصر خفيف و قوي.

٢١-تميل ذرات العناصر إلى تكوين روابط كيميائية.

لكي تصل الى تركيب الغازات النبيلة ، فتستقر.

٢٢-تتشابه عناصر المجموعة الواحدة في خواصها الكيميائية.

لأنّ لها نفس عدد إلكترونات التكافؤ.

٢٣-لا يأخذ الجدول الدوري شكلًا منتظمًا.

لتقسيمه إلى أربع فئات (F، D، P، S).

٢٤-يختلف حجم الذرّة من عنصر إلى آخر.

لأنه يختلف باختلاف العناصر التي تكوّن الروابط الكيميائية معًا.

٢٥-لا يمكن قياس نصف قطر الذرّة بشكل مباشر.

*لأن الكثافة الإلكترونية للذرة ليس لها حد واضح.

*حجم الذرّة يختلف مع اختلاف نوع الروابط التي تصنعها.

٢٦-يتناقص حجم الذرّة عند الانتقال من اليسار لليمين في الدورة الواحدة.

*بقاء مستويات الطاقة الرئيسية ثابتة في الدورة واحدة.

*يزداد العدد الذري و بالتالي زيادة الشحنة الموجبة في النواة التي تجذب الإلكترونات نحوها (شحنة النواة الفعالة).

٢٧-يزداد حجم الذرّة عند الانتقال من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة.

*زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية.

*ضعف جذب النواة للإلكترونات الخارجية بسبب إلكترونات المستويات الداخلية.

*بعد إلكترونات الطاقة الرئيسية في المدار الأخير على النواة بسبب زيادة عدد الكم الرئيس لها.

٢٨-حجم الأيون الموجب أصغر من حجم ذرته المتعادلة.

*بسبب فقدان الأيون الموجب إلكترون أو أكثر فيزداد جذب النواة للإلكترونات الباقية فيقل حجم الذرّة.

*يقلّ التنافر بين الإلكترونات فيقل الحجم.

٢٩-حجم الأيون السالب أكبر من حجم ذرته المتعادلة.

لأن عدد إلكتروناته ازدادت ممّا أدّى الى زيادة التنافر بين الإلكترونات ممّا جعل مستواه الأخير ضيّقًا على الحجم السابق فتوسّع الحجم.

٣٠-لا تميل ذرات عالية طاقة التأين لتكوين أيونات موجبة.

لشدة ارتباط هذه الذرات بإلكتروناتها.

٣١-طاقة التأين المنخفضة لليثيوم تكسبه أهمية كبيرة في صنع بطاريات الحاسوب.

لأن سهولة خسارته لإلكتروناته يساعد البطارية على إنتاج قدرة كهربائية أكبر.

٣٢-تتناقص قيم طاقة التأين بالاتجاه في المجموعة الواحدة من الأعلى للأسفل.

*زيادة رقم الكم وبالتالي زيادة حجم الذرّة.

*زيادة بعد الإلكترونات عن النواة وبالتالي ضعف انجذابها إليها فتقل الطاقة اللازمة لنزعها عنه.

٣٣-تزداد طاقة التأين عند الانتقال من اليسار لليمين في الجدول الدوري.

*نقصان الحجم نسبيا.

*زيادة شحنة النواة الفعالة فتزداد طاقة التأين.

٣٤- صعوبة الحصول على أيون الصوديوم (Na^{+2}) .

لأنّه عندما يتكون أيون الصوديوم Na^{+} يصبح مداره الأخيرمكتمل و يحصل على تركيب الغاز النبيل فيصعب انتزاع إلكترون منه.

٣٥-نحتاج إلى طاقة لإزالة الإلكترون الثاني من ذرة الليثيوم Li_3أكبر من الطاقة اللازمة لإزالة الإلكترون الرابع من ذرة الكربون C_6

لأن الإلكترون الذي سنزيله من الليثيوم سيكون من مدار متكمل داخلي، بينما الإلكترون الرابع الذي سنزيله من ذرة الكربون إلكترون خارجي.

٣٦-يكون الكالسيومCa^{+2} وليس Ca^{+3}.

لأنّه يفقد إلكترونين ليصل إلى تركيب الغاز النبيل.

٣٧-عدم قدرة الغازات النبيلة على تكوين أيونات.

لأن مدارها الأخير ممتلئ فتتمسك بالإلكترونات ولا تميل للاكتساب أو الفقدان.

٣٨-طاقة التأين الثالثة للبريليوم أعلى من طاقة التأين الثانية له.

لأن الإلكترون الثالث له في المستوى الداخلي له فيكون انتزاعه أصعب و يحتاج إلى طاقة أكبر من المستوى الثاني.

٣٩-تتميز ذرات الغازات النبيلة بوجودها بمفردها في الطبيعة في صورة ذرية.

يرجع ذلك إلى التوزيع الإلكتروني المميز لذراتها حيث تتميز بامتلاء المدار الأخير لها (يوجد فيه ٨إلكترونات –ما عدا الهيليوم-).

٤٠-لا توجد عناصر المجموعة الأولى في الطبيعة على هيئة عناصر منفردة.

لأنها تحتاج لفقد إلكترون واحد فقط للوصول إلى تركيب أقرب غاز نبيل لها (لتصل إلى حالة الاستقرار).

٤١-تعتبر الهالوجينات أكثر اللافلزّات نشاطا.

لأنها تحتاج إلى اكتساب الكترون واحد للوصول إلى تركيب الغاز النبيل(لتصل إلى حالة الاستقرار).

٤٢-يستخدم الغواصون خليط من هليوكس (أكسجين مخفف بالهيليوم) تحت سطح الماء.

زيادة الضغط في الماء تسبب دخول كمية أكبر من الأكسجين إلى الدم مما يسبب الإرباك و الغثيان، وحيث أن طاقة التأين الهيليوم عالية فلا تسمح بالتفاعل الكيميائي مع الدم.

٤٣-تتناقص قيم الكهروسالبية عند اتجاهنا من أعلى لأسفل في المجموعة الواحدة.

زيادة رقم الكم وبالتالي زيادة حجم الذرّة، وهذا يجعل مقدرة الذرّة أقل قدرة على جذب إلكترونات الرابطة و بالتالي تقل الكهروسالبية.

٤٤-تتزايد الكهروسالبية عند اتجاهنا من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري .

نقصان الحجم نسبيا، زيادة شحنة النواة الفعالة.

٤٥-لم يتم تحديد قيم الكهروسالبية للغازات النبيلة.

لأنها تشكل عددًا قليلًا من المركبات.

٤٦-يكون الحديد أيوني Fe^{+2} و Fe^{+3}

لأنه يفقد إلكترونات من المستوى الفرعي S قبل أن يفقد من المستوى الفرعي d .

٤٧- تتميز الفلزات عمومًا بتكوين أيونات موجبة.

لأن طاقة تأينها منخفضة و حجمها كبير ، فتفقد الإلكترونات بسهولة.

٤٨- تتميز اللافلزات عمومًا بتكوين أيونات سالبة.

لأن طاقة تأينها مرتفعة و حجمها صغير ، فتكتسب الإلكترونات بسهولة.

٤٩- الفلزات أكبر حجمًا من اللافلزات .

لأن الفلزات تقع يسار الجدول الدوري عند اتجاهنا من اليمين إلى اليسار في الجدول الدوري تقل طاقة التأين ، فيقل جذب النواة للإلكترونات ، فيتوسّع الحجم.

٥٠-تتميّز المركّبات الأيونيّة بالخواص التالية:-

أ-لها درجة انصهار و غليان مرتفعة.

بسبب قوى الجاذبية الكبيرة بين الأيونات المختلفة في البلورات ، لذلك تحتاج إلى طاقة كبيرة لتفكيكها.

ب-لا توصل الكهرباء في الحالة الصلبة.

لأن الإلكترونات في الحالة الصلبة تكون مقيدة الحركة.

ج-محاليلها و مصاهيرها جيدة لتوصيل الكهرباء.

لسهولة حركة الإلكترونات بحرية جهة الأقطاب المخالفة (الإلكتروليت).

ء-تمتاز الكثير من بلوراتها بالألوان الزاهية.

لأنها تحتوي على فلزّات انتقالية داخل البلورة.

٥١-تمتاز البلورات بالقوة و الصلابة و الهشاشة.

بسبب قوة التجاذب التي تحافظ على الأيونات في مكانها، و عندما تؤثر قوة خارجية تتحرك الشحنات المتشابهة تجاه بعضها البعض فتجعل قوة التنافر تفتت البلورة إلى اجزاء صغيرة.

٣)عدّد لكلٍّ ممّا يلي:

***فروض نظرية بور حول الذرّة:**

١-تتوزع الإلكترونات حول النواة في مدارات.

٢-الإلكترونات جسيمات مادية فقط.

٣-عندما يرجع الإلكترون لحالة الإستقرار يطلق فوتونًا يعطي لونًا معينًا حسب كمية الطاقة.

٤- كل مستوى له طاقة محددة تتدرج من الأقل طاقة إلى الأكثر طاقة.

٥-عندما يكتسب الإلكترون طاقة، فإنه ينتقل إلى مستوى طاقة أعلى حسب الطاقة المكتسبة.

***النجاح في نظرية بور:**

١-توصل لمعادلة رياضية تحسب طاقة مستويات ذرة الهيدروجين.

٢-وضعت نظرية بور الأساس للنماذج الذرية اللاحقة.

٣-استطاع تفسير الطيف الهيدروجيني و بنيته الذرية.

***الفشل في نظرية بور:**

١-عجز عن تفسير أطياف الذرات العديدة الإلكترونات وحساب طاقة المستويات فيها.

٢-عجز عن تحديد مكان الإلكترونات بدقة حول النواة (لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات).

***الأطياف الهيدروجينية الخطية:**

ليمان (فوق البنفسجي): $N_7 \rightarrow N_1$

بالمر (الضوء المرئي):$N_6 \rightarrow N_2$

باشن (تحت الحمراء):$N_7 \rightarrow N_3$

***فرضيات النموذج الكميّ حول الذرّة:**

١-اعتبر الإلكترونات جسيمات مادية لها خصائص موجية.

٢-حسب مبدأ هايزنبرج للشك فلا يمكن تحديد مكان الإلكترون و سرعته في نفس الوقت.

٣-لا يصف مسار الإلكترونات لكنه يفترض أن احتمال وجودها أكبر في منطقة ثلاثية الأبعاد تسمى الفلك الذري.

٤-توصل شرودنجر إلى معادلة باعتبار أن إلكترون الهيدروجين موجة و تمكن بها من تحديد الفلك الذري.

٥-استطاع تفسير الطيف الخطي لأي عنصر.

***قواعد التوزيع الإلكتروني:**

١-مبدأ أوفباو.

٢-مبدأ باولي.

٣-قاعدة هوند.

***اذكر مساهمات العلماء في تطوّر الجدول الدوري الحديث:**

لافوازييه:

قام بتجميع العناصر المعروفة آنذاك في ٤ مجموعات (الغازات،الفلزّات،اللافلزّات،العناصر الأرضيّة).

جون نيولاندز:

١-رتب العناصر وفق كتلتها الذرية.

٢-لاحظ تكرار الخواص لكل ٨ عناصر.

٣-وضع قانون الثمانيات.

٤-بين دوريّة العناصر الثمانيّة و تكرار الأنغام الموسيقية.

ماير:

١-رتب العناصر وفق الكتلة الذرية (مشترك بين ماير و مندليف).

٢-برهن على وجود علاقة بين الكتلة الذرية و الخواص.

ديمتري مندليف:

المميزات:

١-تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة و حدد خواصها.

٢-ترك فراغًا في الجدول الدوري للعناصر الغير مكتشفة.

العيوب:

-بعض العناصر لم توضع في مكانها الصحيح.

هينري موزلي:

١-اكتشف أن العناصر تحوي على عدد فريد من البروتونات سماها العدد الذري.

٢-رتب العناصر وفق العدد الذري، مما نتج عنه نموذج لدورية خواص العناصر.

*خواص رسم أوفباو:

١-طاقة الأفلاك في مستوى الطاقة الفرعي تكون جميعها متساوية.

٢-تسلسل زيادة طاقة المستويات الفرعية ضمن مستوى الطاقة الرئيسي الواحد(S،p،d،f).

٣-في الذرّة المتعددة الإلكترونات تكون طاقة المستويات الفرعية المختلفة ضمن مستوى الطاقة الرئيسي الواحد مختلفة.

٤-تستطيع الأفلاك في مستويات الطاقة الفرعية لمستوى الطاقة الرئيسي أن تتداخل مع الأفلاك في مستوى الطاقة الفرعية ضمن مستوى رئيسي آخر.

*طرق تمثيل الرابطة الأيونية:

١-المعادلة الكيميائية.

٢-مربعات الأفلاك.

٣-التوزيع الإلكتروني.

٤-النماذج الذرية.

***خواص المركبات الأيونية:**

١- لها درجات انصهار و غليان مرتفعة.

٢-لا توصل الكهرباء في الحالة الصلبة.

٣-محاليلها و مصاهيرها جيدة التوصيل للكهرباء.

٤-تمتاز كثير من بلوراتها بالألوان الزاهية.

٥-تمتاز بالقوة و الصلابة و الهشاشة.

٤) الأشكال التوضيحية/طرق التمثيل و التوزيع:

***وصف/استخدام بعض العناصر:**

اسم العنصر	رمز العنصر	الوصف\الاستخدام
الزئبق	Hg	الفلزّ السائل الوحيد\مقاييس الحرارة
البروم	Br	اللافلزّ السائل الوحيد
الأكسجين	O	أكثر العناصر وفرة في جسم الإنسان
السيليكون	Si	صناعة رقائق الحاسوب و الخلايا الشمسية\جراحة التجميل
الجرمانيوم	Ge	صناعة رقائق الحاسوب و الخلايا الشمسية
النيون	Ne	الإنارة
الليثيوم	Li	صنع بطاريات الحاسوب
المغنيسيوم	Mg	تصنيع الأجهزة الإلكترونية كالحواسيب المحمولة
الفلور	F	معجون الأسنان و ماء الشرب، أعلى ذرة كهروسالبية
التنجستن	W	فتيل المصباح الكهربائي
الحديد	Fe	فلزّ يصدأ سريعا
الهيليوم	He	أقل ذرة حجما و أعلى طاقة تأين
الفرانسيوم	Fr	أكبر ذرة حجما و أقلها طاقة تأين

*** الأيونات الأحادية و عديدة الذرّات :**

المجموعة	العناصر المكوّنة للأيونات أحادية الذرّة	شحنة الأيون
1	H, Li ,Na ,K , Rb ,Cs	+1
2	Be , Mg , Ca , Sr , Ba	+2
15	N , P , AS	-3
16	O , S , Se , Te	-2
17	F , Cl , Br , I	-1

العنصر	اسم الأيون عديد الذرّات	رمز الأيون
الكلور	الهيبوكلورايت	ClO^-
	الكلورايت	ClO_2^-
	الكلورات	ClO_3^-
	البيركلورات	ClO_4^-
اليود	الأيودات	IO_3^-
	البيرأيودات	IO_4^-
البروم	البرومات	BrO_3^-
النيتروجين	النيتريت	NO_2^-
	النترات	NO_3^-
الكبريت	الكبريتيت	SO_3^{2-}
	الكبريتات	SO_4^{2-}
	الثيوكبريتات	$S_2O_3^{2-}$
الفوسفات	الفوسفات	PO_4^{3-}
	الفوسفات الهيدروجينية	HPO_4^{2-}
	الفوسفات ثنائية الهيدروجين	$H_2PO_4^-$
الكربون	الكربونات	CO_3^{2-}
	البيكربونات	HCO_3^-
	الأسيتات	$C_2H_3O_2^-$
الكروم	الكرومات	CrO_4^{2-}
	ثنائي الكرومات	$Cr_2O_7^{2-}$
أيونات متفرّقة	الهيدروكسيد	OH^-
	الأمونيوم	NH_4^+
	السيانيد	CN^-
	البيروكسيد	O_2^{2-}
	البرمنجنات	MnO_4^-
	الزرنيخات	AsO_4^{3-}

*ملاحظات على الأيونات عديدة الذرات :

-أيون الأمونيوم هو الأيون الوحيد الموجب.

-الأيون العديد الذرات يعامل معاملة الذرة الواحدة ، فلا يصح تغيير عدد ذراته عند تكوينه مركبً ، بل يوضع في قوس و يكتب الرقم خارجه .

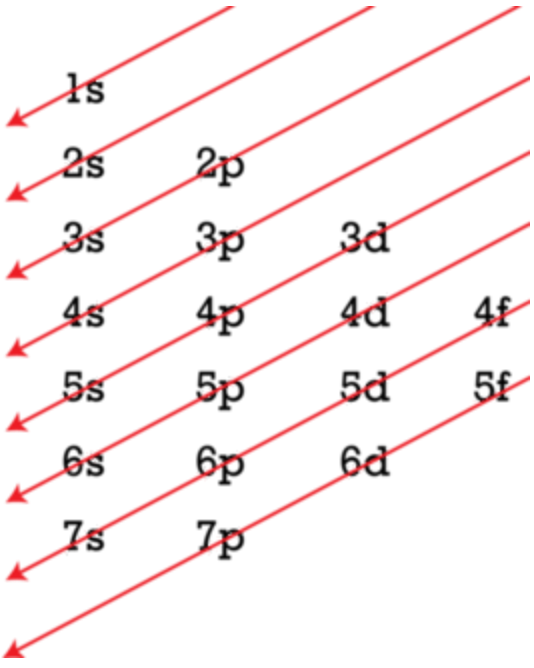
-تسمية أيونات الهالوجينات يكون بهذا الشكل :

*** ذرة أكسجين :** هيبو.....ات
***ذرّتان أكسجين :** .....ايت
*** ثلاث ذرات أكسجين** : .....ات
*** أربع ذرات أكسجين :** بير.....ات

حيث تضع اسم الهالوجين في الفراغ الموجود ، فتحصل على اسم الأيون المطلوب.

-جميعها تحتوي على الأكسجين ما عدا الأمونيوم و السيانيد.

***مخطّط التوزيع الإلكتروني للأفلاك الذريّة:**



-أقصى عدد من الإلكترونات لكل فلك :

S^2 , P^6,d^{10} , f^{14}

* التوزيع الإلكترونيّ :

يجب مراعاة النقاط الآتية في التوزيع الإلكتروني :

-ألّا يقلّ أو يزيد عدد الإلكترونات الموزّعة للذرّة المتعادلة عن عددها الذريّ.

-ألّا يحتوي الفلك الواحد على أكثر من إلكترونين.

- يجب تطبيق قاعدة هوند عند توزيع الإلكترونات التابعة لنفس المستوى الفرعيّ.

- طرق التوزيع الإلكترونيّ :

١) الترميز الإلكتروني : و يكون بملء الأفلاك بالتدرّج من الأقلّ طاقة إلى الأكثر طاقة حسب مخطّط الأفلاك الذريّة.

٢) رسم مربّعات الأفلاك : و ذلك بتمثيل الأفلاك الذريّة على شكل مربّعات ، مع مراعاة قاعدة هوند

٣) ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة):

أ- تحفظ الغازات النبيلة و أعدادها الذرية و في أي دورة يقع الغاز النبيل

ب- نلاحظ العدد الذري للعنصر المطلوب توزيعه الإلكتروني ، و نكتب رمز الغاز النبيل الذي يكون عدده الذري أصغر مباشرة من الغدد الذري لهذا العنصر.

ج- بعد كتابة رمز الغاز النبيل ، نكتب رقم الدورة التي تليه و نبدأ بالمستوى الفرعي S دائمًا ، ثمّ نكمل اتوزيع وفقًا لمبدأ أوفباو.

*استثناءات التوزيع الإلكتروني :

-الفلك النصف ممتلئ : $n\,S^2\,(n-1)\,d^4 \longrightarrow n\,S^1\,(n-1)\,d^5$

-الفلك الممتلئ : $n\,S^2\,(n-1)\,d^9 \longrightarrow n\,S^1\,(n-1)\,d^{10}$

*طريقة التمثيل النقطي للإلكترونات(تمثيل لويس):

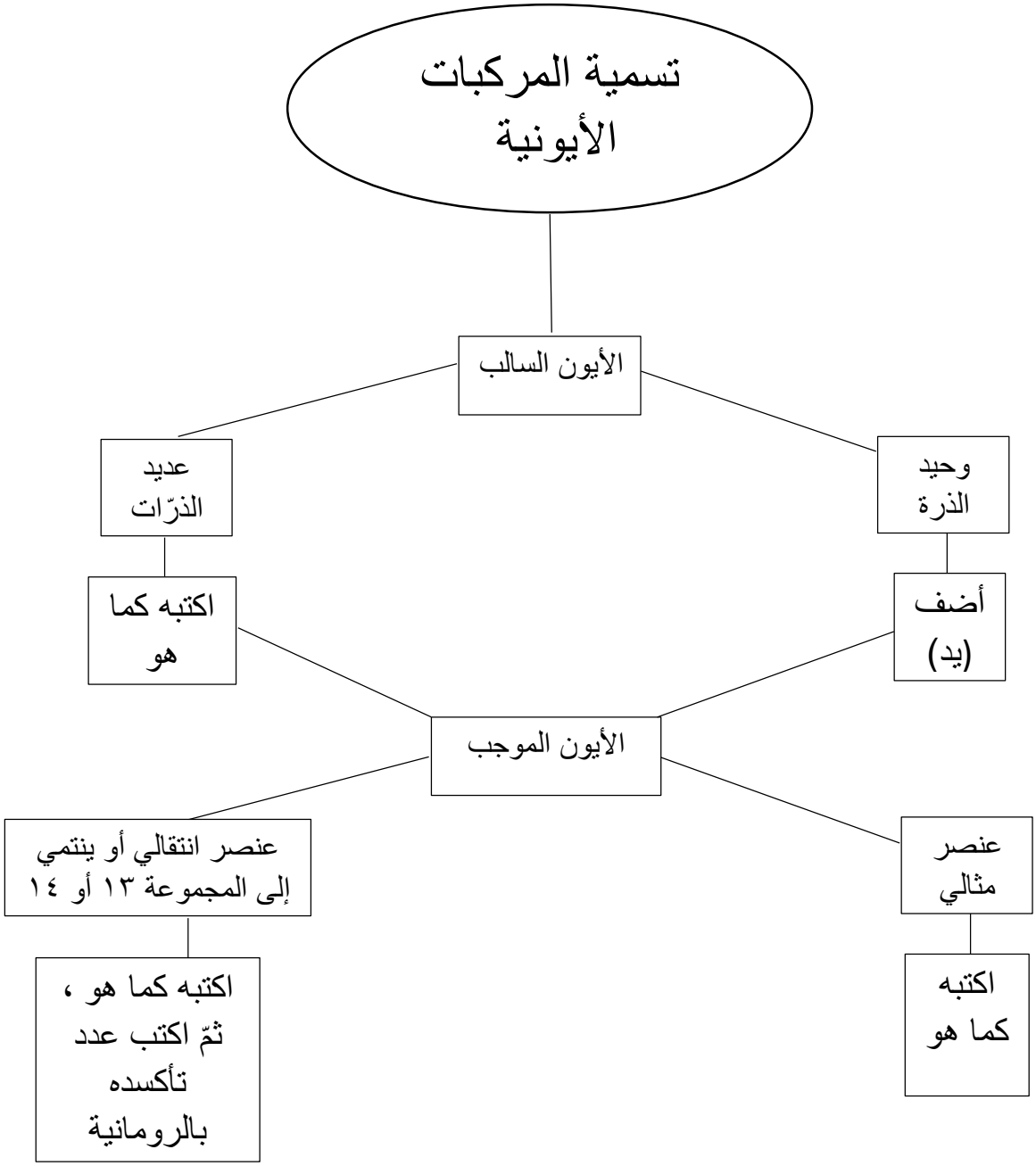
١- نكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر

٢-نحدّد المدار الأخير و عدد إلكتروناته

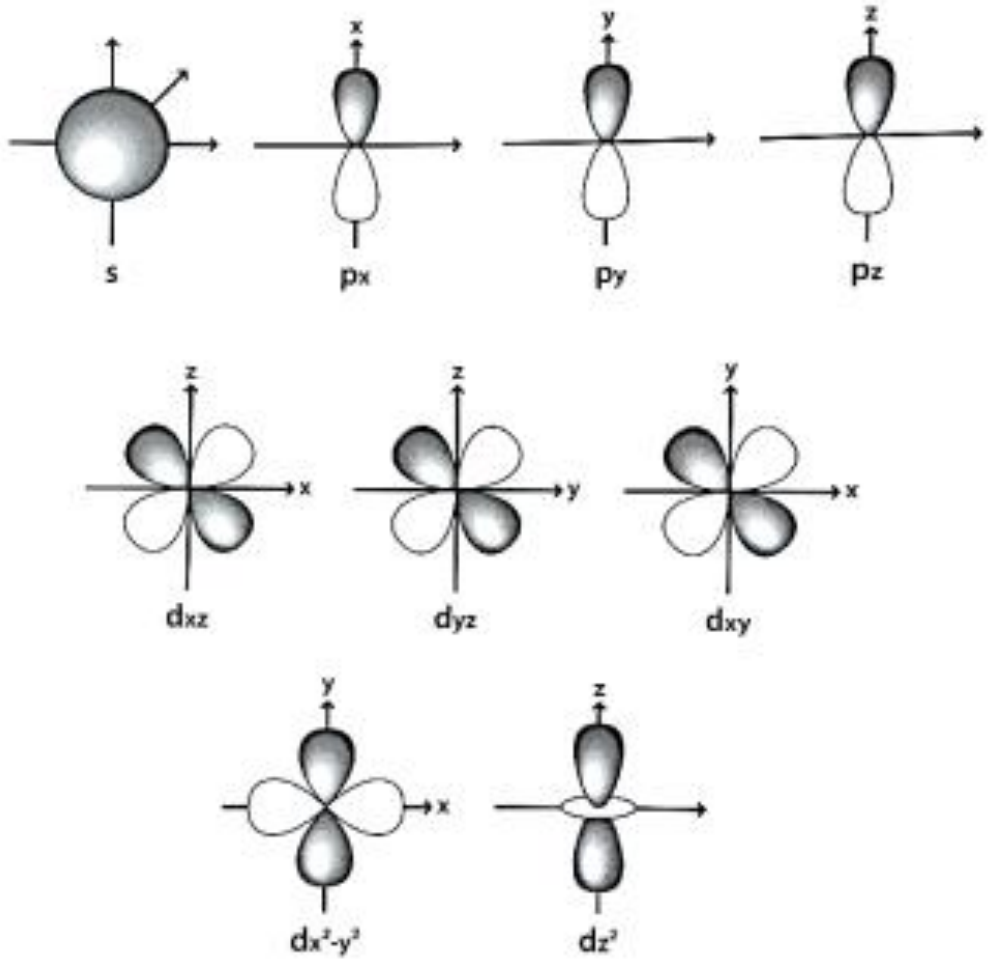
٣- نكتب رمز العنصر و نضع عدد إلكتروناته على هيئة نقط ، بحيث توضع نقطة واحدة كل مرة على الرمز حتى تستعمل النقاط جميعها.

الخاصيّة	العوامل المعتمدة عليها
الحجم الذريّ	١) عدد الكمّ الرئيس (علاقة طردية) : فكلّما زاد عدد المدارات ، ازداد الحجم ٢)شحنة النواة الفعّالة (علاقة عكسية) : فكلّما زادت شحنة النواة الفعّالة ، قلّ الحجم
طاقة التأيّن	١) امتلاك تركيب غاز نبيل : فإذا كان العنصر أو الأيون يمتلك تركيبًا مماثلًا لتركيب الغاز النبيل ، فإنّ له طاقة تأين أعلى. ٢)عدد الكمّ الرئيس (علاقة عكسية): فكلّما زاد عدد المدار ، قلّت طاقة التأيّن. ٣)شحنة النواة الفعّالة (علاقة طرديّة) : فكلّما زادت شحنة النواة الفعّالة ، ازدادت طاقة التأيّن
الكهروسالبية	١) عدد الكمّ الرئيس (علاقة عكسية) : فكلّما زاد عدد المدارات ، قلّت الكهروسالبية ٢)شحنة النواة الفعّالة (علاقة طردية) : فكلّما زادت شحنة النواة الفعّالة ، ازدادت الكهروسالبية

اسم الغاز النبيل	رمزه	الدورة
الهيليوم	$_{2}He$	1
النيون	$_{10}Ne$	2
الأرجون	$_{18}Ar$	3
الكريبتون	$_{36}Kr$	4
الزينون	$_{54}Xe$	5
الرادون	$_{86}Rn$	6


تسمية المركبات الأيونية
الأيون السالب
عديد الذرّات
وحيد الذرة
اكتبه كما هو
أضف (يد)
الأيون الموجب
عنصر انتقالي أو ينتمي إلى المجموعة ١٣ أو ١٤
عنصر مثالي
اكتبه كما هو ، ثمّ اكتب عدد تأكسده بالرومانية
اكتبه كما هو

*الأفلاك الذريّة:



٥) القوانين:

***شحنة النواة الفعّالة** = العدد الذري(مع مراعاة زيادته و نقصانه في الأيون) – عدد الإلكترونات الداخليّة.

- نصف قطر المستوى :

$$r_n = n^2\, r_1$$

-طاقة المستوى :

$$E_n = n^2\, E_1$$

-عدد الأفلاك الكليّ في المستوى:

$$n^2$$

-عدد الإلكترونات الكليّ في المستوى :

$$2n^2$$

١)عرّف ما يلي:

المصطلح	التعريف
نموذج السحابة الإلكترونية	جميع ذرات الفلزّ الصلب تتشارك في إلكترونات التكافؤ مكونة سحابة من الإلكترونات.
الإلكترونات الحرة	الإلكترونات التي تكوّن الرابطة الفلزّيّة، و تكون حرّة الحركة من ذرة إلى أخرى في الفلزّ، و لا تكون منجذبة نحو ذرة بعينها.
الرابطة الفلزّية	قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة في الفلزّ و الإلكترونات حرة الحركة.
السبيكة	مخلوط من عدة عناصر لها خواص فلزّية.
الرابطة التساهمية	الرابطة التي تنتج من التشارك بإلكترونات التكافؤ.
الجزيء	أصغر جزء في المركب التساهمي و يحمل صفاته.
تركيب لويس	نموذج يتم فيه تمثيل إلكترونات التكافؤ فقط على شكل نقاط أو خطوط للإلكترونات المرتبطة.
الرابطة التساهمية الأحادية	تتكون من تشارك زوج واحد من الإلكترونات لتكوين الرابطة.
الرابطة التساهمية المتعددة	تتكون من تشارك زوجين من الإلكترونات أو أكثر لتكوين الرابطة.
رابطة سيجما (σ)	الرابطة التساهمية الأحادية الناتجة عن اشتراك زوج من الإلكترونات نتيجة التداخل المباشر لأفلاك الذرات
رابطة باي (π)	الرابطة المتكونة من تداخل الأفلاك المتوازية بهدف التشارك بالإلكترونات.
طول الرابطة	المسافة بين الأنوية المتجاورة عند أكبر قوة تجاذب.
طاقة تفكك الرابطة	الطاقة اللازمة لتفكيك رابطة تساهمية معينة.
التفاعل الطارد للحرارة	التفاعل الكيميائي الذي يرافقه انبعاث طاقة أكبر من الطاقة اللازمة لكسر الروابط في جزيئات المواد المتفاعلة (ينتج طاقة).
التفاعل الماص للحرارة	التفاعل الكيميائي الذي يحتاج إلى كمية من الطاقة لكسر الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة أكبر من الطاقة المنبعثة عندما تتكوّن روابط جديدة في جزيئات المواد الناتجة (يستهلك طاقة).
الحمض الأكسجيني	حمض يتكون من أيون أكسجيني و الهيدروجين.
الحمض الثنائي	حمض يتكون من أيون لا أكسجيني و الهيدروجين.
الصيغة البنائية	النموذج الجزيئي الذي يستخدم الرموز و الروابط لتوضيح المواقع النسبية للذرات.

الرنين	حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال لرسم أكثر من تركيب لويس لشكل جزيء أو أيون.
الرابطة التساهمية التناسقية	نوع من الروابط التساهمية التي تقدم فيها إحدى الذرات زوج الإلكترونات المشتركة لذرة أخرى أو أيون للوصول لحالة الاستقرار.
قاعدة الثمانية الممتدة	تحدث عندما يكون في الذرّة أكثر من ٨ إلكترونات تكافؤ.
(VSEPR) نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ	نموذج يعتمد على تركيب الإلكترونات المرتبطة و الغير مرتبطة حول الذرّة المركزية.
زاوية الرابطة	الزاوية بين ذرتين جانبيتين و ذرة مركزية.
التهجين	الطريقة التي يتم فيها خلط الأفلاك الذرية لتكوين أفلاك جديدة مهجنة و متماثلة.
الأفلاك المهجنة	الأفلاك المتكونة من خلط أفلاك ذرية متعددة.
الميل الإلكتروني	مقياس لقابلية الذرّة على استقبال الإلكترون.
الرابطة التساهمية الغير قطبية (النقيّة)	الرابطة التي تنشأ بين ذرتين بحيث تكون الإلكترونات موزعة بالتساوي بينهما (الشحنة الخارجية للذرات الفرعية متشابهة).
الرابطة التساهمية القطبية	الرابطة التي تنشأ عندما لا تكون المشاركة بالإلكترونات متساوية (الشحنة الخارجية لا تكون متشابهة).
قوى التشتت	القوى الضعيفة بين الجزيئات الغير القطبية.
قوى ثنائية القطب	القوى بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئات القطبية.
الرابطة الهيدروجينية	الرابطة التساهمية المتكونة من اتحاد الهيدروجين مع الأكسجين أو النيتروجين أو الفلور.
المواد الصلبة التساهمية الشبكية	المواد الصلبة التي ترتبط بشبكة من الروابط التساهمية.
النسب المئوية للمكونات	النسب المئوية لكل عنصر في المركب.
الصيغة الأولية	الصيغة التي تبين أصغر نسبة مولات بين أعداد الذرات النسبية في المركب.
الصيغة الجزيئية	الصيغة التي تبين العدد الفعلي لكل عنصر في المركب.
الحسابات الكيميائية	دراسة العلاقات الكميّة بين كميات المود المتفاعلة و الناتجة في التفاعل الكيميائي.

قانون بقاء الكتلة	الكتلة لعناصر الذرات المتفاعلة تساوي الكتلة للعناصر نفسها الناتجة في المركبات و العكس (الكتلة في الذرات لا تستفنى ولا تستحدث).
النسبة المولية	نسبة عدد المولات بين أي مادتين في المعادلة الكيميائية الموزونة.

٢)علل ما يلي:

١-يتغير شكل الصوديوم عند التأثير عليه بقوة خارجية، بينما يتفتت كلوريد الصوديوم عند طرقه بالقوة نفسها.

لأن الصوديوم فلزّ صلب، أما كلوريد الصوديوم مادة صلبة أيونية فيفتت عند التأثير عليه بقوة خارجية فتقابل الشحنات المتشابهة بعضها البعض فتتنافر.

٢-يستخدم الزئبق في صناعة أجهزة قياس الضغط الجوي

لأن الزئبق سائل في درجة حرارة الغرفة

٣- يستخدم التنسجتن في فتيل المصباح الكهربائي.

لأن درجة حرارة انصهاره عالية.

٤-تتميّز الفلزّات بالخواص التالية:

أ-درجة الغليان مرتفعة جدًا مقارنةً بالانصهار.

ارتفاع درجة الغليان	انخفاض درجة الانصهار
لأنه يجب فصل الذرات عن مجموعة الأيونات الموجبة و الإلكترونات الحرة ممّا يتطلّب طاقة كبيرة	لأن الأيونات الموجبة و الإلكترونات الحرة ليست بحاجة إلى طاقة كبيرة جدًّا لجعلها تتحرك فوق بعضها البعض

ب-قابلية الطرق و السحب.

لأن أيوناتها الموجبة ترتبط بالإلكترونات المحيطة بها بصورة قوية ولا يمكن فصلها بسهولة عن الفلزّ.

ج-توصيل الحرارة و الكهرباء.

الحرارة:لأن الإلكترونات الحرة تنقل الحرارة بسرعة.

الكهرباء:لأن الإلكترونات الحرة تتحرك بسهولة بوصفها جزءًا من التيار الكهربائي عند حدوث فرق جهد الفلزّ.

٤-البريق و اللمعان.

تتفاعل الإلكترونات الحرة مع الضوء من خلال امتصاصه و إطلاق الفوتونات مما ينتج عنه البريق و اللمعان.

٥-تكون الروابط الفلزّية في العناصر الانتقالية أقوى من الفلزّات القلوية.

لأن الفلزّات القلوية تفقد إلكترونا واحدا، بينما العناصر الانتقالية تفقد إلكترونين من الفلك s و

عدة إلكترونات من d ، فالعلاقة بين عدد الإلكترونات المفقودة و قوة الرابطة الفلزّية طردية

٦-الرابطة الأحادية للفلور F_2 أضعف من الرابطة الثنائية للأكسجين O_2

لأن الفلور يشارك بإلكترون واحد، والأكسجين بإلكترونين فكلما زادت عدد الإلكترونات المتشاركة قصرت الرابطة و ازدادت القوة.

٧-تكون قيمة زاوية الرابطة بين الأفلاك المهجنة في جزيء الماء ١٠٤,٥° بينما في جزيء النشادر ١٠٧,٣°.

لأن الماء جزيء قطبي يحتوي على زوجين حرين (غير مرتبطين) فيدفع الأفلاك المرتبطة نحو بعضها البعض ، بينما في النشادر يوجد زوج واحد حر فقط فتقل قوة الدفع.

٨-ينحني مجرى الماء من الصنبور عندما يقترب منه بالون مشحون بالكهرباء الساكنة.

لأن الماء جزيء قطبي، يتأثر بالمجال الكهربائي.

٩-لا يمكن إزالة بقع الزيت عن الأقمشة باستخدام الماء فقط.

لأن الزيت جزيء غير قطبي، و الماء جزيء قطبي ، و الجزيء الغير قطبي لا يذوب في القطبي.

١٠-يعد الCF_4 جزيئًا غير قطبي مع أنه يحتوي على روابط قطبية.

لأن الشحنات الكهربائية فيه موزّعة بانتظام.

١١-تأثر جزيئات الماء بالمجال الكهربائي الناتج عن البالون المشحون و انتظامها داخله.

لأن الماء قطبي فيتأثر بالمجال الكهربائي.

١٢-الملح ينصهر عند درجات عالية مقارنة بالسكر.

لأن الملح مركب أيوني تكون فيه القوى الداخلية التي تربط الجزيئات قوية جدًا مقارنة بالسكر الذي هو مركب تساهمي (المركب الأيوني أقوى من المركب التساهمي).

١٣- درجة حرارة انصهار المركبات التساهمية أقل من المركبات الأيونية.

بسبب قوة التجاذب الكبيرة بين الأيونات الموجبة و السالبة في المركب الأيوني ، بينما ضعف قوة الترابط في المركّبات التساهمية

١٤-يمتلك الألماس درجة انصهار عالية جًدا.

لأنه يرتبط فيه كل ذرة كربون بأربع ذرات كربون أخرى ، وهذا الترتيب الرباعي الأوجه المنتظم يشكل نظاما بلوريا شديد الترابط له درجة انصهار عالية.

١٥-تكون الكثير من المركبات التساهمية لينة في الحالة الصلبة.

لأن القوى الداخلية التي تربط الجزيئات ضعيفة.

١٦-تتخذ المواد الصلبة الشبكية أدوات للقطع.

لأنها شديدة الصلابة حيث ترتبط ذراتها بالعديد من الروابط التساهمية.

١٧-يمكن استعمال الكتلة المولية بوصفها معامل تحويل.

لأنها هي كتلة المول الواحد من مركب و يمكن استعمالها لتحويل مولات المركب إلى كتلته و العكس.

١٨- تختلف الكتلة المولية من مادة إلى أخرى.

نتيجة لاختلاف العناصر المكونة لكل مادة.

٣) عدد لكل مما يلي:

***خواص الفلزّات:**

١-درجات الغليان مرتفعة جدًا

٢-قابلية الطرق و السحب.

٣-توصيل الحرارة و الكهرباء.

٤-درجة الانصهار منخفضة بالنسبة لدرجة الغليان.

٥-توصيل الكهرباء و الحرارة.

٦-الصلابة و القوة

*** قائمة الأفلاك التي تكون رابطة σ في المركبات التساهمية:**

١- فلك S+S

٢-فلك P+P

٣-فلك S+P

***خواص المركبات التساهمية في الحالة الصلبة:**

١-درجات انصهارها و غليانها منخفضة.

٢-القوى الداخلية التي تربط الجزيئات ضعيفة.

***خواص المواد الصلبة التساهمية الشبكية:**

١-ترتبط ذراتها بالعديد من الروابط التساهمية.

٢-هشة و غير موصلة للحرارة و الكهرباء.

٣-شديدة الصلابة.

***طرق تمثيل الجزيء:**

١-تركيب لويس.

٢-نموذج ملء الفراغ الجزيئي.

٣-نموذج لويس(الكرة-العصا).

٤-الصيغة الجزيئية.

٥-الصيغة البنائية.

***أنواع الرابطة التساهمية:**

١-قوة التشتت (قوى فاندرفال/القوى القطبية المولّدة).

٢-قوة ثنائية القطب.

٣-الرابطة الهيدروجينية(و تتكون من ذرة هيدروجين تتحد مع أحد العناصر التالية(N,O,F).

(ترتب من الأضعف إلى الأقوى)

***أنواع الأحماض:**

١-حمض ثنائي.

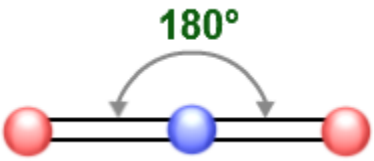
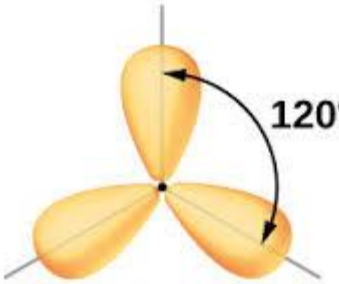
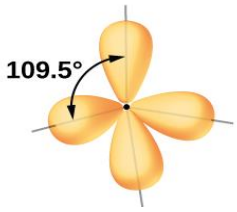
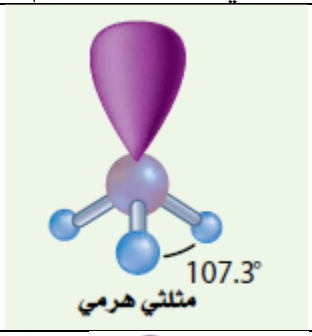
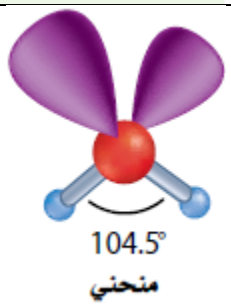
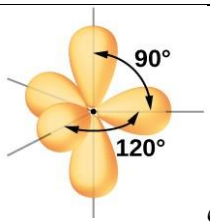
٢-حمض أكسجيني.

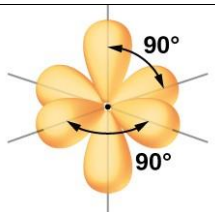
٤) الأشكال التوضيحية/طرق التمثيل و التوزيع:

صيغة المركب	الاسم الشائع	الاسم العلمي
H_2O	الماء	أكسيد ثنائي الهيدروجين
NH_3	الأمونيا/النشادر	ثالث هيدريد النيتروجين
N_2H_4	الهيدرازين	رابع هيدريد ثنائي النيتروجين
NO	أكسيد النيتريك	أكسيد النيتروجين
CH_4	الميثان	رابع هيدريد الكربون
N_2O	الغاز المضحك	أكسيد ثنائي النيتروجين
HCl	حمض الميوريتيك	حمض الهيدروكلوريك
PH_3	الفوسفين	ثالث هيدريد الفوسفور

***الحالات التي تجعل الجزيء لا يحقّق قاعدة الثمانية:**

الحالة	أمثلة
إلكترونات التكافؤ الفردية	NO_2 , NO , ClO_2
حالات الاستقرار بأقل من ٨ إلكترونات/ الرابطة التساهمية التناسقية	المركبات التساهمية المحتوية على أحد العناصر التالية: Al , Be , B
قاعدة الثمانية الممتدة	PCl_5 , XeF_4

الشكل العام	نوع التهجين	شكل لويس
AX_2	SP^1	 خطي
AX_3	SP^2	 مثلث متسوِ
AX_4	SP^3	 رباعي الأوجه منتظم
AX_3E	SP^3	
AX_2E_2	SP^3	
AX_5	SP^3d	 ثنائي الهرم مثلثي (سداسي الأوجه)

AX_6	SP^3d^2	 ثماني الأوجه منتظم

A : الذرّة المركزيّة

x: الذرّة الطرفيّة

E: الإلكترونات الحرّة

***العلاقة بين فرق الكهروسالبية و نوع الرابطة:**

فرق الكهروسالبية	نوع الرابطة
>1.7	أيونية غالبًا
0.4-1.7	تساهمية قطبية
<0.4	تساهمية غالبًا
0	تساهمية غير قطبية (نقية)

*** طريقة رسم شكل لويس للجزيء أو الأيون :**

١) احسب عدد إلكترونات التكافؤ الكلية ، مع مراعاة زيادة أونقصان إلكترون حسب شحنة الأيون

٢) حساب عدد الأزواج الكلية ، و ذلك بقسمة عدد إلكترونات التكافؤ على ٢ .

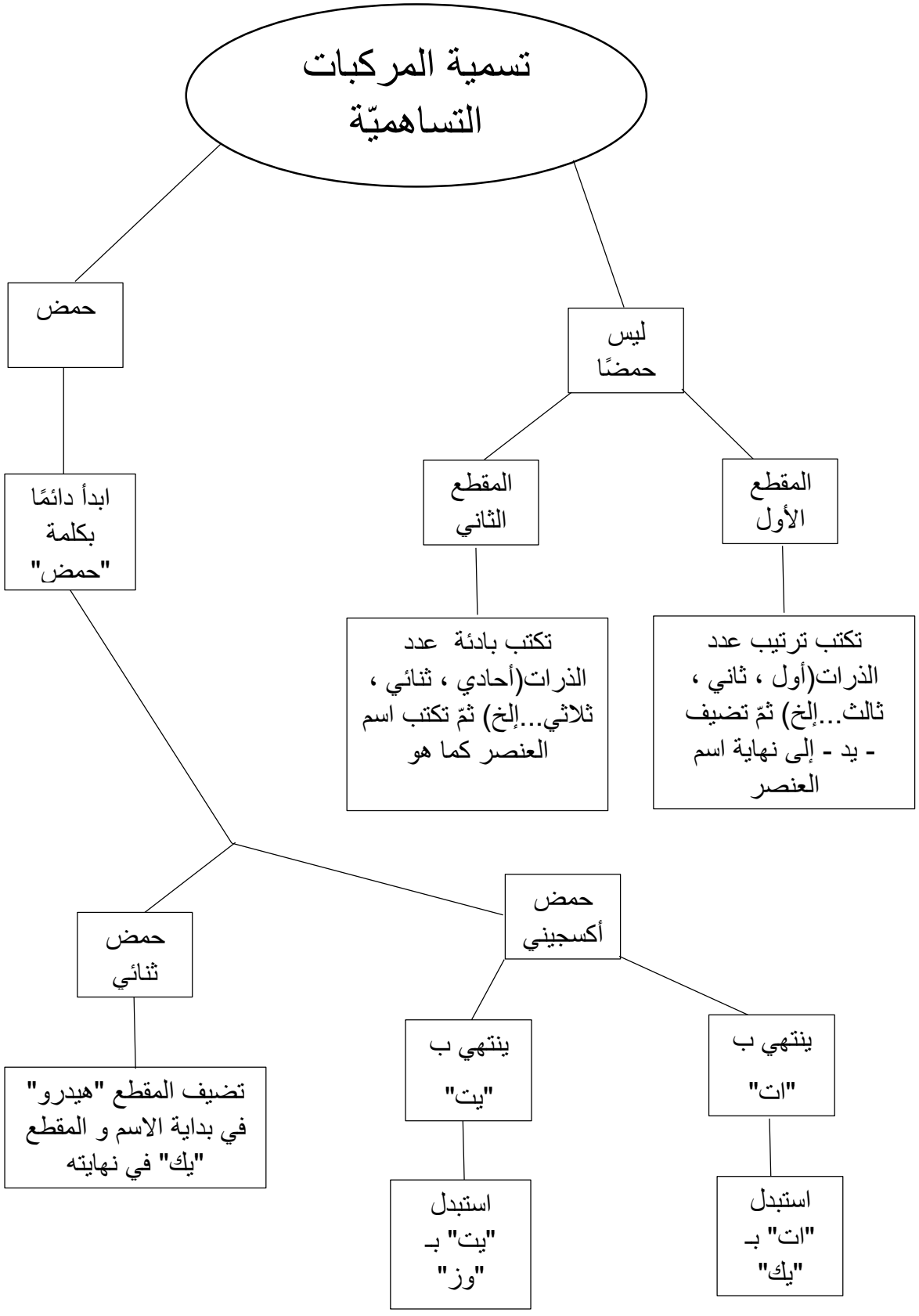
٣) رسم الجزيء بحيث تكون الذرة التي على اليسار هي المركزية ، ما عدا الهيدروجين ، فإنّها دائمًا طرفيّة.

٤) وصل كل ذرّة طرفية بالمركزيّة بزوج واحد من الإلكترونات.

٥) توزيع باقي الأزواج على الذرّات الطرفيّة -ما عدا الهيدروجين- ثمّ على المركزيّة

٦)مراعاة تحقيق الذرّة المركزية لقاعدة الثمانية ، إلّا إذا كانت تشذّ عنها.

٧) في حالة رسم الأيون ، عليك بوضع قوسين كبيرين عليه ، و تكتب فوقهما شحنة الأيون.


تسمية المركبات التساهميّة
حمض
ليس حمضًا
ابدأ دائمًا بكلمة "حمض"
المقطع الثاني
المقطع الأول
تكتب بادئة عدد الذرات(أحادي ، ثنائي ، ثلاثي...إلخ) ثمّ تكتب اسم العنصر كما هو
تكتب ترتيب عدد الذرات(أول ، ثاني ، ثالث...إلخ) ثمّ تضيف - يد - إلى نهاية اسم العنصر
حمض أكسجيني
حمض ثنائي
ينتهي ب "يت"
ينتهي ب "ات"
تضيف المقطع "هيدرو" في بداية الاسم و المقطع "يك" في نهايته
استبدل "يت" بـ "وز"
استبدل "ات" بـ "يك"

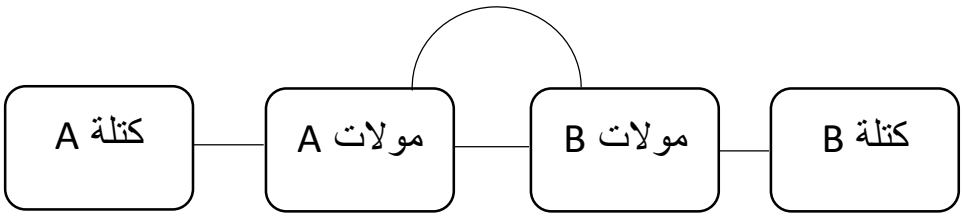
٥) القوانين :

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة الموليّة}} = \frac{\text{عدد الجسيمات}}{\text{عدد أفوجادرو}}$$

$$\text{النسبة المئوية للعنصر} = \frac{\text{عدد ذراته} * \text{الكتلة المولية للعنصر} * 100}{\text{الكتلة المولية للمركب}}$$

***التحويل بين كتل و مولات مادتين :**

$$\text{النسبة الموليّة} = \frac{\text{مولات } \boldsymbol{B}}{\text{مولات } \boldsymbol{A}}$$



***كيفية حساب الصيغة الأولية :**

١)احسب مولات كل عنصر .

٢)ضع مولات العناصر على شكل نسبة.

٢)اقسم على أصغر معامل و اضرب -إن لزم الأمر- حتى تحصل على أعداد صحيحة.

***كيفية حساب الصيغة الجزيئية :**

١)احسب الصيغة الأولية.

٢) احسب عدد مرات التكرار : عددمرات التكرار=$\frac{\text{الكتلة المولية المعطاة}}{\text{كتلة الصيغة الأولية}}$

٣)اضرب الصيغة الأولية في عدد مرات التكرار