



مدرسة ابن تيمية الثانوية للبنين
Ibn Taymeya Secondary school for Boys

مدرسة ابن تيمية الثانوية للبنين

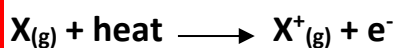
قسم الكيمياء

مراجعة 12 علمي

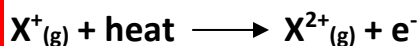
المراجعة النهائية

الفصل الدراسي الأول (2021-2022)

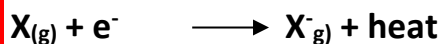
اولاً: معادلات المنهج:



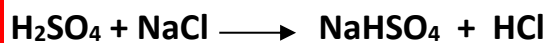
طاقة التاين الأولى (ماص للحرارة)



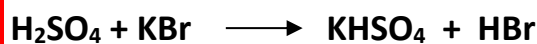
طاقة التاين الثانية (ماص للحرارة)



الميل الالكتروني (طارد للحرارة)



تحضير غاز كلوريد الهيدروجين



تحضير غاز بروميد الهيدروجين



راسب ابيض من كلوريد الفضة



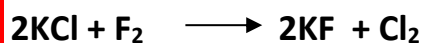
راسب ابيض كريمي من بروميد الفضة



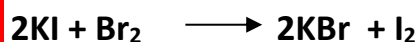
راسب اصفر فاتح من يوديد الفضة



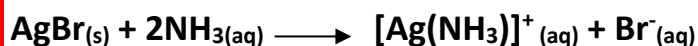
تفاعلات الازاحة في الهالوجينات



تفاعلات الازاحة في الهالوجينات



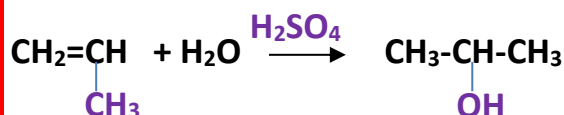
تفاعلات الازاحة في الهالوجينات



ذوبان بروميد الفضة في محلول الامونيا المركز

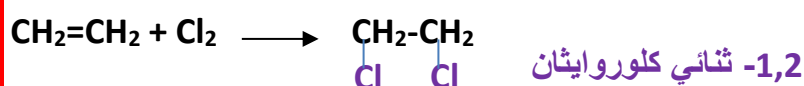


ذوبان كلوريد الفضة في محلول الامونيا

معادلات الإضافة الالكتروفيلية:

إضافة الماء المحمض الى البروبيلين

كحول ايزوبروبيل (2-بروبانول)



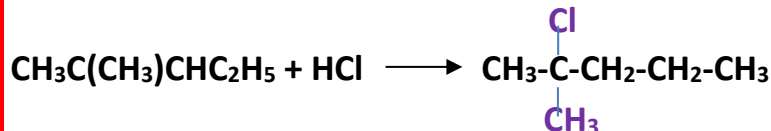
إضافة الكلور الى الايثيلين

1,2-ثنائي كلوروايثان

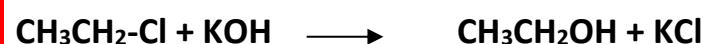
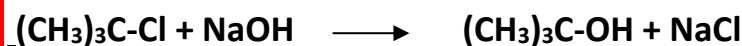
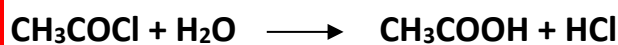


ماركوفنيكوف-إضافة بروميد الهيدروجين الى البروبين

2-بروموبروبان



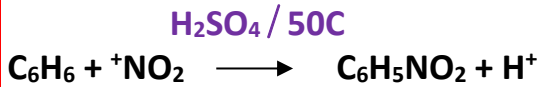
2-كلورو-2-ميثيل بنتان

معادلات الاستبدال النيوكليوفيلي للهالوكان:معادلات الإستبدال النيوكليوفيلي لمركبات الكربونيل:

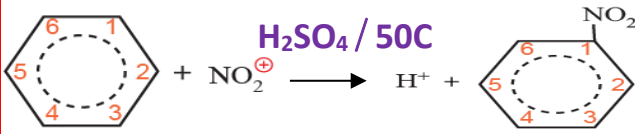
التحلل المائي لكلوريد الايثانويل

كلوريد الايثانويل + حمض الايثانويك

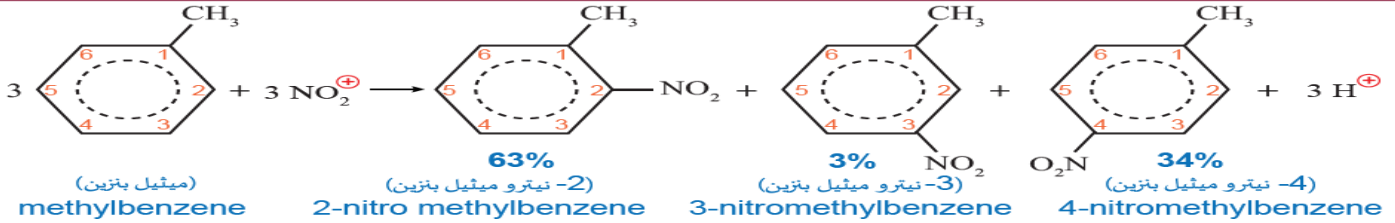
معادلات الإستبدال الالكتروفيلي في الاريينات:



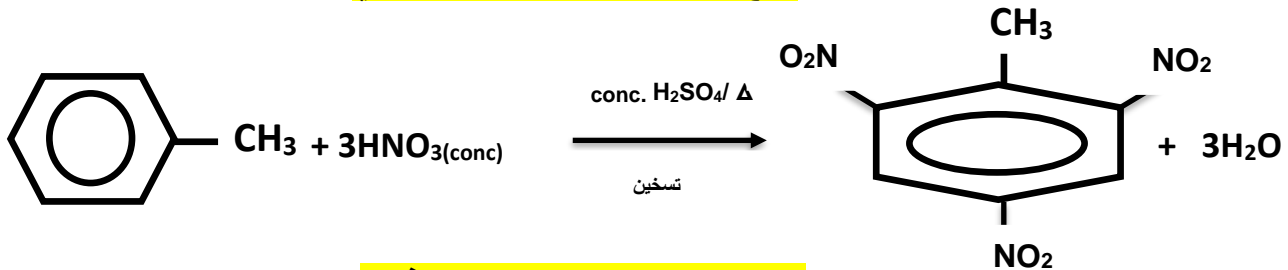
نيترة البنزين



نيترة التولوين نوع التفاعل: استبدال الكتروفيلي

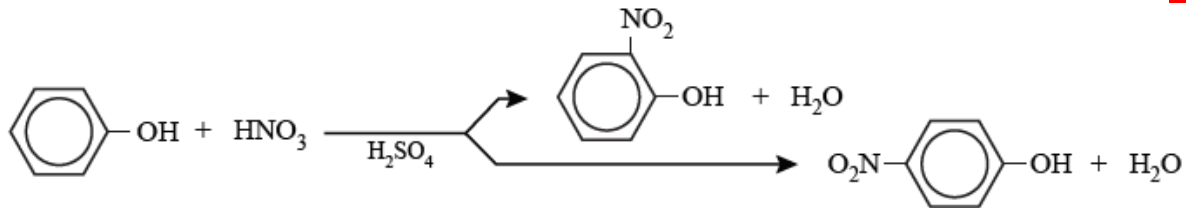


نيترة التولوين في درجات الحرارة المرتفعة: نوع التفاعل: استبدال الكتروفيلي



نوع التفاعل: استبدال الكتروفيلي

نيترة الفينول

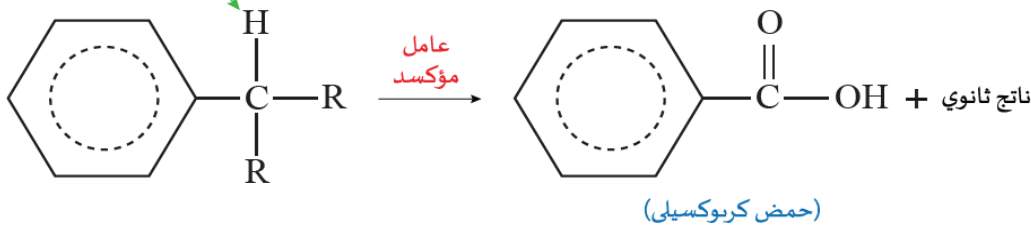


(هيدروجين بنزيلي)

R = مجموعة ألكيل، أو ذرة هيدروجين

أكسدة الكيالات البنزين:

نوع التفاعل: أكسدة



شروط اكسدة الكيالات

البنزين: وجود هيدروجين

بنزيلي على ذرة الكربون

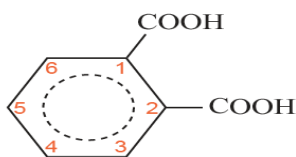
المجاورة للحلقة

الأروماتية.

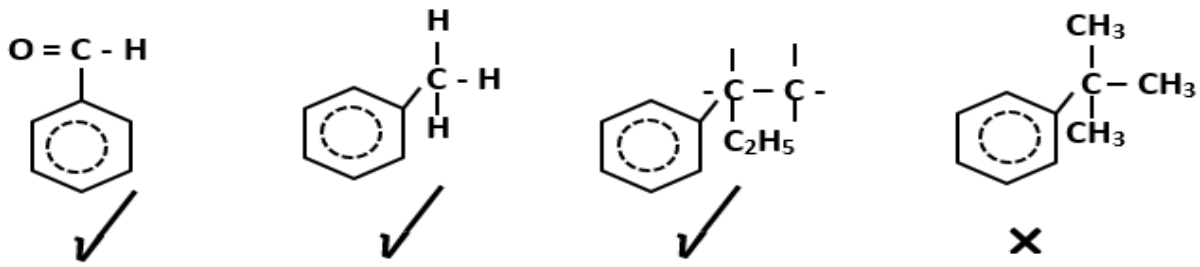
- في حالة عدم وجود هيدروجين بنزيلي؛ فلن تحدث عملية الأكسدة.

- عند وجود مجموعتي الكيل على حلقة البنزين، فسوف تتأكسد المجموعتان الى مجموعتي كربوكسيل.

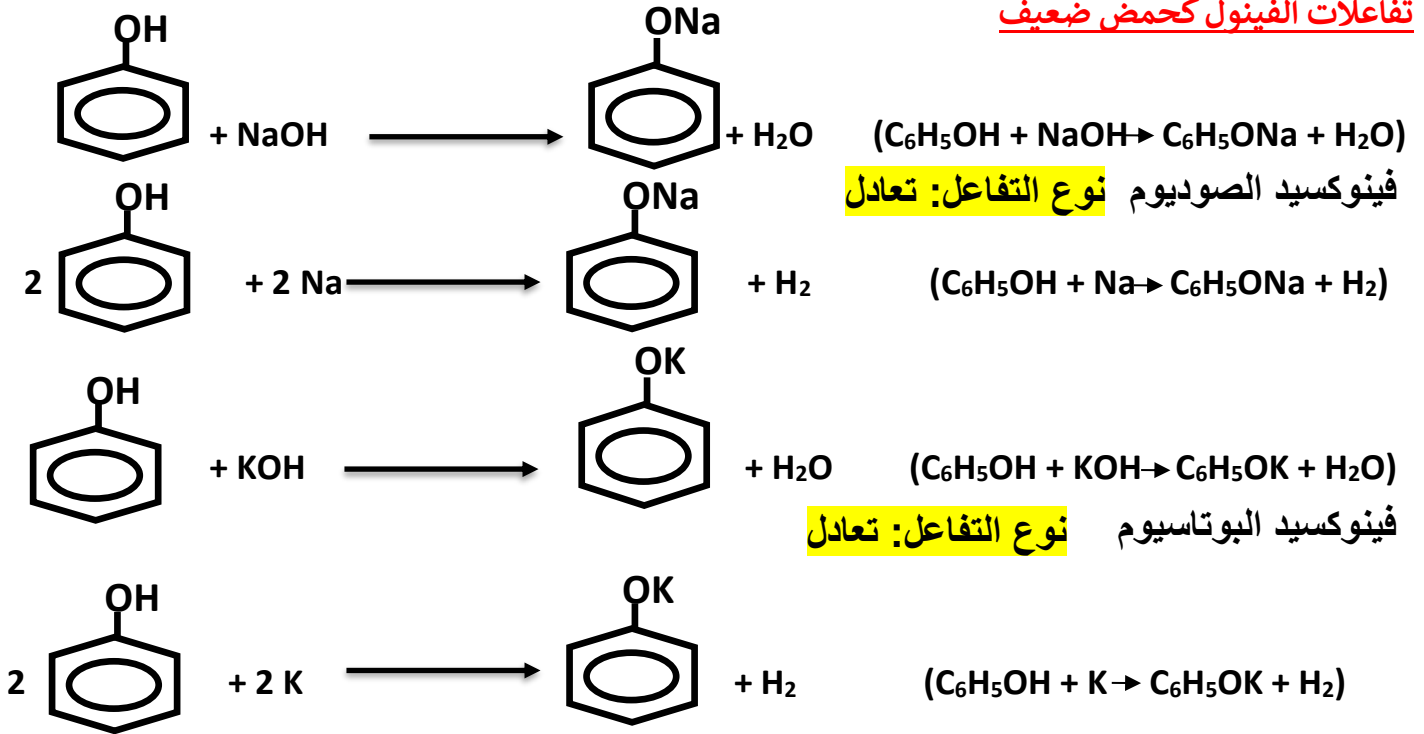
- عند وجود مجموعات أخرى مرتبطة بحلقة البنزين؛ مثل مجموعة النيترو (NO₂)، فلن تتأثر هذه المجموعات بعملية الأكسدة.



مثال: ارسم التركيب البنائي للمركب الناتج من أكسدة 1-ايثيل-2-ميثيل بنزين.



تفاعلات الفينول كحمض ضعيف

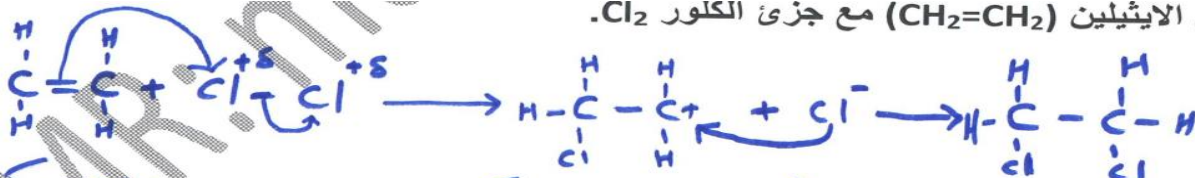


ثانياً: الميكانيكيات:

1- الإضافة الالكتروفيلية في الالكين (C=C)

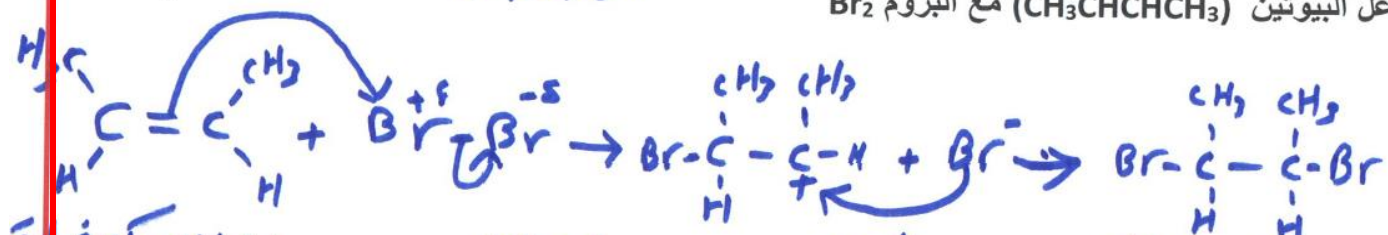
أ- الإضافة الى الكين متماثل: نرتى كربون الرابطة الثنائية تحملان نفس عدد ذرات الهيدروجين

(1) تفاعل الايثيلين (CH₂=CH₂) مع جزئ الكلور Cl₂.



الحالة الوسطية: **كاربوكاتيون** الالكتروفيل: Cl⁺ النيوكليوفيل: **الكبرونات** الرابطة باي

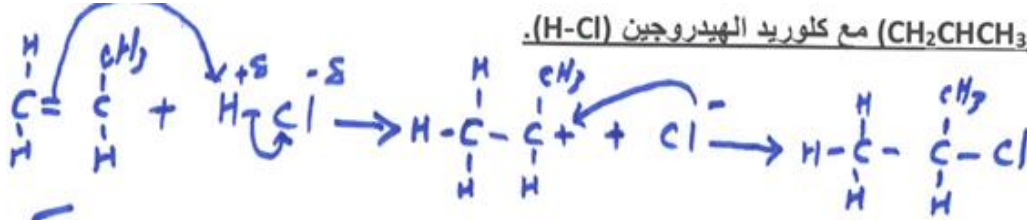
(2) تفاعل البيوتين (CH₃CHCHCH₃) مع البروم Br₂



الحالة الوسطية: **كاربوكاتيون** الالكتروفيل: Br⁺ النيوكليوفيل: (C=C) إضافة إلكتروفيلية

ب- الإضافة الى الكين غير متمائل (قاعدة ماركوفنيكوف): ذرتى كربون الرابطة الثانية تحملان عدداً مختلفاً ذرات الهيدروجين

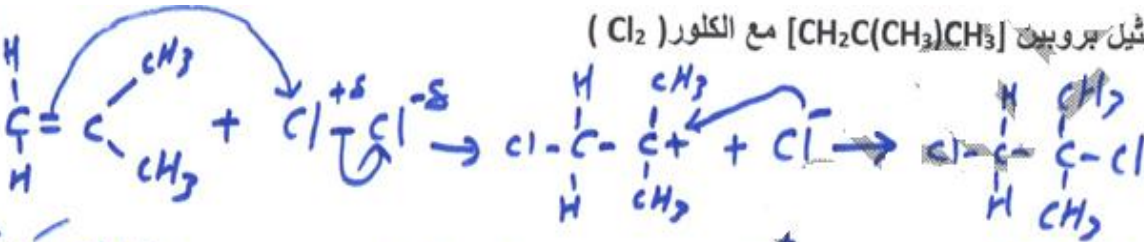
(1) تفاعل البروبين (CH_2CHCH_3) مع كلوريد الهيدروجين ($H-Cl$).



الحالة الوسطية: كاربوكاتيون الالكتروليفيل: H^+ النيوكليوفيل: الكثروانات بامتزاج التفاعل: إضافة الكتروليفيلية ($C=C$)

يتكون 2-كلوروبروبان ولا يتكون 1-كلوروبروبان لان الكاربوكاتيون الثانوي أكثر استقراراً من الكاربوكاتيون الاولى

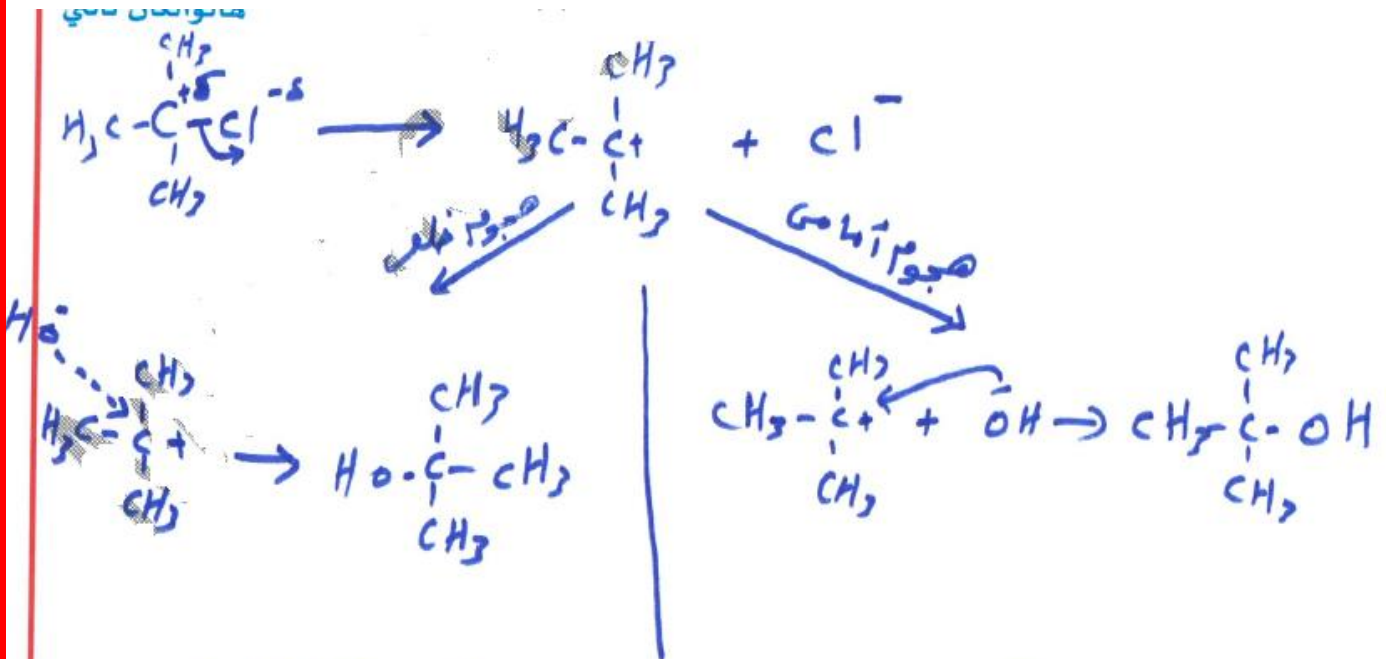
(2) تفاعل 2-مethyl بروبين [$CH_2C(CH_3)CH_3$] مع الكلور (Cl_2)



الحالة الوسطية: كاربوكاتيون الالكتروليفيل: Cl^+ النيوكليوفيل: ($C=C$) نوع التفاعل: إضافة الكتروليفيلية

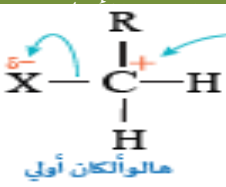
2- الاستبدال النيوكليوفيلي في الهالو الكان ($R-X$)

أ- الاحلال النيوكليوفيلي من النوع S_N1 (يحدث مع الهالو الكان الثالثي بهجوم خلفي او امامي)



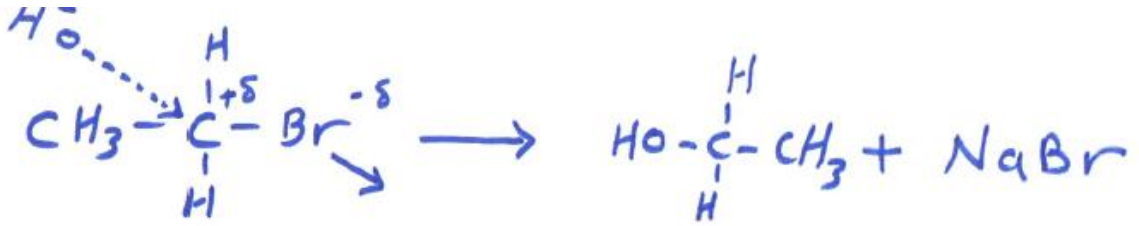
الكاربوكاتيون الالكتروليفيل: الكاربوكاتيون
نوع التفاعل: استبدال نيوكليوفيل S_N1

الحالة الوسطية: كاربوكاتيون
النيوكليوفيل: (OH^-)



ب- الاحلال النيوكليوفيلي من النوع S_N^2 (يحدث مع الهالو ألكان الأولي بهجوم خلفي فقط)

هالو ألكان أولي

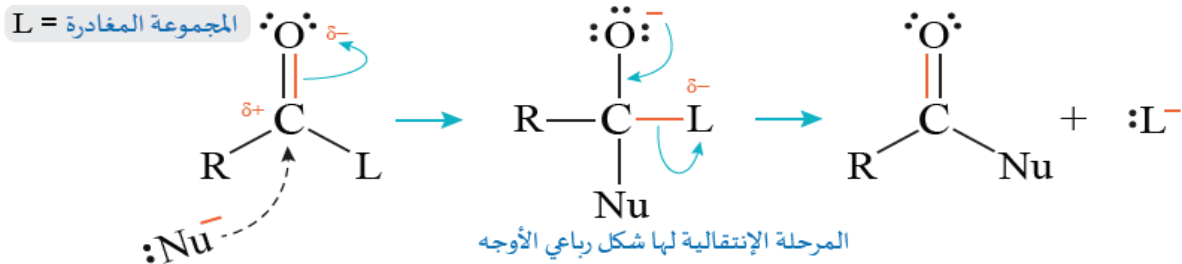


(C-Br) الالكتروليفيل: آكربون، يكتصل بالبروم (C-Br)
نوع التفاعل: استبدال نيوكليوفيلي S_N^2

الحالة الوسطية: لا توجد
النيوكليوفيل: OH^-

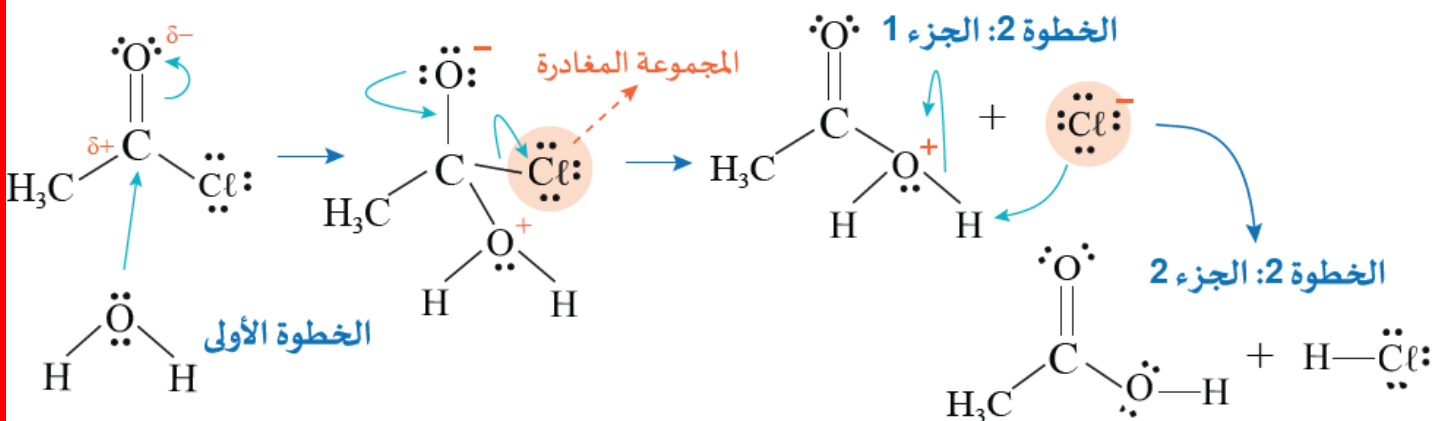
2- الاستبدال النيوكليوفيلي في مركبات الكربونيل (C=O)

أ- الميكانيكية العامة لمركبات الكربونيل:

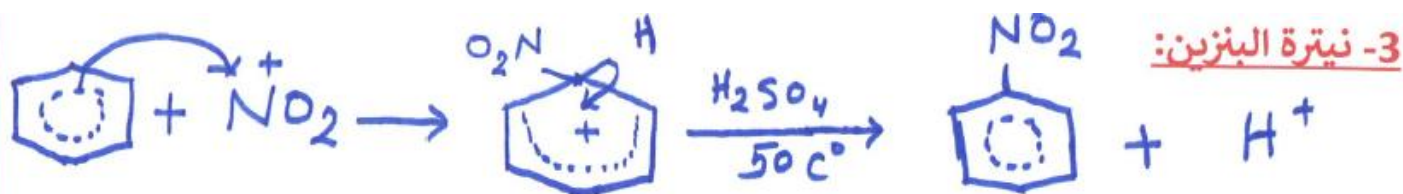


الحالة الوسطية: أنيون حالة انتقالية
النيوكليوفيل: NU (جسيم سالب الشحنة)
الكربون مجموعة الكربونيل: الالكتروليفيل:
نوع التفاعل: استبدال نيوكليوفيلي

ب- التحلل المائي لكلوريد الاسيل RCOCl:



الحالة الوسطية: حالة انتقالية مستقطبة
النيوكليوفيل: الماء H_2O
الكربون مجموعة الكربونيل: الالكتروليفيل:
نوع التفاعل: استبدال نيوكليوفيلي



الحالة الوسطية: مفقد سيجما (أيون الأربينيوم) الالكتروفيل: (NO_2^+) كالميون النيترونهوم
 النيوكليوفيل: حلقة البنزين (الكترونات الرنين) نوع التفاعل: استبدال إلكتروني

ثالثاً: اهم المصطلحات:

المصطلح العلمي	التعريف
طاقة التاين الاولى	الطاقة اللازمة لنزع اقل الالكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة في الحالة الغازية
طاقة التاين الثانية	الطاقة اللازمة لنزع الكترون من ايون احادي موجب في الحالة الغازية
طاقة التاين الثالثة	الطاقة اللازمة لنزع الكترون من ايون ثنائي موجب في الحالة الغازية
الشحنة النووية الفعالة	البروتونات الموجبة في النواة والتي تسبب جذب لالكترونات في مستويات الطاقة
الالكترونات الحاجبة	مستويات الطاقة الممتلئة بالالكترونات بين النواة والكترونات التكافؤ.
التأثيرات الكمية	وجود الالكترون بشكل منفرد او مزدوج في الفلك الذري
الميل الالكتروني	مقدار التغير في الطاقة عندما تكتسب ذرة او ايون الكتروناً وهي في الحالة الغازية
السالبية الكهربية	قدرة الذرة على جذب الكترونات الرابطة الكيميائية
التسامي	تحول المادة من الحالة الصلبة الى الحالة الغازية مباشرة دون المرور بالحالة السائلة.
العامل المؤكسد	المادة التي تكتسب الكترونات في التفاعل الكيميائي، ويقل عدد تاكسدها وتؤكسد مادة أخرى.
العامل المختزل	المادة التي تفقد الكترونات في التفاعل الكيميائي، ويزداد عدد تاكسدها وتختزل مادة أخرى.
الاختزال	عملية اكتساب الكترونات في التفاعل الكيميائي
الأكسدة	عملية فقد الكترونات في التفاعل الكيميائي
الاستقرار الحراري	مدى مقاومة المادة للتفكك بالحرارة
العنصر الانتقالي	العنصر الذي ينتهي توزيعه الالكتروني بالمستوى الفرعي d او f مشغول وليس بمكتمل بالالكترونات في الحالة الذرية أو الأيونية.
قاعدة هوند	تشغل الالكترونات الافلاك الذرية فرادى قبل أن تزدوج- كل الكترون منفرد موجود في فلك ذري يمتلك الغزل نفسه.
مبدأ الكم	تشغل الالكترونات الافلاك الأقل طاقة بحيث تصبح الذرة في حدها الأدنى من الطاقة
الليجندات (المترابكات)	جزيئات او ايونات سالبة ترتبط بشكل مباشر بأيون الفلز المركزي موجب الشحنة.
تفاعل عدم التناسب	التفاعل الذي تتأكسد وتختزل فيه المادة نفسها على حد سواء (أكسدة اختزال ذاتي)
الافلاك الذرية	المناطق التي يحتمل تواجد الالكترون فيها بنسبة 95%
نظرية VSEPR	نموذج لتوقع اشكال الجزيئات وقيم الزوايا باستخدام مفاهيم التداخل وتقليل التنافر.
المجال الالكتروني	مجموعات الالكترونات في المستوى الفرعي الواحد
الافلاك المهجنة	أفلاك جديدة ومنتحلة تنتج من خلط افلاك المستويات الفرعية المختلفة
المتشكلات (الايزومرات)	مركبات لها الصيغة الجزيئية نفسها لكن بترابك بنائية مختلفة.
ذرة الكربون الكيرالية	ذرة كربون لها شكل رباعي الأوجه وترتبط بأربع مجموعات مختلفة
النشاط الضوئي	قدرة مركب على تدوير الضوء المستقطب.
البولارميتر	مقياس الاستقطاب وهو جهاز يستخدم لتحديد النشاط الضوئي للعينة
الالكتروفيل	جسيم موجب الشحنة أو متعادل يستقبل زوج من الالكترونات

النيوكليوفيل	جسيم سالب الشحنة او متعادل يمنح زوج من الالكترونات
الكاربوكاتيون	ايون كربوني موجب الشحنة
قاعدة ماركوفنيكوف	في الإضافة الى الكين غير متماثل، يرتبط الهيدروجين (الالكتروليفيل) بذرة كربون الرابطة الثنائية التي تحمل عدداً أكبر من ذرات الهيدروجين
المجموعة المغادرة	ذرة او أيون او مجموعة ذرية تنفصل عن جزئ وتنتزع معها زوجاً من الالكترونات
التحلل المائي	يقصد به التفاعل مع الماء
الأسيلة	ادخال مجموعة اسيل الى جزئ اخر
الاسترة	إزالة الماء من الحمض الكربوكسيلي والكحول لتكوين الاستر
الارينات (الاروماتية)	جزيئات عضوية تحتوي على حلقة بنزين
معقد سيجما (ايون الارينيوم)	الكاربوكاتيون الناتج عن ارتباط الالكتروليفيل بحلقة البنزين
الرينين	عدم تمركز الكترونات الرابطة الثنائية
نيترة الارينات	تفاعل الارينات مع خليط من حمض النيتريك المركز وحمض الكبريتيك المركز لادخال مجموعة نيترو NO_2 الى الحلقة.
الموقع البنزيني	الموقع المجاور لحلقة البنزين في سلسلة الالكيل
الهيدروجين البنزيني	ذرة هيدروجين مرتبطة بالموقع المجاور لحلقة البنزين

رابعاً: اهم الاستخدامات.

المادة	الاستخدام
السيليكات SiO_4^{2-}	تركيب الرمال والصخور
البلاتين	المجوهرات- المحولات الحفازة-حواف شفرات الحلقات-طلاء فوهات محركات الطائرات
الفلور	معجون الاسنان
الكلور	ملح الطعام NaCl – مبيض للملابس (هيبوكلوريت الصوديوم NaClO)
اليود	يضاف الى ملح الطعام
البولارميتر	تحديد المركبات النشطة ضوئياً – يقيس التغير في زاوية الاستقطاب – يحدد اتجاه دوران الضوء المستقطب مع او عكس عقارب الساعة – قياس تركيز محلول مركب نشط ضوئياً
الاسترات	تدخل في صناعة المنكهات و الادوية والبوليمرات والعطور
البنزين	قديمًا: اعداد القهوة الخالية من الكافيين- المواد المستخدمة بعد الحلاقة وقد تبين انه مسبب لسرطان الدم يضاف الى الوقود لتعزيز تصنيف الاوكتان
السنمالدھيد	رائحة القرفة ونكهتها
DEET	طارد حشرات وبعوض
الايبوروفين الميثامفيتامين	دواء مضاد للالتهابات ومخفف للالم منشط للجهاز العصبي المركزي
الفانيلين	رائحة الفانيليا ونكهتها
TNT	مادة متفجرة
فينوكسيد الصوديوم	مستحضرات التجميل – تطهير البشرة بتثبيط نمو البكتريا

اهم نقاط الوحدة الأولى:

في الدورات من اليسار الى اليمين في الجدول الدوري، تزداد شحنة النواة الموجبة مع ثبات عدد مستويات الطاقة وتزداد قوة الجذب وذلك يؤدي الى ا- نقص نصف القطر ب- زيادة طاقة التأين وزيادة السالبة الكهربائية وزيادة القيمة السالبة للميل الالكتروني.

في المجموعات من اعلى الى اسفل: تزداد عدد مستويات الطاقة ويزداد تأثير الحجب فيقل جذب النواه لالكترونات التكافؤ وذلك يؤدي الى أ- زيادة نصف القطر ب- نقص طاقة التأين والسالبية الكهربائية.

-تعتمد طاقة التأين على 1- نصف القطر 2- الشحنة النووية الفعالة 3- الالكترونات الحاجبة 4- التأثيرات الكمية -تزداد قيمة طاقة التاين (قفزة) عند خروج الالكترون من مستوى طاقة مكتمل.

IE	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
IE ₁	496	738	578	787	1,012	1,000	1,251	1,520
IE ₂	4,562	1,451	1,817	1,577	1,903	2,251	2,297	2,665
IE ₃	6,912	7,733	2,745	3,231	2,912	3,361	3,822	3,931
IE ₄	9,543	10,540	11,575	4,356	4,956	4,564	5,158	5,770
IE ₅	13,353	13,630	14,830	16,091	6,273	7,013	6,540	7,238
IE ₆	16,610	17,995	18,376	19,784	22,233	8,495	9,458	8,781
IE ₇	20,114	21,703	23,293	23,783	25,397	27,106	11,020	11,995

-الغازات النبيلة لها اعلى قيمة طاقة تآين أولى في الدورة.

-المجموعة الأولى لها اعلى قيم طاقة تآين ثانية.

-**الاستثناءات**: -عناصر المجموعة الثانية أعلى في طاقة التأين من عناصر المجموعة الثالثة وذلك بسبب اكتمال المستوى الفرعي S بالالكترونات لعناصر المجموعة الثانية

-المجموعة الخامسة (N,P) اعلى من المجموعة السادسة في طاقة التآين الأولى، وذلك لأن المستوى الفرعي الأخير P نصف مكتمل بالالكترونات واكثر استقراراً في عناصر المجموعة، ووجود فلك ممتلئ يسبب تنافر في عناصر المجموعة السادسة (O,S).

-**استثناءات الميل الالكتروني**: البورون والماغنسيوم في المجموعة الثانية لهما ميل الكتروني موجب (ماص للحرارة) وذلك لان المستوى الفرعي الأخير S مكتمل بالالكترونات ومستقر، والالكترون المكتسب يدخل الى مستوى فرعي جديد. -النيتروجين له ميل الكتروني موجب لانه يمتلك توزيع الكتروني نصف مكتمل واكثر استقراراً لالكترونات التكافؤ، والالكترون المضاف سيتعرض للتنافر من الكتروونات P الثلاثة ويحتاج الى طاقة.

-الميل الالكتروني للغازات النبيلة جميعها موجبة وذلك لان الالكترون المضاف يدخل الى مدار رئيسي غير مشغول ويحتاج الى طاقة.

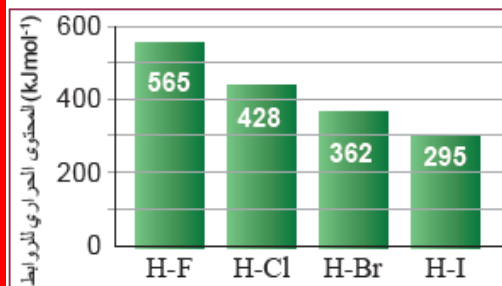
عناصر المجموعة السابعة:

النشاط الكيميائي	فلزّ أو لافلزّ	حالة التأكسد (الشائعة المحتملة)	درجة الغليان (°C)	درجة الانصهار (°C)	التوصيف
فائق النشاط، مسبب للتآكل	لافلزّ قويّ جداً	-1	-188	-219	غاز سامّ أصفر اللون، يمتلك السالبية الكهربية الأعلى
نشاط مرتفع جداً مسبب للتآكل	لافلزّ قويّ	-1, +1, +3, +5, +7	-34	-101	غاز أصفر - مخضرّ - سامّ
نشاط جيد جداً مسبب للتآكل	لافلزّ	-1, +1, +3, +5, +7	60	-7	سائل أحمر - بنيّ كثيف
نشاط جيد	لافلزّ	-1, +1, +3, +5, +7	185	114	صلب أسود - رماديّ له مظهر الفلزّ
*	*	*	*	*	عنصر مشعّ طبيعيّ نادر الوجود
*	*	*	*	*	عنصر مشعّ صناعيّ فترة نصف العمر له قصيرة

- عناصر الهالوجينات عوامل مؤكسدة لانها تكتسب الكتروونات. -الفلور اقوى كعامل مؤكسد لارتفاع قيمة السالبية الكهربائية له -اليود اضعف كعامل مؤكسد لانخفاض قيمة السالبية الكهربائية له -تمتلك جميعها التوزع الالكتروني ns²np⁵ تزداد درجة الانصهار والغليان من اعلى الى اسفل لزيادة القوى البينية للجزيئات.

الاستقرار الحراري لهاليدات الهيدروجين HX.

(H-F) أعلى ثبات حراري لقوة الرابطة والسالبية الكهربائية المرتفعة للفلور. (H-I) اقلهم ثبات حراري لضعف الرابطة والسالبية الكهربائية لليود منخفضة. (HF) حمض اضعف لصعوبة تحرر H⁺، وحمض الهيدروايدوك (HI) حمض أقوى لسهولة تحرر H⁺.



-مركبات تساهمية قطبية، وتوجد في الحالة الغازية، ويكون معظمها محاليل حمضية عند الذوبان في الماء، ومحاليلها توصل التيار الكهربائي.

-تكون الهالوجينات مركبات ايونية مع الفلزات، صلبة ولها درجات انصهار مرتفعة لقوة الرابطة الايونية.

-الكشف عن ايون الهاليد باستخدام نترات الفضة والامونيا.

الراسب	إضافة محلول الأمونيا إلى الراسب المتكوّن	أيون الهاليد	الراسب الذي تمت ملاحظته
AgCl	ينوب لتكوين محلول عديم اللون باستخدام محلول الأمونيا المخفّف، ينوب هذا الراسب ليكون محلولاً عديم اللون.	الفلوريد (F ⁻)	لا يوجد
AgBr	لم يلاحظ أيّ تغّيّر باستخدام محلول الأمونيا المخفّف. ولكنّ هذا الراسب يتفاعل مع محلول الأمونيا المركز لتكوين محلول عديم اللون.	الكلوريد (Cl ⁻)	أبيض اللون
AgI	لم يلاحظ أيّ تغّيّر سواء باستخدام محلول الأمونيا المخفّف أو محلول الأمونيا المركز.	البروميد (Br ⁻)	أبيض كريمي
		اليوديد (I ⁻)	أصفر فاتح

عند ذوبان الراسب بإضافة الامونيا يتكون أيون ثنائي امين الفضة $[Ag(NH_3)_2]^+$.

اهم نقاط الوحدة الثانية:

العناصر الانتقالية توجد في وسط الجدول الدوري بين المجموعتين 2A و 3A.

-ترتب مجموعاتها حسب الترتيب القديم من المجموعة IIIB الى المجموعة IIB، وحسب نظام الايوباك من المجموعة 3 الى المجموعة 12.

التوزيع الالكتروني للعناصر الانتقالية:

العنصر	التوزيع الإلكتروني الفعلي		العنصر	التوزيع الإلكتروني المتوقع		العنصر	التوزيع الإلكتروني المتوقع				
	الغاز النبيل الرئيس (4s)	(3d)		الغاز النبيل الرئيس	4s		3d	الغاز النبيل الرئيس	4s	3d	
²⁴ Cr	[Ar]	1	1 1 1 1 1	²¹ Sc	[Ar]	1	1	²⁶ Fe	[Ar]	1	1 1 1 1 1
²⁹ Cu	[Ar]	1	1 1 1 1 1	²² Ti	[Ar]	1	1 1	²⁷ Co	[Ar]	1	1 1 1 1 1
				²³ V	[Ar]	1	1 1 1	²⁸ Ni	[Ar]	1	1 1 1 1 1
				²⁴ Cr	[Ar]	1	1 1 1 1	²⁹ Cu	[Ar]	1	1 1 1 1 1
				²⁵ Mn	[Ar]	1	1 1 1 1 1	³⁰ Zn	[Ar]	1	1 1 1 1 1

يختلف التوزيع الفعلي للكروم والنحاس عن التوزيع المتوقع لهما وذلك بسبب:

لانه طبقاً لمبدأ الكم فان المستوى الفرعي 4s و 3d في الكروم نصف ممتلئة (حالة تماثل) وتصبح اقل طاقة واكثر استقراراً، وفي النحاس يكون المستوى الفرعي 4s نصف مكتمل والمستوى الفرعي 3d مكتمل بالالكترونات وهي حالات خفض للطاقة واكثر استقراراً.

-الخصائص المميزة للعناصر الانتقالية: 1- تعدد حالات التأكسد وذلك لتقارب المستويين 4s و 3d في الطاقة.

الجدول 8-2 أكاسيد الكروم والحديد المستقرة.

المركب	الأيون
CrO	Cr ²⁺
Cr ₂ O ₃	Cr ³⁺
CrO ₂	Cr ⁴⁺
CrO ₃	Cr ⁶⁺
FeO	Fe ²⁺
Fe ₂ O ₃	Fe ³⁺

الجدول 6-2 حالات التأكسد الشائعة لعناصر السلسلة الانتقالية الأولى.

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
+3	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+1	+2
	+3	+3	+3	+3, +4	+3	+3	+3	+2	
	+4	+4, +5	+4, +6	+6, +7					

-تفقد العناصر الانتقالية الكترونات المستوى الفرعي 4s اولاً ثم الكترونات 3d.

- يكون العنصر اكاسيد مستقرة نظرياً بعدد حالات تاكسدة.

2- البلورات والمحاليل المائية لمركباتها معظمها ملونه.

-الامتلاء الجزئي لافلاك المستوى الفرعي 3d حيث تمتص تلك الالكترونات فوتونات الضوء وتقفز الى مستويات اعلى في الطاقة وتعكس على العين اللون المتمم.

-يحدث انفصال لافلاك المستوى الفرعي d عند ارتباطها مع الليجندات الى مستويات مختلفة في الطاقة.

-انتقال الالكترونات بين تلك المستويات يؤدي الى ظهور الوان.

-يحدث الانفصال بطرق مختلفة اعتماداً على نوع الليجند وهذا هو سبب اختلاف الألوان للمركبات المختلفة.

-المستوى الفرعي d ممتلئ جزئياً (من الكترون واحد الى 9 الكترونات) تظهر الوان للمركب، واذا كان d مكتمل او فارغ (صفر أو 10 الكترونات) لا تظهر الوان.

-مركبات السكانيديوم Sc غير ملونة، لان المستوى الفرعي d فارغ d^0 ، ومركبات الخارصين غير ملونة لان المستوى الفرعي d مكتمل d^{10} .

-كبريتات النحاس زرقاء اللون لان المستوى الفرعي d للنحاس ممتلئ جزئياً d^9 ، وتمتص اللونين الأحمر والاخضر من الطيف المرئي وتعكس اللون الأزرق.

الخواص المغناطيسية:

الماجنيثيت Fe_3O_4 معدن مثير للاهتمام لانه يحتوي على Fe^{2+} و Fe^{3+} - مغناطيس طبيعي ويمكن مغنطته - يوجد في مناقير الطيور كبوصلة لتحديد الاتجاه - يوجد في هياكل البكتريا وكذلك في الدماغ البشري.

البارا مغناطيسية	الدايا مغناطيسية	الفرومغناطيسية
تجذب بضعف الى المغناطيس الخارجي	تتنافر مع المغناطيس الخارجي	تجذب المغناطيس الخارجي بقوة
تحتوي على الكترونات منفردة في المستوى الفرعي d. ($d^1 \rightarrow d^9$)	لا توجد الكترونات منفردة في المستوى الفرعي d (d^0 or d^{10})	تحتوي على الكترونات منفردة بكثرة في المستوى الفرعي d
تحتفظ الالكترونات المنفردة بمغناطيسيتها، ولكنها لا تحتفظ بمغناطيسيتها عند إزالة المغناطيس الخارجي.	الغزل المتعاكس للالكترونات المزدوجة يلغي التأثيرات المغناطيسية لبعضها البعض.	ترتب الذرات اقطابها المغناطيسية في اتجاه واحد لتجذب المغناطيس الخارجي بقوة.

الجسيمات المتساوية الكترونياً لها نفس عدد الالكترونات ونفس التوزيع

الالكتروني. ($Ne, Na^+, Al^{3+}, O^{2-}$) متساوية الكترونياً، وكذلك (Fe^{3+}, Mn^{2+}).

العناصر الانتقالية كعوامل مختزلة وعوامل مؤكسدة:

معظم العناصر الانتقالية تعمل كعوامل مختزلة وعوامل مؤكسدة في الوقت نفسه، وينطبق ذلك على العنصر الذي له حالي تاكسد على الأقل بخلاف الصفر.

-الخارصين والسكانيديوم لهما حالة تاكسد واحدة ولذلك لا تعمل كعوامل مؤكسدة وعوامل مختزلة في الوقت نفسه،

-الايون في اعلى حالة تاكسد للعنصر يعمل كعامل مؤكسد فقط لانه يكتسب الكترونات.

-ذرات العناصر الانتقالية تعمل كعوامل مختزلة فقط لانها تفقد الكترونات ولا تكون حالات تاكسد سالبة.

-القيم بين ذلك تعمل كعوامل مختزلة وعوامل مؤكسدة لانها من الممكن ان تفقد الكترونات ويزداد عدد تاكسدها او تكتسب الكترونات ويقل عدد تاكسدها في التفاعل الكيميائي.

ذرة/أيون	التوزيع الإلكتروني
Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na^+	$1s^2 2s^2 2p^6$
Al^{3+}	$1s^2 2s^2 2p^6$
O^{2-}	$1s^2 2s^2 2p^6$
Fe^{2+}	$[Ar] 3d^6$
Fe^{3+}	$[Ar] 3d^5$
Mn^{2+}	$[Ar] 3d^5$

الجدول 11-2 أنصاف تفاعلات عوامل مؤكسدة ومختزلة.

الجدول 10-2 مثال للتوزيع الإلكتروني لبعض الأيونات.

أصناف تفاعلات	عامل مؤكسد/مختزل	ذرة/أيون	التوزيع الإلكتروني
1	$Mn^{+4} + 2e^- \rightarrow Mn^{+2}$	V^{3+}	$[Ar] 4s^0 3d^2$
2	$Mn^{+4} \rightarrow Mn^{+7} + 3e^-$	Co^{2+}	$[Ar] 4s^0 3d^7$
3	$Mn^{+4} + e^- \rightarrow Mn^{+3}$	Mn^{2+}	$[Ar] 4s^0 3d^5$
4	$Mn^{+4} + 4e^- \rightarrow Mn^0$	Cr^{3+}	$[Ar] 4s^0 3d^4$
5	$Mn^0 \rightarrow Mn^{+6} + 6e^-$	Cr^{3+}	$[Ar] 4s^0 3d^3$
		Cr^{4+}	$[Ar] 4s^0 3d^2$



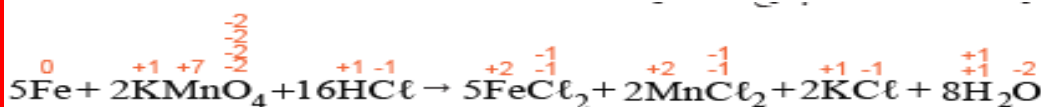
مثال 1: في التفاعل:

العامل المؤكسد والعامل المختزل هو Hg_2Cl_2 (تفاعل أكسدة اختزال ذاتي) تفاعل عدم تناسب

الاختزال: بعض أيونات Hg^+

الأكسدة: بعض أيونات Hg^+

مثال 2: في التفاعل المقابل:



نلاحظ زيادة عدد تأكسد Fe

ونقص عدد تأكسد Mn.

العامل المؤكسد $KMnO_4$

العامل المختزل: Fe

الأكسدة: Fe

الاختزال: Mn^{7+}

مثال 3: إذا عمل ثاني أكسيد المنجنيز MnO_2 كعامل مؤكسد، ما حالات التأكسد الناتجة عن المنجنيز في تلك الحالة؟

الإجابة: عدد تأكسد المنجنيز في المركب $+4$ ولكي يعمل كعامل مؤكسد لابد ان يكتسب الكترولونات ويقل عدد تأكسده ولذلك

يصبح Mn او Mn^{2+} او Mn^{3+}

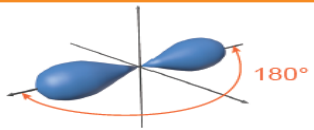

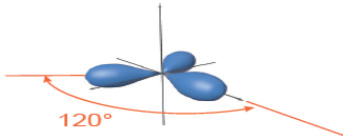
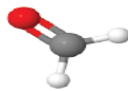
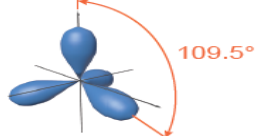

اهم نقاط الوحدة الثالثة:

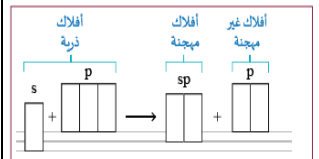
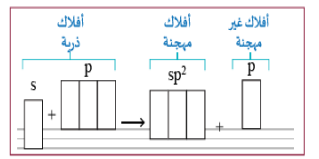
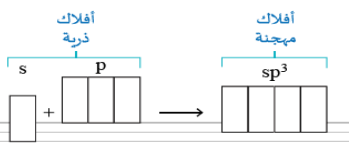
الجدول 1-3 أنواع المجالات الإلكترونية.

المجالات الإلكترونية:

نوع المجال الإلكتروني	تمثيل لويس
غير مرتبط (مفرد، غير مشارك): إلكترون منفرد	$\cdot X$
غير مرتبط (مفرد، غير مشارك): زوج من الإلكترونات	$:X$
مرتبط (مشارك): الإلكترونات تكون رابطة تساهمية أحادية من نوع سيجما (σ)	$X-A$
مرتبط (مشارك): الإلكترونات تكون رابطة تساهمية ثنائية، إحداها رابطة سيجما (σ) والأخرى من نوع باي (π)	$X=A$
مرتبط (مشارك): الإلكترونات تكون رابطة تساهمية ثلاثية، واحدة من نوع سيجما (σ) واثنان من نوع باي (π)	$X \equiv A$

المركب	سيانيد الهيدروجين	شق الاكسوميثيل	ثلاثي فلوريد الكلور
	$H-C \equiv N:$	$H-C=O:$	$:F-C(F)(F)-F:$
وصف المجالات	1 = مجال مرتبط-رابطة أحادية 2 = مجال مرتبط-رابطة ثلاثية.	1- مجال مرتبط-رابطة أحادية 2- مجال غير مرتبط-الكترولون مفرد 3- مجال مرتبط-رابطة ثنائية	يوجد 5 مجالات الكترونية رقم 1 و 2 و 3 مجال مرتبط-رابطة أحادية. رقم 4 و 5 مجال غير مرتبط-زوج من الالكترولونات

عدد المجالات الإلكترونية	المجال الهندسي الإلكتروني	نوع التهجين	المجال الهندسي الإلكتروني الفراغي	مثال
2	خطي	sp		C_2H_2 
3	مثلث مسطح	sp^2		CH_2O 
4	رباعي الأوجه	sp^3		CH_4 

المقارنة	التهجين من النوع sp	التهجين من النوع sp^2	التهجين من النوع sp^3
عدد الافلاك المتداخلة = عدد الروابط سيجما	2	3	4
عدد الافلاك المهجنة الناتجة = عدد الروابط باي	2	1	لا يوجد افلاك غير مهجنة
الشكل الهندسي للمجال = عدد المجالات الإلكترونية = نوع التهجين	خطي	مثلث مسطح	رباعي الأوجه
زاوية الربط	180°	120°	109.5°
مخطط الافلاك			
مثال	توجد في الاالكين $C \equiv C$ مثل الالاستيلين C_2H_2	توجد في الاالكين $C = C$ مثل الايثين C_2H_4	توجد في الاالكان مثل الميثان CH_4

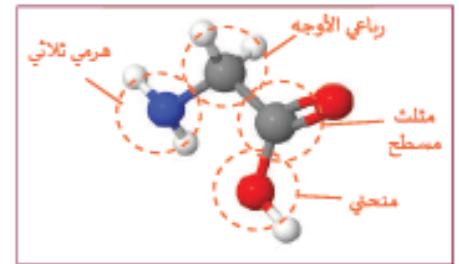
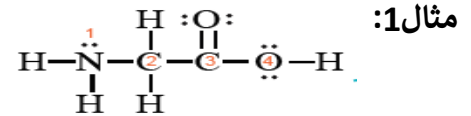
الرابطة الثلاثية تحتوي على 1-سيجما + 2-باي، والرابطة الثنائية تحتوي على 1-سيجما + 1-باي، والرابطة الأحادية هي سيجما.

- نظرية VSEPR:** تأخذ الجزيئات اشكالاً محددة في الفراغ وذلك لتقليل التنافر بين المجالات الإلكترونية للذرات.
- الزوج الحر يأخذ مساحة أكبر حول الذرة المركزية ويضغط على الروابط فتقل الزاوية ويتغير الشكل الفراغي.
 - (تنافر زوج حر مع زوج حر أكبر من تنافر زوج حر مع زوج مرتبط مع زوج مرتبط)
 - يتطابق الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني مع الشكل الهندسي للجزيء عندما تكون جميع المجالات مرتبطة.
 - الشكل الجزيئي المتوقع من المجال الإلكتروني الخطي دائماً خطي.
 - الشكل الجزيئي المتوقع من المجال الإلكتروني المثلث المسطح هو مثلث مسطح او زاوي (منحني).
 - الشكل الجزيئي المتوقع من المجال الإلكتروني رباعي الأوجه هو رباعي الأوجه، او ثلاثي هرمي او منحني او خطي.
- ملاحظة:** يتغير الشكل الجزيئي عند استبدال زوج مرتبط او أكثر بزواج حر او أكثر.

ملخص الاشكال الهندسية للجزيئات:

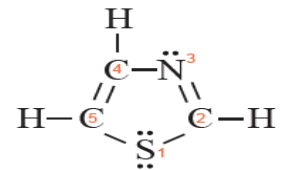
مثال جزيء أو أيون	قيم زوايا الرابطة الفعلية	قيم زوايا الرابطة المثالية	الأشكال الهندسية الجزيئية	شكل المجال الهندسي الإلكتروني	المجالات الإلكترونية غير المرتبطة	المجالات الإلكترونية المرتبطة	المجالات الإلكترونية
CO ₂ 	180°	180°	خطي	خطي	0	2	2
CO ₃ ⁻ 	120° رنين	120°	مثلث مسطح	مثلث مسطح	0	3	3
SO ₂ 	119°	120°	منحن	مثلث مسطح	1	2	3
CH ₄ 	109.5°	109.5°	رباعي الأوجه	رباعي الأوجه	0	4	4
NH ₃ 	107°	109.5°	هرمي ثلاثي	رباعي الأوجه	1	3	4
H ₂ O 	104.5°	109.5°	منحني	رباعي الأوجه	2	2	4

الشكل الهندسي الجزيئي المتوقع	عدد المجالات الإلكترونية غير المرتبطة	عدد المجالات الإلكترونية المرتبطة	قيم زوايا الرابطة المثالية	الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني	عدد المجالات الإلكترونية	الذرة الداخلية
هرمي ثلاثي	1	3	109.5°	رباعي الأوجه	4	رقم 1: (N)
رباعي الأوجه	0	4	109.5°	رباعي الأوجه	4	رقم 2: (C)
مثلث مسطح	0	3	120°	مثلث مسطح	3	رقم 3: (C)
منحني	2	2	109.5°	رباعي الأوجه	4	رقم 4: (O)



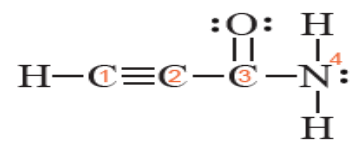
الشكل الهندسي الجزيئي المتوقع	عدد المجالات الإلكترونية غير المرتبطة	عدد المجالات الإلكترونية المرتبطة	قيم زوايا الرابطة المثالية	الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني	عدد المجالات الإلكترونية	الذرة الداخلية
منحني	2	2	109.5°	رباعي الأوجه	4	رقم 1: (S)
مثلث مسطح	0	3	120°	مثلث مسطح	3	رقم 2: (C)
منحني	1	2	120°	مثلث مسطح	3	رقم 3: (N)
مثلث مسطح	0	3	120°	مثلث مسطح	3	رقم 4: (C)
مثلث مسطح	0	3	120°	مثلث مسطح	3	رقم 5: (C)

مثال 2:

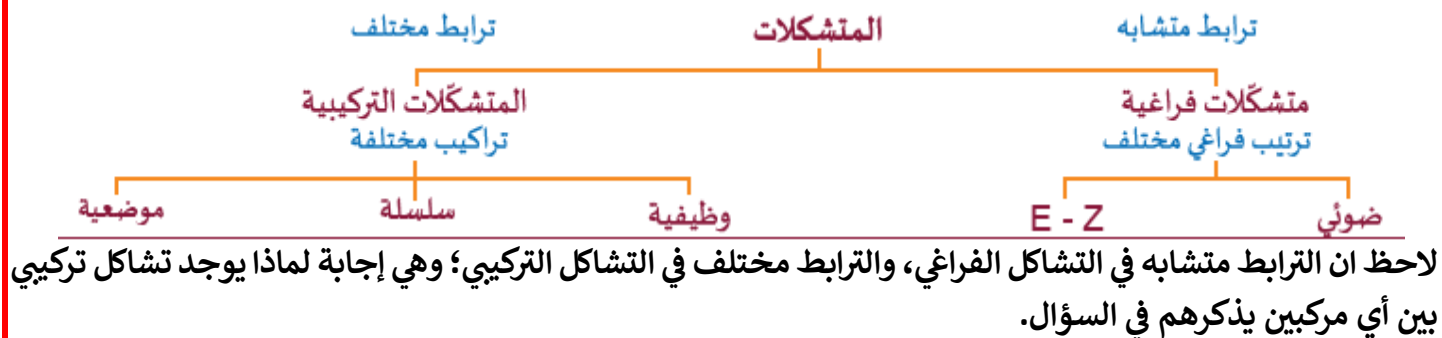


الشكل الهندسي الجزيئي المتوقع	عدد المجالات الإلكترونية غير المرتبطة	عدد المجالات الإلكترونية المرتبطة	قيم زوايا الرابطة المثالية	الشكل الهندسي للمجال الإلكتروني	عدد المجالات الإلكترونية	الذرة الداخلية
خطي	0	2	180°	خطي	2	رقم 1: (C)
خطي	0	2	180°	خطي	2	رقم 2: (C)
مثلث مسطح	0	3	120°	مثلث مسطح	3	رقم 3: (C)
هرمي ثلاثي	1	3	109.5°	رباعي الأوجه	4	رقم 4: (N)

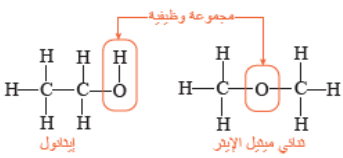
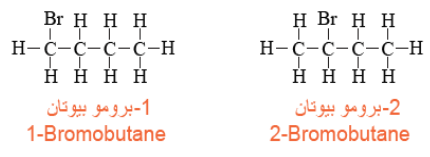
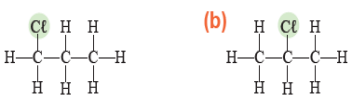
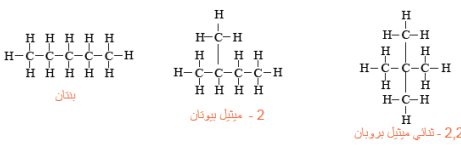
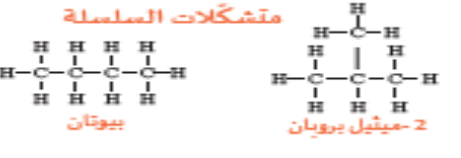
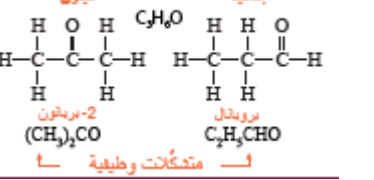
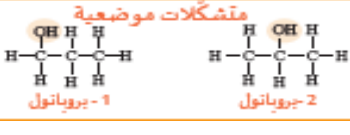
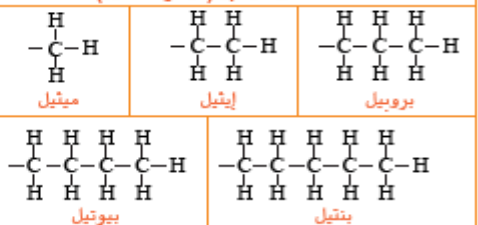
مثال 3:



ملخص التشاكل:



التشاكل التركيبي او البنائي

المتشكلات الوظيفية	المتشكلات الموضعية	متشكلات السلسلة الهيدروكربونية																						
تختلف المركبات في المجموعة الوظيفية. أ- الكحول والايثر $C_nH_{2n}O$	تختلف مواقع المجموعات الوظيفية. مثال: C_4H_9Br	ترتب سلسلة الكربون بشكل مختلف (يتغير طول السلسلة) مثال: C_5H_{12}																						
 <p>إيثانول هكسي ميثيل الإيثر</p> <p>ب- الدهيد وكيثون $C_nH_{2n}O$</p>	 <p>1-برومو بيوتان 2-برومو بيوتان</p> <p>مثال: C_3H_7Cl</p>  <p>1-كلوروبروبان 2-كلوروبروبان</p>	 <p>بنان 2- ميثيل بيوتان 2,2- هكسي ميثيل بروتان</p> <p>مثال: C_4H_{10}</p>  <p>بيوتان 2- ميثيل بروتان</p>																						
<p>ج- حمض كربوكسيلي وستر $C_nH_{2n}O_2$</p>  <p>2-بروبان بروتانل</p> <p>$(CH_3)_2CO$ C_2H_5CHO</p> <p>ل- متشكلات وظيفية</p> <p>مثال: 3: C_3H_7OH</p>  <p>1-بروبانول 2-بروبانول</p>	<table border="1"> <thead> <tr> <th>عدد ذرات الكربون</th> <th>البداية بحسب IUPAC</th> </tr> </thead> <tbody> <tr><td>1</td><td>ميث</td></tr> <tr><td>2</td><td>إيث</td></tr> <tr><td>3</td><td>بروب</td></tr> <tr><td>4</td><td>بيوت</td></tr> <tr><td>5</td><td>بينت</td></tr> <tr><td>6</td><td>هكس</td></tr> <tr><td>7</td><td>هبت</td></tr> <tr><td>8</td><td>اوكت</td></tr> <tr><td>9</td><td>نون</td></tr> <tr><td>10</td><td>ديك</td></tr> </tbody> </table>	عدد ذرات الكربون	البداية بحسب IUPAC	1	ميث	2	إيث	3	بروب	4	بيوت	5	بينت	6	هكس	7	هبت	8	اوكت	9	نون	10	ديك	<p>السلاسل الجانبية (مجموعات R-)</p>  <p>ميثيل إيثيل بروبيل بيوتيل بنتيل</p>
عدد ذرات الكربون	البداية بحسب IUPAC																							
1	ميث																							
2	إيث																							
3	بروب																							
4	بيوت																							
5	بينت																							
6	هكس																							
7	هبت																							
8	اوكت																							
9	نون																							
10	ديك																							

المتشكلات الفراغية:



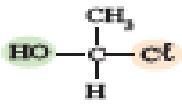
الترابط متشابه بين الذرات، ولكن بعض الذرات لها اتجاهات فراغية مختلفة يوجد تشاكل ضوئي في المركب ويصبح نشط ضوئياً عندما يحتوي على ذرة كربون كيرالية (غير متماثلة) او اكثر.

المتشاكلان الضوئيان لا يتطابقان، صورتي مرآة لبعضهما البعض.

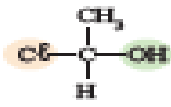
أحد المتشاكلين يدير الضوء المستقطب مع عقارب الساعة ويسمى D والأخر عكس عقارب الساعة ويسمى L.

يمكن التفريق بين المتشاكلات الضوئية عن طريق جهاز البولاريمتر (مقياس الاستقطاب).

متشكلات ضوئية



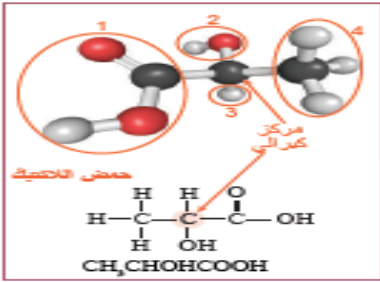
1-كلوروإيثانول



1-كلوروإيثانول

-الضوء المستقطب هو الذي يهتز في اتجاه واحد.

-مثال على المتشكلات الضوئية: كلوروإيثانول CH_3CHClOH



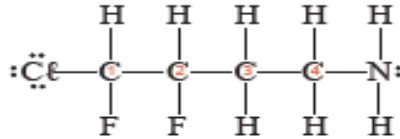
مثال: تحديد الذرة الكيرالية في جزئ حمض اللاكتيك $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$ المقابل

-المجموعات المختلفة هي ($-\text{COOH}$, OH , H , CH_3)

-ممکن ان تحتوي الجزيئات على أكثر من مركز كيرالي

-ذرتي الكربون 1 و 2 في الشكل المقابل هي

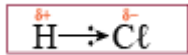
مراكز كيرالية



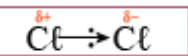
شرح أهم نقاط ميكانيكيات التفاعلات العضوية:

الإضافة الألكتروفيلية: تحدث في الألكين $\text{C}=\text{C}$ حيث تنكسر الرابطة الثنائية عن طريق الألكتروفيل وينتج مركب مشبع (الكان).

-أمثلة على الألكتروفيلات: أيونات موجبة مثل H^+ , CH_3^+ , NO_2^+ أو جزيئات متعادلة لها القدرة على استقبال زوج من الألكترونات مثل BF_3 , AlCl_3



الشكل 3-43 جزئ كلوريد الهيدروجين المستقطب



الشكل 3-41 جزئ الكلور المستقطب

- الأسهم الملتوية في الميكانيكة تعبر عن انتقال زوج من الألكترونات تجاه الجسيم الموجب.

-مصدر الألكتروفيل جزئ قطبي مثل HBr أو HCl ، أو جزئ غير قطبي مثل Cl_2 ، حيث تنزاح الكثافة

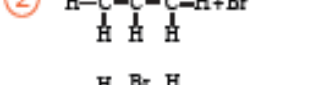
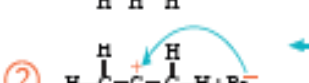
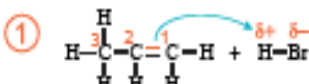
الألكترونية تحت تأثير الرابطة الثنائية للألكين إلى إحدى الذرتين ويتكون ثنائي قطب مستحث.

-يتكون الكربوكاتيون كحالة وسطية في التفاعل.

-يكون الكربوكاتيون أكثر استقراراً عندما تتكون الشحنة الموجبة على ذرة الكربون المرتبطة بعدد

أقل من ذرات الهيدروجيني طبقاً لقاعدة ماركوفنيكوف.

خطوات الميكانيكية:



1. يرتبط بذرة الكربون رقم 1 عدد من ذرات الهيدروجين هو أكبر مما

يرتبط بذرة الكربون رقم 2. وعند تطبيق قاعدة ماركوفنيكوف،

تضاف ذرة الهيدروجين من HBr إلى ذرة الكربون رقم 1، وتضاف

ذرة الهالوجين إلى الكربون رقم 2.

2. جزئ HBr قطبي يعمل فيه H^+ إلكتروفيل لهاجم الرابطة باي

ذات الكثافة الألكترونية العالية ويتكون الكربوكاتيون .

3. مهاجم أيون Br^- ذرة الكربون الموجبة ويكون الناتج 2-بروموبروبان (2-bromopropane).

ميكانيكية الاستبدال النيوكليوفيلي في الهالوألكان:

تحدث مع الهالوألكان R-X بطريقتين $\text{S}_{\text{N}}1$ و $\text{S}_{\text{N}}2$.


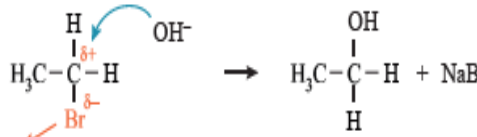
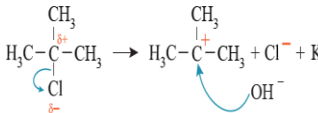
-النيوكليوفيل ممكن ان ايون سالب مثل F^- , Cl^- , OH^- ، ومن الممكن ان يكون جزئ متعادل يمتلك أزواجاً من الألكترونات

الحرّة مثل NH_3 , H_2O , R-OH

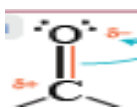
- المجموعة المغادرة غالباً ما تكون الهالوجين أو ايون الهاليد (X^-).

- العوامل التي تعتمد عليها ميكانيكية الاستبدال النيوكليوفيلي في الهالوألكان هي نوع R-X ، والمذيب، والمجموعة

المغادرة، وطبيعة النيوكليوفيل.

S _N 2	S _N 1
<p>تحدث غالباً مع الهالوألكان الاولي</p>  <p>تحدث في خطوة واحدة</p> <p>-لا توجد حالة وسطية في التفاعل لانه يحدث في خطوة واحدة</p> <p>-يحدث هجوم خلفي فقط لان الهالوجين لا يزال مرتبباً عند هجوم النيوكليوفيل.</p> <p>-ينتج شكل بنائي معكوس للهالوألكان لان الهجوم خلفي فقط.</p> <p>-الحرف (S) يعني استبدال، والحرف (N) يعني نيوكليوفيل، والرقم (2) يعني مادتين في الخطوة الأولى للتفاعل (ثنائي الجزيء)</p> <p>تحدث بشكل ابطاً من S_N1.</p>	<p>تحدث غالباً مع الهالو ألكان الثالثي.</p> <p>- تحدث في خطوتين</p> <p>-يتكون الكربوكاتيون كحالة وسطية للتفاعل</p> <p>-تحدث بهجوم النيوكليوفيل من الامام او الخلف، وذلك لان الهالوجين ينفصل في الخطوة الأولى للتفاعل نتيجة تفاعل الهالوألكان الثالثي مع المذيب.</p> <p>-ينتج عن الهجوم الامامي شكل بنائي مشابه للهالوألكان</p> <p>-ينتج عن الهجوم الخلفي شكل بنائي معكوس بالنسبة للهالوألكان.</p> <p>-الحرف (S) يعني استبدال، والحرف (N) يعني نيوكليوفيل، والرقم (1) يعني مادة واحدة في الخطوة الأولى للتفاعل (احادي الجزيء)</p> <p>تحدث بشكل أسرع.</p> <p>- مثال:</p>
<p>الحل</p>  <p>• النيوكليوفيل هو أيون الهيدروكسيل (OH⁻) والذي يهاجم ذرة الكربون المرتبطة بالبروم، وذرة الكربون هذه هي الإلكتروليفيل.</p> <p>• تشكل ذرة الكربون الإلكتروليفيلية أيون كربون موجباً (كربوكاتيون)، وتكون مجموعة البروميد هي المجموعة المغادرة.</p> <p>• يتبع هذا التفاعل آلية حدوث من نوع S_N2 في هالوألكان الأولي.</p>	<p>الحل</p>  <p>• النيوكليوفيل هو أيون الهيدروكسيد (OH⁻) والذي يهاجم ذرة الكربون المرتبطة بأيون الكلوريد، وذرة الكربون هذه هي الإلكتروليفيل.</p> <p>• تشكل ذرة الكربون الإلكتروليفيلية أيون كربون موجباً (كربوكاتيون)، والتي تتم مهاجمتها من قبل أيون الهيدروكسيد.</p> <p>• يتبع هذا التفاعل ميكانيكية من نوع S_N1 لأن المركب هاليد ألكيل ثالثي.</p>

الاستبدال النيوكليوفيلي لمجموعة الكربونيل:



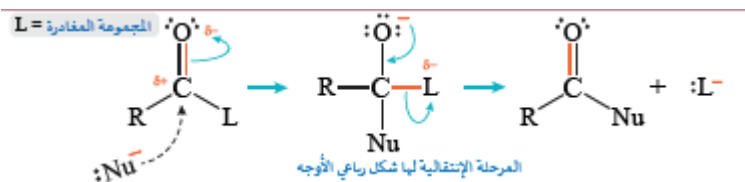
السالبية الكهربائية بين الاكسجين والكربون. للمجموعة المغادرة.

-مجموعة الكربونيل مستقطبة جزئياً وذلك لفرق تعتمد سرعة التفاعل على السالبية الكهربائية

-المجموعة المغادرة ذات السالبية الكهربائية الأعلى تؤدي الى زيادة الكثافة الالكترونية على ذرة كربون مجموعة الكربونيل مما يزيد من هجوم النيوكليوفيل عليها.

-الفلور هو الأضعف المجموعات المغادرة وذلك لقوة الرابطة C-F.

-كلوريدات الاسيل RCOCl هي الأسرع، وذلك لارتفاع السالبية الكهربائية للكلور والتي تزيد من الشحنة الموجبة على كربون مجموعة الكربونيل.



-تتم الميكانيكية في خطوتين.

-يتكون انيون حالة انتقالية كحالة وسطية للتفاعل.

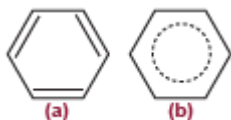
-مجموعة الكربونيل قبل هجوم النيوكليوفيل لها الشكل مثلث مسطح والتهجين من النوع sp²

والزاوية 120، وبعد هجوم النيوكليوفيل تنكسر الرابطة الثنائية ويصبح لها الشكل رباعي الأوجه والتهجين من النوع sp³ والزاوية 109.5

-الالكتروليفيل في تفاعلات الكربونيل هو كربون مجموعة الكربونيل الموجبة جزئياً.

-الحالة الوسطية في تفاعل التحلل المائي لكلوريد الاسيل هي حالة انتقالية قطبية.

المركبات العضوية الأروماتية:



-أبسط المركبات الأروماتية هو البنزين، وتسمى بالأروماتية لوجود روائح لتلك المركبات بعضها جذاب وبعضها الآخر منفر.

-الارينات او الأروماتية مركبات تحتوي على حلقة البنزين.

-حلقة البنزين سداسية الشكل C_6H_6 تحتوي على 12 رابطة من النوع سيجما و 3 روابط من النوع باي.

-الكترونات الروابط باي هي 6 الكترونات تشارك كل ذرة كربون في حلقة البنزين بالكترون؛ لذلك فالكثافة الالكترونية للربن متكافئة على جميع الذرات.

-الربن: هو ما يميز البنزين عن الالكين، أي ان الروابط الثنائية في البنزين متحركة وغير متمركزة، بينما الكترونات باي في الالكين ثابتة وغير متحركة، لذلك البنزين أقل نشاط كيميائي وأكثر استقراراً من الالكين.

-التهجين في ذرات كربون حلقة البنزين من النوع SP^2 والزاوية 120° .

-تتوزع الكثافة الالكترونية للربن اعلى وأسفل حلقة البنزين، لذلك يتفاعل البنزين بالاستبدال الالكتروفيولي ولا يتفاعل بالإضافة في الظروف العادية.

-مصدر الكترونات الربن هو افلاك P غير المهجنة في ذرات الكربون.

-الدليل على وجود الربن هو أن اطوال الروابط بين ذرات الكربون متطابقة.

-كل ذرة كربون في البنزين تحاط ب 3 روابط سيجما ورابطة واحدة باي.

تسمية الارينات: توجد التسمية الشائعة والتسمية النظامية (الايوباك).

قواعد التسمية:

أ- تأخذ المجموعة ذات الأولوية الأعلى الرقم 1 على حلقة الكربون.

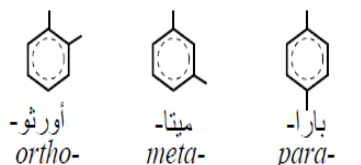
ب- نتحرك في اتجاه المجموعة الأقرب.

ج- نكتب الاسم حسب الترتيب الابجدي للغة الإنجليزية.

د- عند تساوي الأولوية للمجموعات المستبدلة على حلقة البنزين مثل (Cl, Br, I) أو (CH_3 , C_2H_5 , C_3H_7) نتبع الأولوية في الترقيم؛ أي نبدأ من الطرف الذي يعطي مجموع أقل للارقام.

ذ- عند تساوي الأولوية للمجموعات المستبدلة، وكذلك تساوي مجموع الأرقام للمجموعات؛ نرقم على أساس الترتيب الابجدي للحروف الإنجليزية.

ر- عند تكرار نفس المجموعة تأخذ البادئة ثنائي او ثلاثي او رباعي.

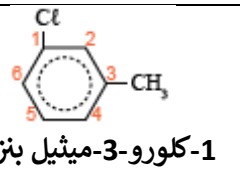
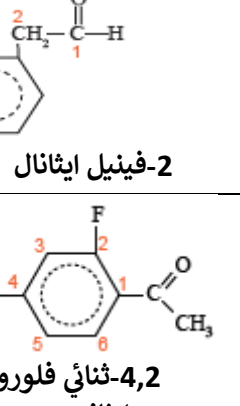
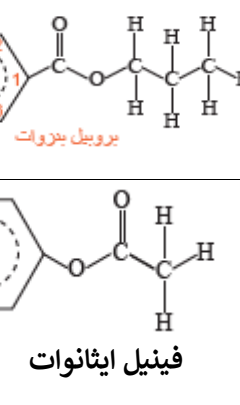
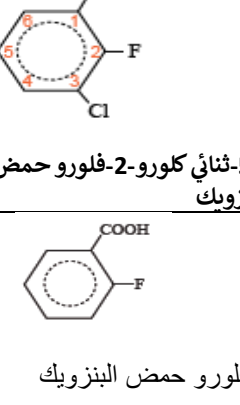
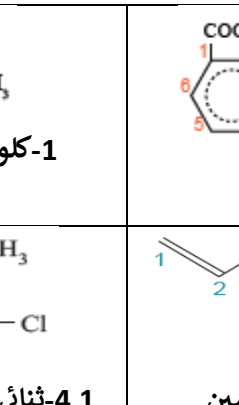
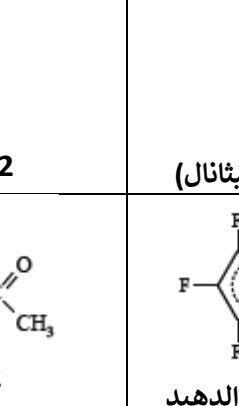
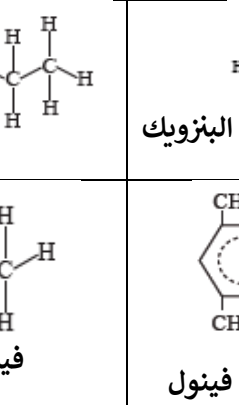
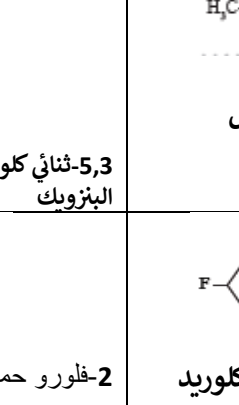
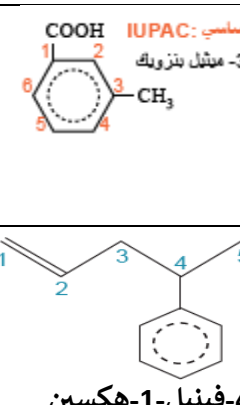
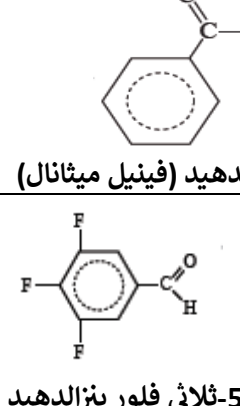
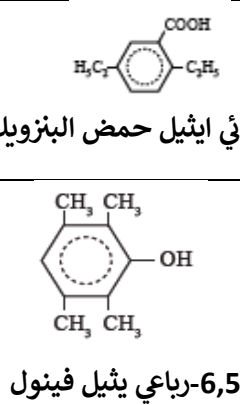
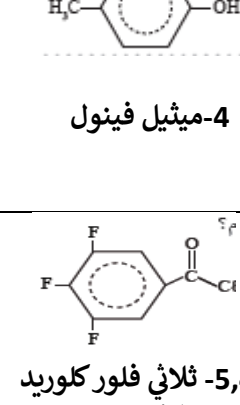
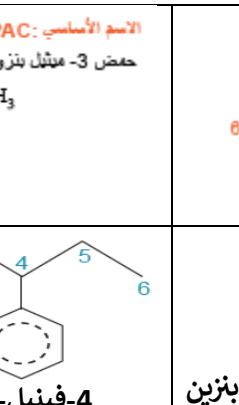
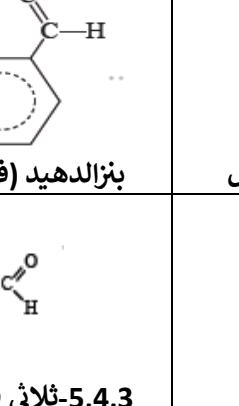
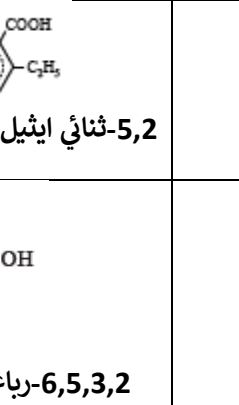
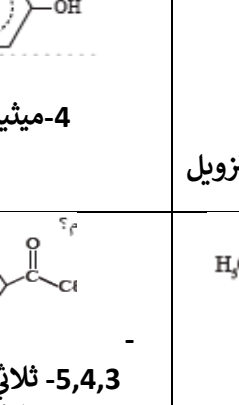
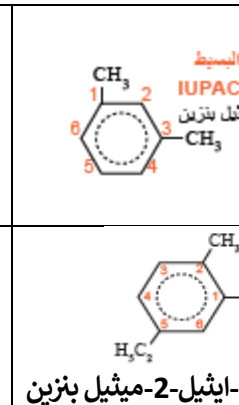
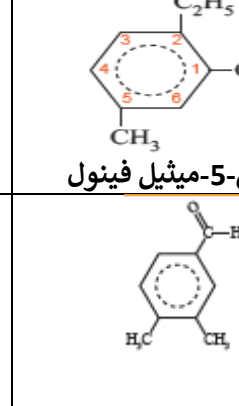
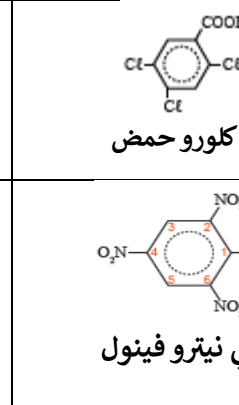
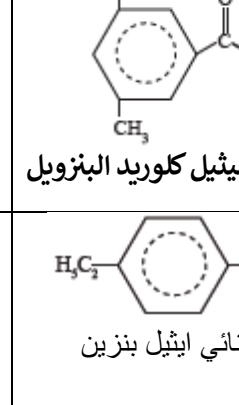
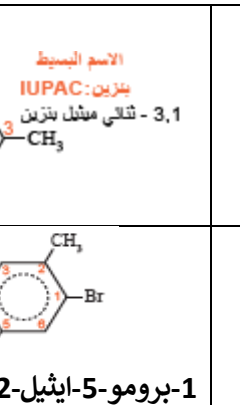
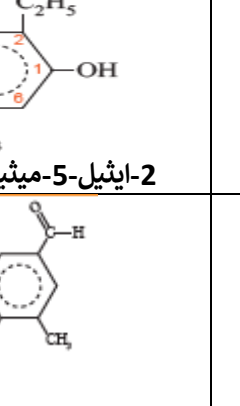
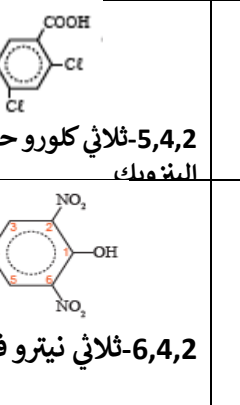
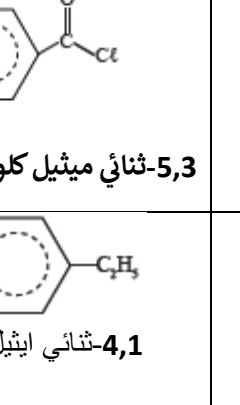
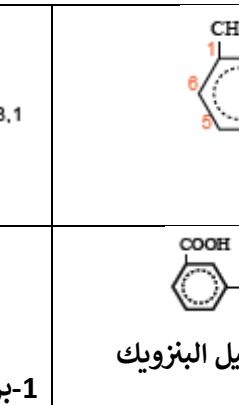
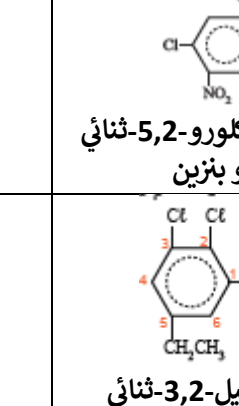
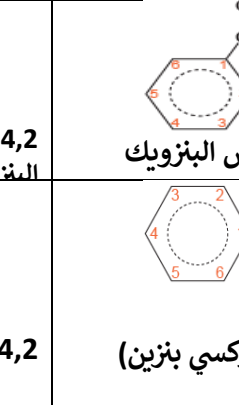
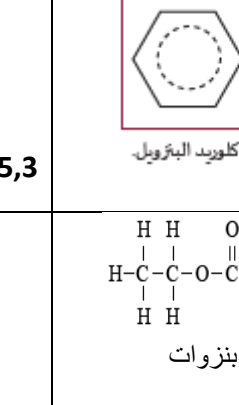
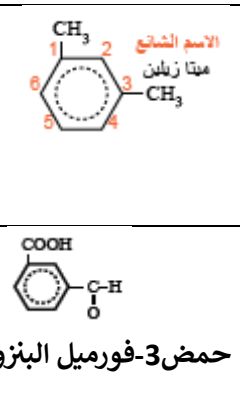
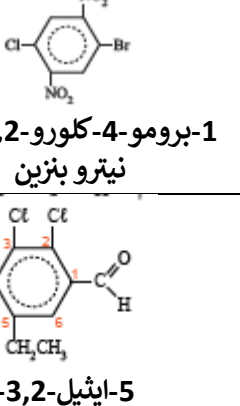
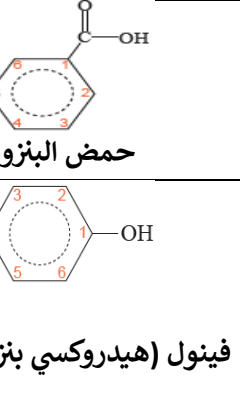
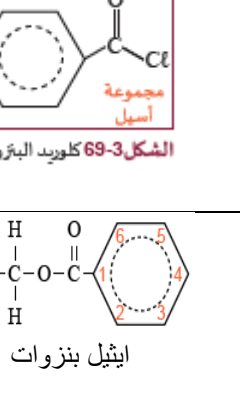


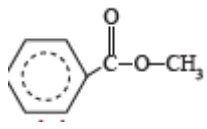
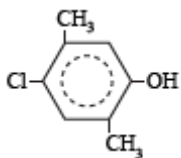
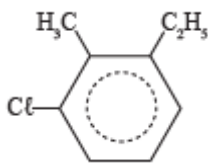
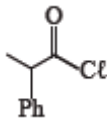
المواضع 1 و 4 بارا
المواضع 1 و 3 ميتا
المواضع 1 و 2 اورثو

أولوية الاسم	النوع	المجموعة الوظيفية	الخاصة	مثال
1	أحماض كربوكسيلية	-COOH	حمض "ويك"	حمض بنزويك Benzoic acid
2	إستر	-COO-R	"وات.."	بنزوات الميثيل methylbenzoate
3	كلوريدات الأسيل	-COCl	"ويل-.."	كلوريد البنزويل benzoyl chloride
4	ألدهيد	-CHO	"ال" - (بنز ألدهيد)	بنز ألدهيد benzaldehyde
5	كيتون	-CO-R	"ون"	فينيل إيتانون phenylethanone
6	فينول	-OH	"فينول"	فينول phenol

دائماً ما تتم تسمية المجموعات الوظيفية الآتية ببيانات:

7	هاليدات	-X	بترتيب أبجدي : برومو-كلورو-فلورو-ايودو
8	الكيل	$-C_nH_{2n+1}$	بترتيب أبجدي : بيوتيل، إيثيل، ميثيل، بروبييل
9	نيترو	$-NO_2$	نيترو

 <p>1-كلورو-3-ميثيل بنزين</p>	 <p>الاسم الأساسي: IUPAC حمض 3-ميثيل بنزويك</p>	 <p>الاسم الشائع ميثا زلين IUPAC: بنزين 3,1 - ثنائي ميثيل بنزين</p>	 <p>الاسم الشائع ميثا زلين</p>
 <p>1,4-ثنائي كلورو-2-ميثيل بنزين</p>	 <p>4-فينيل-1-هكسين</p>	 <p>1-برومو-5-ايثيل-2-ميثيل بنزين</p>	 <p>حمض 3-فورميل البنزويك</p>
 <p>2-فينيل ايثانال</p>	 <p>بنزالدهيد (فينيل ميثانال)</p>	 <p>2-ايثيل-5-ميثيل فينول</p>	 <p>1-برومو-4-كلورو-2,5-ثنائي نيترو بنزين</p>
 <p>4,2-ثنائي فلورو فينيل ايثانون</p>	 <p>5,4,3-ثلاثي فلور بنزالدهيد</p>	 <p>4,3-ثنائي ميثيل فينيل ميثانال</p>	 <p>5-ايثيل-3,2-ثنائي كلورو فينيل ميثانال (بنزالدهيد)</p>
 <p>بروبيل بنوات</p>	 <p>5,2-ثنائي ايثيل حمض البنزويك</p>	 <p>5,4,2-ثلاثي كلورو حمض البنزويك</p>	 <p>حمض البنزويك</p>
 <p>فينيل ايثانات</p>	 <p>6,5,3,2-رباعي ميثيل فينول</p>	 <p>6,4,2-ثلاثي نيترو فينول</p>	 <p>فينول (هيدروكسي بنزين)</p>
 <p>5,3-ثنائي كلورو-2-فلورو حمض البنزويك</p>	 <p>4-ميثيل فينول</p>	 <p>5,3-ثنائي ميثيل كلوريد البنزويل</p>	 <p>مجموعة أسيل الشكل 3-69 كلوريد البنزويل.</p>
 <p>2-فلورو حمض البنزويك</p>	 <p>5,4,3-ثلاثي فلور كلوريد البنزويل</p>	 <p>4,1-ثنائي ايثيل بنزين</p>	 <p>ايثيل بنوات</p>

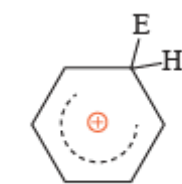
			
ميثيل بنزوات	4-كلورو-2,5-ثنائي ميثيل فينول	1-كلورو-3-ايثيل-2-ميثيل بنزين	2-فينيل كلوريد البروبانويل

ميكانيكية الاستبدال الالكتروفيلي في الارينات:

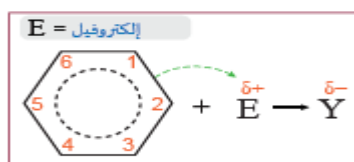
يتفاعل البنزين بالاستبدال الالكتروفيلي بدلاً من الإضافة وذلك لان الكترولونات الرنين اعلى وأسفل حلقة البنزين تجذب الالكتروفيلات وتستبدل الهيدروجين من الحلقة.

-تتكون الميكانيكية من خطوات ثلاث: أ- تكوين الالكتروفيل من ثنائي قطب دائم او ثنائي قطب مستحث.
ب- مهاجمة الالكتروفيل لحلقة البنزين، حيث يتكون معقد سيجما (أيون الارينيوم) المستقر لوجود 3 مركبات رنين له.

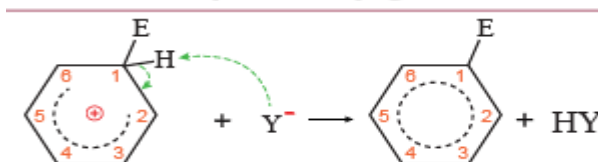
ج- إعادة تكوين الحلقة الاروماتية: يفقد H^+ تاركاً زوجاً من الالكترولونات الحرة التي تدخل في إعادة تكوين رنين حلقة البنزين.



(معقد σ -أيون الأرينيوم)



الشكل 3-70 «الهجوم» الإلكتروفيلي على حلقة البنزين.



الشكل 3-72 إعادة تكوين الحلقة الأروماتية.

-يهاجم الالكتروفيل حلقة البنزين في موقع بين أي ذرتي كربون وذلك لان جميع المواقع بين تلك الذرات متكافئة حيث تشارك كل ذرات الكربون في تكوين الرنين.

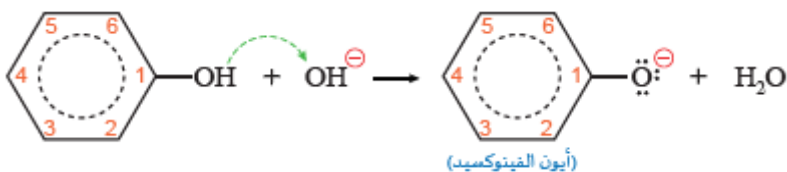
-النيوكليوفيل في تفاعلات الاستبدال الالكتروفيلي للارينات هو حلقة البنزين (الكترولونات الرنين) لانها تمنح زوج من الالكترولونات للالكتروفيل الموجب.

-تتم عملية نيترة الارينات بتفاعل البنزين او التولوين او الفينول مع خليط من حمض النيتريك المركز وحمض الكبريتيك المركز كعامل حفاز للتفاعل.

-حمض النيتريك هو مصدر الالكتروفيل في تفاعلات النيترة (أيون النيترونيوم NO_2^+)
-مجموعة الميثيل (CH_3) في التولوين وكذلك مجموعة الهيدروكسيل (OH) في الفينول هي مجموعات منشطة للحلقة وتوجه الى الموضع أورثو وبارا.

-الفينول أسرع في تفاعلات الاستبدال الالكتروفيلي من التولوين أسرع من البنزين؛ وذلك لوجود زوجين من الالكترولونات الحرة على مجموعة الهيدروكسيل التي تزيد من نشاط الحلقة الاروماتية للفينول.

-الفينول حمض ضعيف لانه يتفاعل مع القواعد المركزة ويكون ايون الفينوكسيد المستقر محرراً ايون الهيدروجين H^+ ليتكون الماء كناتج غير عضوي للتفاعل.



(أيون الفينوكسيد)

اهم التفسيرات:

- طاقة التأين الأولى لعناصر المجموعة الثالثة

(البورون - الألومنيوم) أقل منها لعناصر المجموعة الثانية (البريليوم-الماغنسيوم) لان المستوى الفرعي الأخير ns مكتمل بالالكترولونات في عناصر المجموعة الثانية وبالتالي اقل طاقة وأكثر استقراراً من عناصر المجموعة الثالثة.

- طاقة التأين الأولى لعناصر المجموعة الخامسة أعلى من طاقة التأين الأولى لعناصر المجموعة السادسة؟

لان المستوى الفرعي الأخير np نصف مكتمل بالالكترولونات في عناصر المجموعة الخامسة وبالتالي اقل طاقة وأكثر استقراراً من عناصر المجموعة السادسة.

-الغازات النبيلة تمتلك قيمة مرتفعة من طاقة التأين الأولى؟ لأن المستوى الفرعي الأخير مكتمل بالالكترولونات وفصل الالكترولون منه يحتاج الى طاقة مرتفعة.

- تزداد قيمة طاقة التآين الأولى في دورات الجدول الدوري من اليسار الى اليمين، بينما تقل في المجموعات من أعلى الى اسفل؟
في الدورات من اليسار الى اليمين تزداد شحنة النواة الموجبة ويزداد جذب النواة للإلكترونات ويقل نصف القطر ولذلك تزداد طاقة التآين. اما في المجموعات من أعلى الى اسفل يزداد عدد مستويات الطاقة ويزداد تأثير الإلكترونات الحاسبة مما يؤدي الى ضعف جذب النواة للإلكترونات وبالتالي تقل طاقة التآين.

- طاقة التآين الثانية للذرة أعلى من طاقة التآين الأولى لنفس الذرة؟ لزيادة قوة جذب النواة للإلكترونات في طاقة التآين الثانية بسبب نقص عدد الإلكترونات عن البروتونات.

- الميل الإلكتروني في المجموعات ليس له تدرج منتظم. لانه يعتمد على التوزيع الإلكتروني للعنصر.
- الميل الإلكتروني للبريليوم والماغنسيوم له قيمة موجبة (ماص للحرارة). لان المستوى الفرعي الأخير ns مكتمل بالإلكترونات والإلكترون المكتسب يدخل الى مستوى فرعي جديد ويحتاج طاقة.

- الميل الإلكتروني للنيتروجين له قيمة موجبة (ماص للطاقة). لان المستوى الفرعي الأخير np نصف مكتمل بالإلكترونات، والإلكترون المكتسب يتنافر مع الإلكترونات الثلاثة في المستوى الفرعي.

- الميل الإلكتروني لاي غاز نبيل له أكبر قيمة موجبة في الدورة. لان مستوى الطاقة الأخير مكتمل بالإلكترونات، والإلكترون المكتسب يحتاج الى طاقة لدخول مستوى طاقة رئيسي فارغ.

- تصبح قيمة الميل الإلكتروني -بوجه عام- سالبة بشكل أكبر عند الاتجاه من اليسار الى اليمين عبر الدورة.
من اليسار الى اليمين تزداد شحنة النواة الموجبة ويزداد جذب النواة للإلكترونات ويقل نصف القطر الذري ولذلك تزداد القيمة السالبة للميل الإلكتروني.

- الكريبتون والزينون لهما قيم مقاسة للسالبية الكهربائية بالرغم من كونهما غازات نبيلة. الحجم الذري كبير وتميل الى جذب الإلكترونات في ظروف خاصة

- لا تستخدم الهالوجينات بصورة نقية؟ لانها سامة
- الفلور أقوى مجموعة الهالوجينات كعامل مؤكسد. لارتفاع السالبية الكهربائية للفلور

- يوديد الهيدروجين HI أقل هاليدات الهيدروجين من حيث الثبات الحراري. السالبية الكهربائية لليود منخفضة والرابطة H-I ضعيفة

- فلوريد الهيدروجين HF أعلى هاليدات الهيدروجين ثبات حراري. السالبية الكهربائية للفلور مرتفعة والرابطة H-F قوية يصعب كسرها.

- حمض الهيدروفلوريك HF(aq) حمض ضعيف، بينما باقي الأحماض الهالوجينية أحماض قوية. لصعوبة تحرر H⁺ حيث ان الرابطة H-F قوية صعبة الكسر، بينما يسهل انفصال البروتون (H⁺) من باقي هاليدات الهيدروجين.

- المحاليل المائية لهاليدات الهيدروجين حمضية. لانها تحرر ايون الهيدروجين عند ذوبانها في الماء.
- لا تعتبر فلزات المجموعة 12 (Zn, Cd, Hg, Cn) فلزات انتقالية حقيقية؟ لان المستويات الفرعية (n-1)d مكتملة بالإلكترونات

- اختلاف التوزيع الإلكتروني لكل من عنصري الكروم والنحاس عن باقي عناصر السلسلة الانتقالية الأولى.
في الكروم يكون التوزيع الإلكتروني متماثل 4s¹3d⁵ (نمط متماثل) وبالتالي أقل طاقة وأكثر استقراراً. وفي النحاس يكون المستوى الفرعي 4s نصف مكتمل والمستوى 3d مكتمل بالإلكترونات وأكثر استقراراً.

- وجود حالات تأكسد متعددة للعناصر الانتقالية؟ لانها تفقد الإلكترونات من المستوى الفرعي ns ثم (n-1)d المتقاربين في الطاقة.

- البلورات والمحاليل المائية لأيونات العناصر الانتقالية معظمها ملونة؟ نتيجة انفصال أفلاك المستوى الفرعي d عند اقتراب الليجندات من أيون الفلز المركزي.

- مركب كبريتات النحاس CuSO₄ زرقاء اللون. لانها تمتص اللون الأحمر والأخضر وتعكس على العين اللون الأزرق المتمم لهما
- مركبات السكنديوم غير ملونة. لان المستوى الفرعي 3d فارغ

- أكبر حالة تأكسد لعنصر المنجنيز Mn هي (+7). لانه يفقد 2 إلكترون من المستوى الفرعي 4s ويفقد 5 إلكترونات منفردة موجودة في المستوى الفرعي 3d.

- الخواص الكيميائية للعناصر الانتقالية متشابهة. لانها تنتهي بالإلكترونات من المستوى الفرعي 4s
- ايون الحديد (III) أكثر استقراراً من ايون الحديد (II). لان المستوى الفرعي 3d نصف ممتلئ في حالة الايون الثلاثي وأكثر تماثل من الايون الثنائي.

- عدم قدرة ذرات الفلزات الانتقالية على العمل كعوامل مؤكسدة؟ لانها تفقد إلكترونات ولا تميل الى تكوين اعداد تأكسد سالبة
- Fe²⁺ يعمل كعامل مؤكسد وعامل مختزل. لانه من الممكن ان يفقد إلكترونات ويزداد عدد التأكسد الى +3 او يكتسب إلكترونات ويقل عدد التأكسد الى صفر (ذرة الحديد)

- تأخذ الجزيئات اشكالاً محددة في الفراغ. وذلك لتقليل التنافر بين أزواج الكترونات التكافؤ للذرات المكونة للجزيء

- ينتج 4 أفلاك مهجنة في حالة التهجين من النوع sp³. لوجود أربعة أفلاك ذرية متداخلة مع بعضها (1s + 3p)

- الزاوية في جزئ الامونيا (107) اصغر من الزاوية في جزئ الميثان (CH_4) بالرغم من وجود 4 مجالات الكترونية حول الذرة المركزية في كلاً منهما. لوجود زوج من الالكترونات الحرة غير المرتبط على الذرة المركزية للامونيا والذي يأخذ مساحة اكبر ويضغط على المجالات المرتبطة فتقل الزاوية، بينما الميثان فجميع المجالات مرتبطة والتنافر اقل.
- في الفورمالدهيد CH_2O (الشكل مثلث مسطح للمجال والجزئ)، قياس الزاوية لا يساوي 120° . لان المجالات الالكترونية غير متطابقة.
- الزاوية في جزئ الماء H_2O (104.5) أقل منها في جزئ ثاني أكسيد الكبريت SO_2 (120) بالرغم من ان الشكل الجزيئي لهما منحني او زاوي. لوجود زوجين من الالكترونات الحرة على الذرة المركزية في الماء بينما يوجد زوج حر وحيد على الذرة المركزية في SO_2 والتنافر اكبر في الماء.
- النهجين من النوع sp أكثر استقراراً من النوع sp^2 و sp^3 . لان الزاوية (180) اكبر ما يمكن والذرات متباعدة والتنافر اقل بين الأزواج الالكترونية
- وجود تشاكل ضوئي في المركبات التي تحتوي على ذرة كربون غير متماثلة (كيرالية). وذلك لتأثر الضوء المستقطب بالسحب الالكترونية للمجموعات المختلفة حول المركز الكيرالي.
- التشاكل في جزئ الهكسان وجزئ 2-ميثيل بنتان تشاكل سلسلة. لاختلاف طول السلسلة الهيدروكربونية في الجزيئين.
- تتفاعل الالكينات بميكانيكية الإضافة الالكتروفيلية. لانه يتم كسر الرابطة باي في الالكين عن طريق الالكتروفيل الموجب.
- في جزئ البروم $Br-Br$ ، يتكون الالكتروفيل Br^+ بالرغم من عدم قطبية الجزيء. لان الكثافة الالكترونية في الجزئ تنزاح نحو احدي الذرتين تحت تأثير الرابطة الثنائية للالكين ويتكون ثنائي قطب مستحث.
- يعتبر كلاً من الامونيا والماء من النيوكليوفيلات بالرغم من تعادل الجزئ؟ لوجود ازواج من الالكترونات الحرة على الذرة المركزية.
- يعتمد الشكل الهندسي الفراغي للمركب العضوي الناتج على طريقة مهاجمة النيوكليوفيل للكربوكاتيون الثالثي في ميكانيكية S_N1 ؟ لان هجوم النيوكليوفيل من الامام يؤدي الى تكون شكل بناي مشابه للالهالوكان الثالثي، والهجوم الخلفي يتكون عنه شكل بناي معكوس.
- ينتج شكل فراغي معكوس دائماً في ميكانيكية الاستبدال النيوكليوفيلي S_N2 ؟ لان هجوم النيوكليوفيل يحدث من الخلف فقط.
- يتم هجوم النيوكليوفيل من الخلف فقط في ميكانيكية الاستبدال النيوكليوفيلي S_N2 ؟ لان المجموعة المغادرة (الهالوجين) لم ينفصل في الخطوة الأولى عند هجوم النيوكليوفيل.
- ايون الهيدروكسيد يعد نيوكليوفيل أفضل من الماء. ايون الهيدروكسيد سالب الشحنة فينجذب اسرع من الماء الذي يحتوي على ازواج من الالكترونات الحرة.
- مجموعة الكربونيل مستقطبة جزئياً. لفرق السالبة الكهربائية بين الاكسجين والكربون.
- كلوريد الإيثانويل أكثر نشاطاً من حمض الإيثانويل في تفاعلات الإحلال النيوكليوفيلي؟ لان مجموعة Cl في كلوريد الاسيل اعلى سالبة كهربية ومجموعة مغادرة أقوى من مجموعة OH في الحمض الكربوكسيلي.
- بالرغم من ارتفاع السالبة الكهربائية للفلور الا انه مجموعة مغادرة ضعيفة؟ لان الرابطة C-F يصعب كسرها حيث ان السالبة الكهربائية للفلور مرتفعة جداً والرابطة قوية.
- حمض الايثانويل أكثر نشاطاً من الايثاناميد في تفاعلات الاستبدال النيوكليوفيلي. لان مجموعة OH في الحمض الكربوكسيلي اعلى سالبة كهربية وافضل كمجموعة مغادرة من مجموعة NH_2 في الاميد
- الكحولات والفينولات تعمل كعوامل نيوكليوفيلية. لوجود زوجين من الالكترونات الحرة على ذرة الاكسجين لمجموعة الهيدروكسيل OH والتي توجد في الكحولات والفينولات.
- جزئ البنزين ثابت كيميائياً أو جزئ البنزين لا يتأكسد أو جزئ البنزين غير نشط كيميائياً أو البنزين لا يتفاعل بالإضافة ويتفاعل بالاستبدال. بسبب ظاهرة الرنين وهي عدم تمركز الكترونات الرابطة الثنائية في حلقة البنزين.
- إضافة البنزين الى الجازولين وقود السيارات. لتعزيز الاوكتان وتقليل الفرقة والطرق داخل المحركات.
- يحدث هجوم الالكتروفيل على الكترونات الرابطة باي لحلقة البنزين في أي موقع بين ذرات الكربون الست. لان الكترونات الرنين تساهم فيها ذرات الكربون الست للحلقة، وبالتالي فجميع المواقع متكافئة.
- لا تحدث عملية الاكسدة لمركب رباعي بيوتيل بنزين $C_6H_5C(CH_3)_3$. لعدم وجود هيدروجين بنزيلي على ذرة الكربون المجاورة للحلقة.
- تفاعلات الاحلال الالكتروفيلي للفينول أسرع منها للبنزين. لان مجموعة الهيدروكسيل تمتلك الكترونات حرة وتزيد نشاط الحلقة الاروماتية في الفينول عن البنزين.
- عند نيترة الفينول ينتج اورثو وبارا نيترو فينول ولا يتكون ميتا نيترو فينول. لان مجموعة الهيدروكسيل المانحة للالكترونات والمنشطة للحلقة الاروماتية تزيد الكثافة الالكترونية على اورثو وبارا.
- يتصف الفينول بصفة حمضية. يتفاعل مع القواعد القوية ويحرر H^+ ويتكون ايون الفينوكسيد المستقر والماء.

- ايون الفينوكسيد مستقر. لوجود 5 اشكال رنين غير متكافئة له.
- يستخدم فينوكسيد الصوديوم في مستحضرات التجميل. منظف للبشرة ويمنع نمو البكتريا.
- عند نيترة التولوين ينتج اورثو وبارا نيترو تولوين بنسبة أكبر من ميتا نيترو تولوين. لان مجموعة الميثيل مانحة للإلكترونات ومنشطة للحلقة الأروماتية وتزيد الكثافة الإلكترونية على اورثو وبارا.
- الحديد مادة فرومغناطيسية؟ يسبب وجود الكترولونات منفردة في المستوى الفرعي d بكثرة، ويستطيع ترتيب الإلكترونات المنفردة على شكل اقطاب ليجذب المغناطيس الخارجى بقوة.
- السكانديوم مادة بارامغناطيسية؟ لوجود الكترولونات منفردة في المستوى الفرعي d.
- الخارصين مادة دايامغناطيس؟ لأن افلاك المستوى الفرعي d فى حالة ازدواج ولا توجد الكترولونات منفردة.

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ