



كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الثانية

المادة : كيمياء لاعضوية 1

المحاضرة : السادسة/نظري/ د. تامرة

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z Facebook Group :

كلية العلوم

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

2026

7



جامعة طرطوس

كلية العلوم

قسم الكيمياء

الكيمياء اللاعضوية 1

القسم النظري

طلاب السنة الثانية

قسم الكيمياء

المحاضرة السادسة

أستاذ المقرر

للعام الدراسي 2025-2026

د. تمارة شهري

الرابطة المشتركة - بنية الجزيئات ثنائية الذرة غير المتجانسة

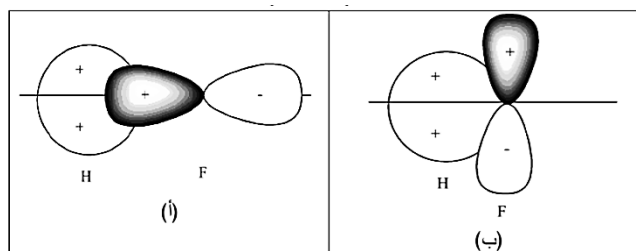
بنية بعض الجزيئات ثنائية الذرة غير المتجانسة:

جزيئة فلوريد الهيدروجين (HF) :

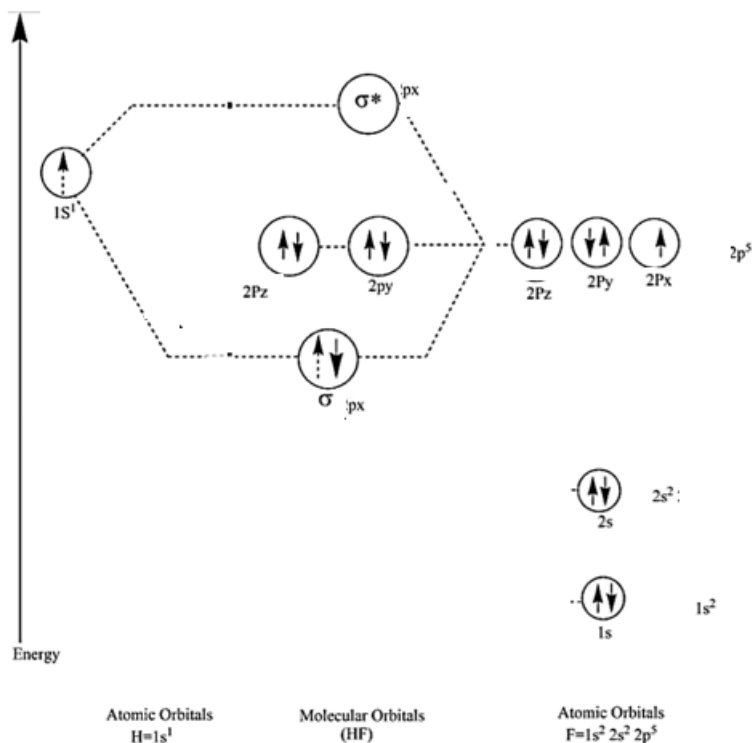
الترتيب الإلكتروني للهيدروجين = $1s^1$

الترتيب الإلكتروني للفلور = $1s^2 2s^2 2p^5$

إذا فرضنا إن محور الأصرة بين الفلور والهيدروجين (H-F) هو المحور السيني (X) فان الأصرة في هذه الحالة سوف تتكون نتيجة لتداخل أوربيتال (1S) من ذرة الهيدروجين مع الأوربيتال ($2P_x$) من ذرة الفلور كما موضح بالشكل التالي (أ) بينما (ب) يوضح تداخل الأوربيتالين على المحور الصادي



(ب) مع ($2P_y$)



المخطط الطاقي لجزيء HF

رتبة الرابطة = $2 - 0 \div 2 = 1$ رابطة احادية

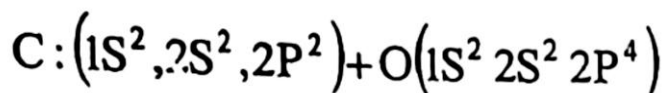
الجزيء ديا مغناطيسي بسبب عدم وجود الكترونات مفردة

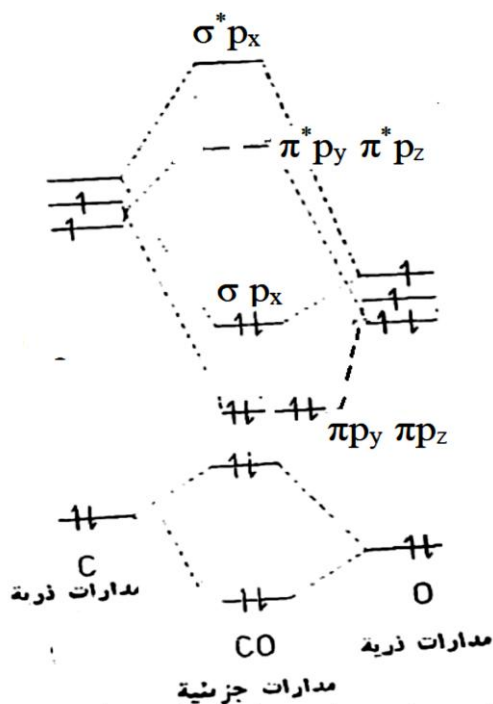
ملاحظة:

الهاليدات الأخرى أيضاً HCl, HBr, HI لها تراكيب مشابهة إلا أنها تستعمل مدارات $3P_x, 4P_x, 5P_x$ على الترتيب.

- جزيئة CO:

هناك أيضاً بعض الجزيئات الأخرى مثل جزيئة N_2 وجزيئات NO^+, CN^- تتمتع بنفس البنية الالكترونية الجزيئية (نفس العدم من الالكترونات) .



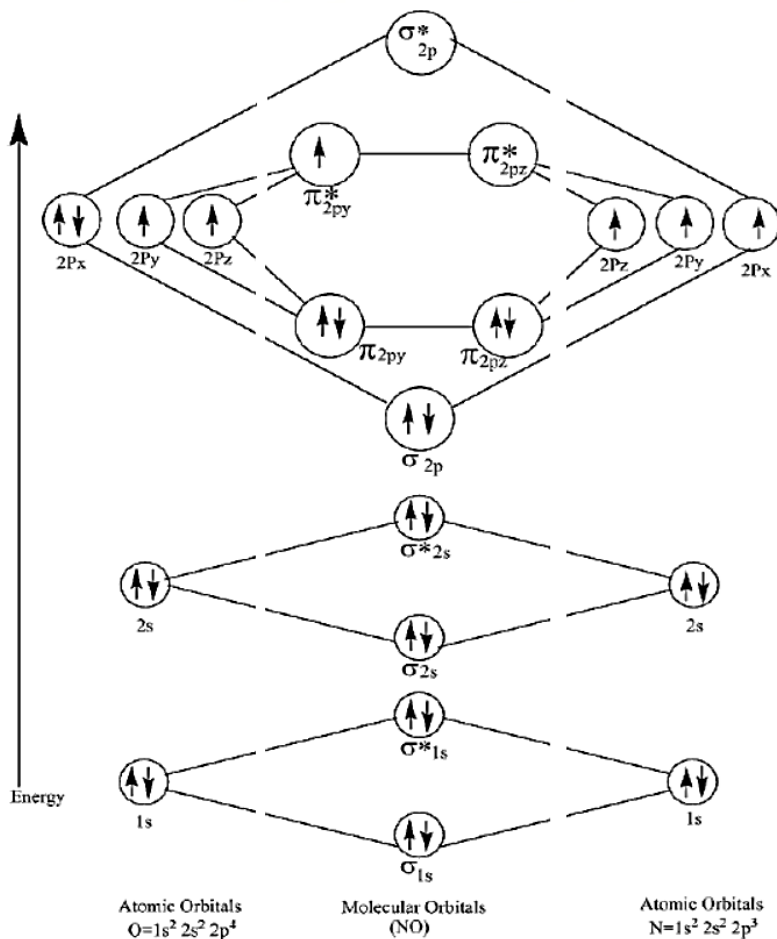


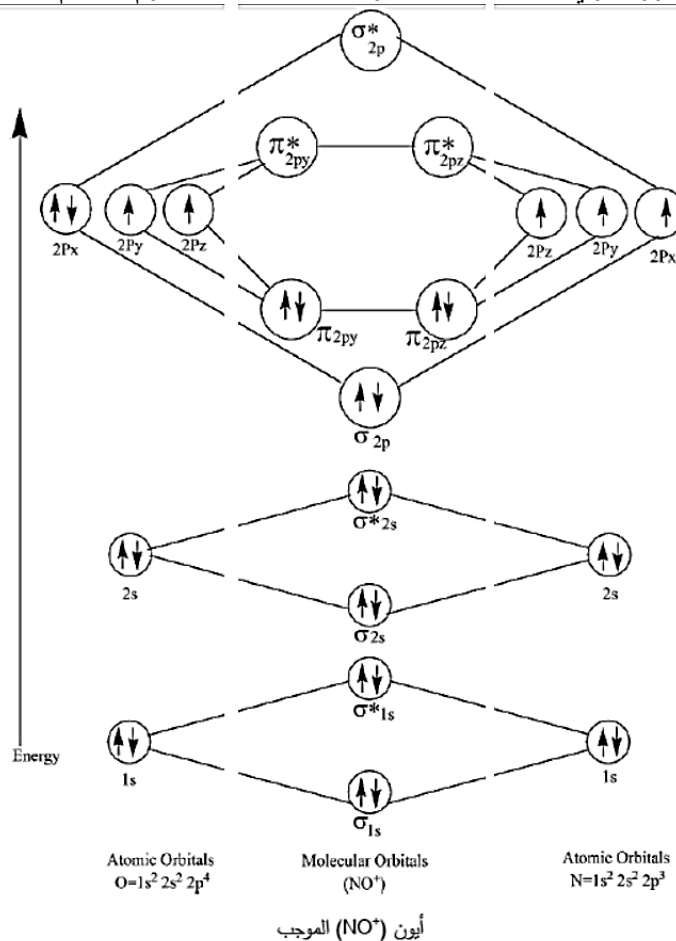
إن فرق الطاقة بين المدار $2S$ العائد للأكسجين والمدار $2S$ للكربون كبير لذلك لا يمكن حصول تركيب خطي بينهما فيبقى بذلك $2S$ العائد للأكسجين بمثابة مدار غير رابط، لذلك وجود الكترونات على مدارات غير رابطة يجعل الجزيئة CO مانحة للإلكترونات.

إن جميع مدارات الأكسجين طاقاتها أخفض من طاقات مدارات الكربون الموافقة وذلك لأن شحنة الأكسجين أكبر من شحنة نواة الكربون بوحدين وهذا أيضاً يتفق مع كون كيون تشرد الأكسجين أكبر من كيون تشرد الكربون. أيضاً يلاحظ من الشكل أن الفرق في الطاقة بين المدارين $2P, 2S$ في الأكسجين أكبر منها في الكربون

جزئية (NO) :

في هذه الجزئية تكون نتيجة امتزاج الأوربيتالات الذرية لذرتي النتروجين والأكسجين مشابه لجزئية الأكسجين مع وجود فرق واحد هو وجود إلكترون واحد في الأوربيتال الجزيئي مضاد للأرتباط أو مانع الأرتباط (anti-bonding orbital) (π^*) ولهذا السبب فإن جزئية (NO) تكون غير مستقرة وتفقد بسهولة هذا الإلكترون المتواجد في الأوربيتال مضاد الارتباط مولدة أيون موجب (NO^+) يكون أكثر استقراراً من (NO) وله قوة أصرة أكبر من قوة الأصرة في (NO) .





بنية بعض الجزيئات متعددة الذرات:

1- الجزيئات الثلاثية الذرة الخطية: يوجد العديد من الجزيئات

(... N₂O, NO₂⁺, CaCl₂, CS₂, BeH₂, CO₂, BeF₂, BeCl₂)

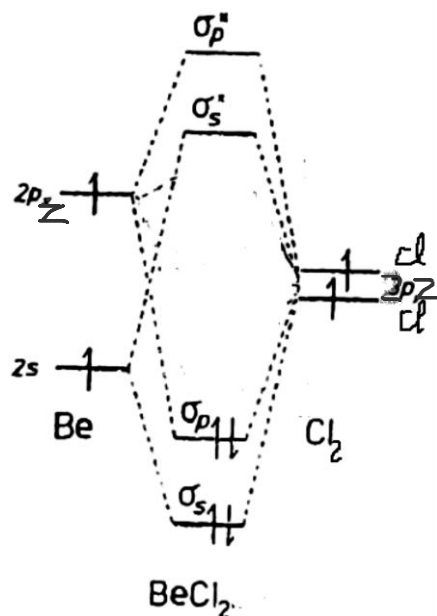
- الجزيء BeCl₂:

في جزيء BeCl₂ فإنه يؤخذ في ذرة البيريليوم مدارين ذريين مناسبين 2P_x, 2S ولدى كل ذرة من ذرتي الكلور مدار 3P_x, فأصبح لدينا أربع مدارات

ذرية 3P_{x2}, 3P_{x1}, 2P_x, 2S

التركيب الخطي لها تعطي أربع مدارات جزيئية نصفها رابط ونصفها معاكس للربط

ويتشكل لدينا مدارات لرابطة ولكن لم نذكرها بالمخطط Cl_a - Be - Cl_b



2- الجزيئات المستوية المثلثية:

مثل الجزيئات BH_3 , BCl_3 , BF_3 , CO_3^{2-} , NO_3^- , SO_3 .

- جزيئة BCl_3 :

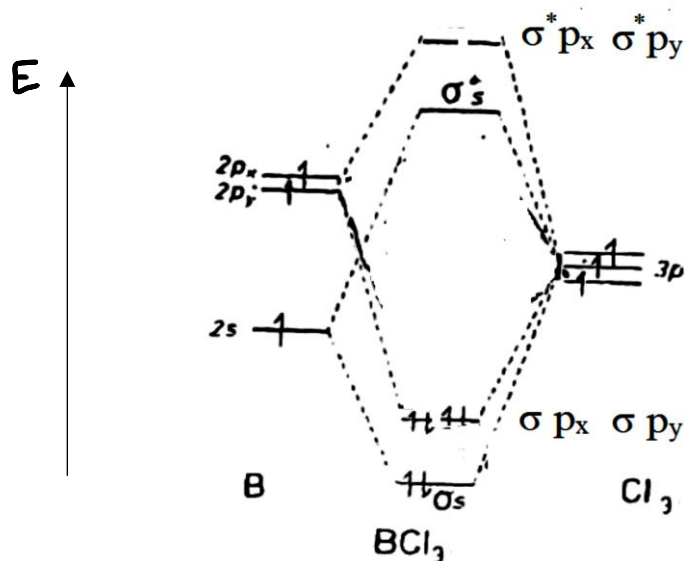
لندرس جزيئة BCl_3 حسب طريقتي رابطة التكافؤ والمدارات الجزيئية. تأخذ الجزيئة BCl_3 بنية مثلثية مستوية والزوايا بين الروابط Cl - B - Cl هي 120° .

ذرة البور تأخذ التركيب الالكتروني $1s^2 2s^2 2p^1$ والمدارات التكافؤية فيها $2s$, $2p$ التي يحصل بينها وبين $3p$ للكور التغطية ففي ذرة البور يمكن أن يرتقي الكترون من $2s$ إلى $2p$ وبالتالي تصبح بنيتها الالكترونية $2s^1 2p_x^1 2p_y^1$ التي تحوي ثلاث الكترونات فردية يمكن أن تشكل ثلاث روابط حيث تتزوج مع الكترونات الكور

نتبع نفس الطريقة التي اتبعناها من أجل الذرات الثلاثية الخطية ولكن هنا لدينا أربع ذرات وستة مدارات ذرية:

($2S$, $2P_x$, $2P_y$ من البور و $3P_x$ ثلاث ذرات من الكلور) ووافق ذلك تشكل ستة مدارات جزيئية نصفها رابط والنصف الآخر معاكس للربط (σ_{P_y} , σ_{P_x} , σ_S) وثلاث مدارات معاكسة للربط ($\sigma^*_{P_y}$, $\sigma^*_{P_x}$, σ^*_S)

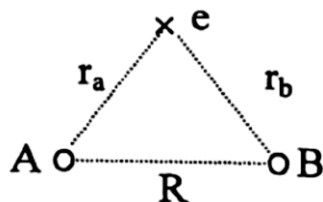
تتشكل المدارات الجزيئية σ في الجزيئة BCl_3 على حساب $2P_y$, $2P_x$, $2S$ لذرة البور مع المدارات $3P_{x_c}$, $3P_{x_b}$, $3P_{x_a}$ لذرات الكلور الثلاثة



بما أن المدارات التكافؤية لذرات الكلور (الأكثر سلبية) تعتبر أكثر استقراراً من مدارات ذرة البور لهذا ستقضي الإلكترونات على المدارات الجزيئية الرابطة وقتاً أكبر في منطقة نوى ذرات الكلور منه حول نواة ذرة البور وتكون المدارات σ_y , σ_x في مثل هذه الجزيئات متوالدة (متساوية طاقياً)

2- طريقة رابطة التكافؤ:

وهي طريقة تقريبية و تتشكل الرابطة وفق هذه الطريقة نتيجة زوج (أو أكثر) من الالكترونات بحيث أن الزوج الالكتروني يربط نواتين فقط. أي يحصل تزاوج بين الكترونيين عاندين لذرتين مختلفتين ويشكل زوج الكتروني رابط شاردة جزيء الهيدروجين أبسط الجزيئات حيث تتألف من نواتين والكترون واحد.



شاردة جزيء الهيدروجين

عندما يكون البعد بين النواتين كبيراً، يمكن اعتبار بنيتين ممكنتين في إحداهما يرتبط الالكترون بنواة الهيدروجين A وتبقى B المؤلفة من بروتون واحد دون ارتباط عندها نرّمز للبنية $H_A H_B^+$ ويمثلها التابع الموجي ψ_I .

أما البنية الثانية التي يكون فيها الالكترون حول النواة B وتبقى A على شكل بروتون ونرّمز لها بالبنية $H_A^+ H_B$ ويمثلها التابع ψ_{II} .
طبعاً هاتين البنيتين تمثلان حالتين متساويتين من الطاقة.

فإذا كان البعد بين النواتين لا نهائي فإن ψ_I, ψ_{II} سوف تمثل بدقة التابع الممثل لحركة الالكترون حول A , B على الترتيب. عند تقريب النواتين من بعضهما فسوف نحصل على جملة جديدة وعندها لن يصلح أي من التابعين في تمثيل حالة الجملة الجديدة وعندئذ نفترض أنه يمكن الحصول على تمثيل أفضل باخذ

تركيب خطي للتابعين ψ_I, ψ_{II} ويكون عندها التابع الموجي للجزيء بالشكل

$$\psi = C_I \psi_I + C_{II} \psi_{II}$$

لكن ψ_I, ψ_{II} يمثلان سويتين متساويتين بالطاقة أي يساهمان بقدر متساو في التابع ψ وبالتالي يمكن البرهان أنه يوجد تركيبين خطيين.

$$\Psi_+ = \frac{1}{\sqrt{2}} (\Psi_I + \Psi_{II})$$

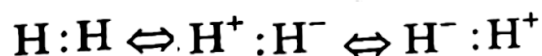
حيث $\frac{1}{\sqrt{2}}$ قيمة تقريبية لثابت التنظيم.

$$\Psi_- = \frac{1}{\sqrt{2}} (\Psi_I - \Psi_{II})$$

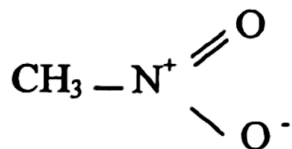
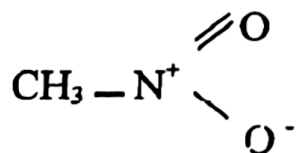
يمكن بالنتيجة أن نلخص ما يحدث عندما يقترب بروتون من ذرة الهيدروجين وعندما تكون النواتين بعيدتين تكون الكثافة الالكترونية هي كثافة الالكترون الوحيد الموجود حول ذرة الهيدروجين. عندما تقترب النواتين من بعضهما تنشأ قوى هي من جهة قوى تجاذب بين الالكترون والنواة ومن جهة ثانية قوى تدافع بين النواتين وهذا نفسه أيضاً يمكن أن يحدث امكانية ارتباط الالكترون بالنواة الأخرى ويحصل بذلك تأثير طنيني مما يؤدي الى تركيز الشحنة الالكترونية بين النواتين مما يؤدي إلى إضعاف قوى التدافع بينهما.

الطنين

ترتبط هذه الكلمة بطريقة رابطة التكافؤ فعند وصفنا لجزيء الهيدروجين وجدنا انه لا يمكن تمثيله ببنية افتراضية واحدة. فلقد وصفنا جزيء الهيدروجين بتابع موجي الذي يمثل التركيب الخطي للتابعين الموجيين Ψ_I, Ψ_{II} اللذان يمثلان بنيتان افتراضيتان ، إذا حالة الجملة الحقيقية توصف غالباً بطنين بين الحالتين الممثلتين بـ Ψ_I, Ψ_{II} أو يمكن أن نقول أنه يوجد طنين بين البنيتين. فقد جرت العادة على تمثيل الارتباط في H_2 بالشكل التالي:



– نترó الميطان الذي يمثل الارتباط فيه بالشكلين التاليين:
إذا اعتبرنا أن الأنوية تحتل مواقع ثابتة يكون:

I ψ_I II ψ_{II}

فمن دراسة عدد من الجزيئات التي تحوي الأزوت والأكسجين إن الرابطة المضاعفة بينهما أقصر بكثير من الرابطة المفردة بينهما ولكن التجربة بينت أن الرابطتين بين الأزوت والأكسجين في هذا الجزيء متساويتان طولاً وكل منها $(1,22\text{Å})$ إذاً فالحالة الواقعية للجزيء تمثل بالبنيتين الافتراضيتين معاً I , II أي التابع الموجي نحصل عليه بتركيب خطي:

$$\psi = N(C_1\psi_I + C_2\psi_{II})$$

أي بدمج البنيتين بحيث تشارك كل بنية بالتساوي في التركيب الخطي وذلك لتساوي طاقتيهما ولأن المواقع النسبية للنوى فيهما واحدة والبنيتان تحويان نفس العدد من الالكترونات الفردية وهو (صفر).

– جزيء البنزن C_6H_6 :

فالبنزن ثابت للغاية كيميائياً وذلك رغم أن الصيغة البنوية التي وضعها كيكوليه تحوي ثلاث روابط مضاعفة وأن الجزيء مستو تماماً وجميع روابطه متساوية. يمكن كتابة الصيغ التقليدية الخمس:



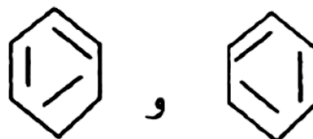
صيف ديوار

صيف كيكوليه

تمثل كل بنية بتابع موجي وبالتالي فإن البنية الواقعية لجزيء البنزن تمثل بالتابع ψ .

$$\psi = C_1\psi_1 + C_2\psi_2 + C_3\psi_3 + C_4\psi_4 + C_5\psi_5$$

يجب هنا التتويه أنه لا يقابل صيغ الطنين الكيميائية أي مركبات كيميائية حقيقية فلا نستطيع أن نقول مثلاً أن مادة البنزن تحوي نسباً متساوية من الصيغتين:



بل كل ما نستطيع قوله هو أن للبنزن صيغة واحدة لا يمكن وصفها أو رسمها كما تكتب وترسم الصيغ الأخرى، بل إنها طنين بين عدة صيغ لا يقابل أيّاً منهما جسم كيميائي حقيقي

انتهت المحاضرة



مكتبة
A to Z