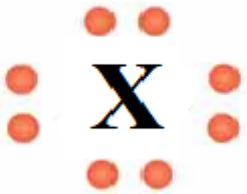
1. شرح تمثيل لويس

يعتمد تمثيل لويس على عدد الالكترونات الموجودة في الغلاف الاخير (مستوى الطاقة الخارجي) والذي يدعى بغلاف التكافؤ. كيفية رسم تمثيل لويس: ترتب الالكترونات الموجودة في الغلاف الخارجي لذرة العنصر بطريقة صورية تسمى ترتيب (رمز) لويس وكما يأتي:

يكتب رمز العنصر الكيميائي محاطا بنقاط تمثل كلً نقطة الكتروناً واحداً وتمثل كل نقطتين متجاورتين زوجا الكترونية، ويتم توزيع هذه النقاط بحيث لا يزيد عددها في كل جهة من الجهات الأربعة المحيطة بالرمز على نقطتين الى يمين الرمز ونقطتين الى يساره ونقطتين اعلاه ونقطتين اسفله وكما هو مبين أدناه.



الشكل 1: تمثيل لويس لعنصر كيميائي

2. أهمية تركيب لويس

يوجد ثلاثة فوائد او استخدامات أساسية لتمثيل لويس وهي:

1 .المساعدة في التعرف على موضع الإلكترونات حول الذرات.

2 .المساعدة في تصور الهندسة الجزيئية للمركب.

3 .تستطيع من خلالها تذكر موقع الأزواج المنفردة.

وكما هو معروف فإن هندسة الجزيئات بالإضافة إلى موضع الأزواج المنفردة لها تأثير كبير على التفاعل، لذا فإن استخدام تمثيل لويس سيفيدك جداً.

ميزة تمثيل لويس الكاملة هي أنها تساعدك على رؤية مكان كل الإلكترونات وتحديد ما إذا كانت كل ذرة تطبق قاعدة الثمانية ام لا. يمكنك من خلاله أيضاً رؤية الجزيئات التي يمكن أن تحتوي على إلكترونات مرتبطة، والتي يتم مشاركتها بين الذرات والإلكترونات غير المترابطة، والمعروفة أيضًا باسم الأزواج الوحيدة (les doublet libre).

3. الطبقات الالكترونية

وفقًا لتمثيل لويس، تحتوي كل ذرة على طبقات مختلفة نسميها K وL وM يتم فيها توزيع الإلكترونات. وتشغل الطبقةK المستوى الطاقوي الأدنى لذلك توزع الالكترونات بشكل أساسي على هذه الطبقة وعند امتلائها توزع الالكترونات في الطبقات الأعلى طاقة بالتتابع، والطبقة K يمكنها استقبال إلكترونين كحد أقصى، ثم الطبقة L والتي يمكن لكل منها استيعاب 8 إلكترونات والطبقةM والتي يمكن لكل منها استيعاب 18 إلكترونات. (كل طبقة تحمل عدد من الالكترونات قدره $2n^2$ حيث n يمثل رقم الطبقة)

تسمى آخر طبقة مشغولة للذرة الغلاف الخارجي وإلكتروناتها هي الإلكترونات الخارجية.

4. قاعدة الثنائيات والثمانيات

تميل الذرات إلى السعي لتحقيق أقصى قدر من الاستقرار ومحاولة الحصول على غلاف إلكتروني كامل، ولهذا السبب تحترم قاعدة الثنائيات أو قاعدة الثمانيات:

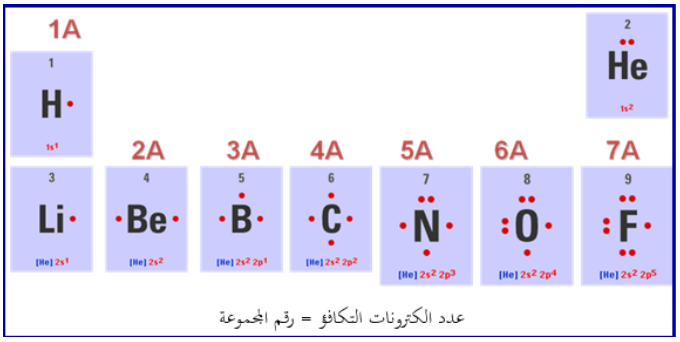
- وفقًا لقاعدة الثنائيات ، تكون الذرة أو الأيونات مستقرة إذا كانت غلافها الخارجيK ممتلئ ولها إلكترونان.

وفقًا لقاعدة الثمانيات، تكون الذرة أو الأيون مستقرا إذا كان غلافها الخارجي L أو M به 8 إلكترونات.

لاحترام قاعدة الثنائيات أو الثمانيات، يمكن للذرة أن تكتسب أو تفقد إلكترونات عن طريق التحول إلى أيون، ولكن يمكنها أيضًا إنشاء رابطة تساهمية مع ذرة أخرى.

5. تمثيل لويس للذرات

يحاط رمز العنصر بعدد من النقاط يساوي الكترونات التكافؤ وتساوي رقم المجموعة التي يوجد بها العنصر، فقط الالكترونات العازبة لها القدرة على تشكيل روابط ونسميها إلكترونات رابطة وعددها يمثل عدد تكافؤ الذرة (عدد الروابط الممكنة للذرة)، أما الأزواج فلا يمكنها تكوين روابط ماعدا الرابطة التساندية في حالة توفر العنصر الاخر على غرفة كمية فارغة.



الشكل 2: تمثيل لويس لبعض الذرات

فمثلا الفليور يمتلك سبعة إلكترونات منها ستة إلكترونات على شكل ثلاثة أزواج (لا يمكنها تكوين روابط، أزواج غير رابطة) وإلكترون أعزب وحيد، ومنه نستنتج أن الفليور وحيد التكافؤ (يكون رابطة واحدة).

6. تمثيل لويس للجزيئات

لكي نتمكن من رسم تمثيل لويس بطريقة صحيحة يجب أن نتبع الخطوات الاتية:

1 -حدد الذرة المركزية (الذرة ذات الكهروسالبية الاقل والتكافؤ الأعلى).

2 -احسب عدد الكترونات التكافؤ لكل عنصر.

3 -احسب العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ في الجزيء.

4 -اربط الذرة المركزية بالذرات الأخرى بروابط تساهمية (كل نقطتين او خط مستقيم قصير يمثل رابطة تساهمية وهي عبارة عن زوج من الالكترونات وتسمي الالكترونات الرابطة).

5 -اطرح عدد الالكترونات الرابطة من العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ وأوزع الباقي على الذرات الخارجية بحيث تحصل كل ذرة على ثمانية الكترونات ما عدا الهيدروجين يحصل على الكترونين فقط.

6 -الباقي من الكترونات التكافؤ يضاف الي الذرة المركزية على هيئة الكترونات غير رابطة (أزواج حرة).

7 -إذا كان عدد الالكترونات على الذرة المركزية اقل من ثمانية تستخدم الازواج الالكترونية غير الرابطة في عمل روابط ثنائية بين الذرة المركزية والذرات الخارجية.

أمثلة لرسم تركيب لويس

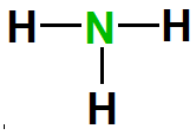
مثال: ارسم تمثيل لويس للأمونيا NH_3

1 -الذرة المركزية هي النيتروجين

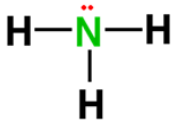
2 -عدد الكترونات التكافؤ $N = 5$ ، $H = 1$

3 -العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ $8 = 5 + (1\times3)$

4 -وصل الذرة المركزية بالذرات الأخرى بروابط تساهمية أحادية



عدد الالكترونات الرابطة = 6 والفرق هو 2=6-8 يوضع على هيئة زوج غير رابط على الذرة المركزية.



7. الرابطة الكيميائية

تبحث الذرات عن الاستقرار لذلك تقوم بتشكيل الروابط الكيميائية للحصول على ذلك، حيث تسمح تلك الروابط بضمان استقرار الذرة بأفضل قدرٍ ممكنٍ عن طريق ضمان استقرار الإلكترونات الخارجية إما عن طريق مشاركة إلكترون بين ذرتين أو التخلي عن إلكترون لذرةٍ مجاورةٍ أو أخذ إلكترونات. ومن خصائص الروابط الكيميائية:

- **الطول:** طول الرابطة هو مسافة التوازن بين نواتي الذرتين المرتبطتين.
- **الطاقة:** تتعلق الطاقة بمدى قوة الرابطة وتشير الى كمية الطاقة اللازمة لفك الرابطة بين النواتين وفصلهما.
- **القطبية:** تعني مدى انحياز الغمامة الإلكترونية نحو إحدى الذرتين.
- **الترتيب:** يحدد الترتيب عدد الأزواج من الإلكترونات التي تدخل في الرابطة الكيميائية، وكلما ازداد العدد ازدادت قوة الرابط.

8. أنواع الروابط الكيميائية

الروابط الكيميائية القوية

1.8. الرابطة التساهمية

تتكون الرابطة التساهمية عندما لا يمكن للإلكترون الانتقال من ذرةٍ لأخرى بسبب فرق الكهروسالبية الكبير بين الذرتين، وتكون إما بمشاركة كلٍّ من الذرتين لإلكترونٍ بشرط أن تكون الذرتان من شحنتين مختلفتين، أو أن تقوم ذرةٌ بتقديم إلكترونٍ وبالمقابل تقوم الذرة الثانية بتقديم مدارٍ له، وهي نوعان رابطة تساهمية مستقطبة وأخرى غير مستقطبة.

2.8. الرابطة التساهمية الغير مستقطبة

رابطةٌ تتشكل بين ذرتين متماثلتين كجزيء الهيدروجين H_2و الاكسجين O_2، تكون فيها أزواج الإلكترونات على مسافةٍ واحدةٍ من نواتي الذرتين، وتتواجد في السوائل والغازات والأجسام الصلبة سريعة الذوبان.

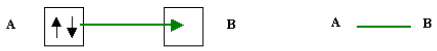
3.8. الرابطة التساهمية المستقطبة

تنشأ هذه الرابطة بين ذرتين مختلفتين بالكهروسالبية حيث لا يكون الإلكترون المشترك على مسافةٍ واحدةٍ من نواتي الذرتين بل يكون أقرب للذرة الأكثر كهروسالبية فيتكون قطبين في الجزيء، قطب غني بالإلكترونات (سحابة الكترونية كبيرة)، وقطب فقير من الالكترونات (سحابة الكترونية صغيرة)، ومن الأمثلة على هذه الرابطة: جزيءالماءH_2O جزيء حمض الهيدروكلوريك HCl.

يكفي معرفة خصائص وتركيبة العنصر لمعرفة ما إذا كانت الروابط روابطَ تساهميةً، وما إذا كانت قطبيةً أم غير قطبيةٍ؛ فإذا كان المركب من عناصرَ متماثلة كانت الروابط تساهميةً غير مستقطبةٍ، وإذا كان من عناصرَ مختلفةٍ كان العكس. كما أن الروابط التساهمية لا يمكن أن تتواجد في المركبات المعدنية بسبب طريقة تشكل هذه الروابط.

4.8. الرابطة التساندية

تتكون الرابطة التساندية عندما توفر إحدى الذرتين زوجًا مزدوجًا (الزوج الحر) وتتلقى الذرة الأخرى الزوج الحر في غرفة كمية فارغة.



5.8. الرابطة الأيونية

تنشأ هذه الروابط عندما تكون قوى الجذب الكهربائية المشتركة بين أيونين من شحنتين مختلفتين أحدهما ذو كهروسالبية عالية والاخر ذو كهروسالبية ضعيفة، وتتسم هذه الروابط الكيميائية الأيونية بالبساطة بحيث يدخل فيها ذرة واحدة فقط من المادة، ويتميز هذا النوع من الروابط بعدم إشباع المدار الأخير مما يسمح لعددٍ متغيرٍ من الأيونات بالاقتراب من أيون أو مجموعة أيونات تخالفها بالشحنة.

يمكننا التميز بين الرابطة الايونية والرابطة التساهمية المستقطبة بالشكل الاتي:

تكون الرابطة تساهمية مستقطبة إذا كان $\Delta x = x_p - x_a < 1,7$ (حيث أن x_p هي كهروسالبية الذرة القطبية، x_a هي كهروسالبية الذرة الأقل قطبية).

تكون الرابطة ايونية إذا كان $\Delta x = x_p - x_a > 1,7$.

7.8.الرابطة المعدنية

الرابطة المعدنية هي الرابطة التي تجمع الذرات فيما بينها داخل المعادن، والفارق بينها وبين الروابط السابقة هي أن الإلكترون فيها لا يتشارك بين ذرتين فقط بل يطوف بحريةٍ خلال نسيجٍ من نوى المعدن، مما يعطي للمعدن العديد من الخصائص المميزة مثل نقل الحرارة والكهرباء، درجة انصهار عالية وقدرة كبيرة على التحمل.

ويحدث هذا النوع من الروابط عندما تتم مشاركة إلكترونات التكافؤ في ذرات المعدن مع أكثر من ذرةٍ مجاورةٍ، ليصبح المعدن عندها نسيج من الأيونات الموجبة تغطيها سحابة من الإلكترونات التي تبقي الأيونات قريبةً من بعضها مهما تنافرت بسبب الشحنة السالبة لتلك للسحابة.

الروابط الكيميائية الضعيفة

6.8.الرابطة الهيدروجينية

تنتج طبيعة وخصائص هذه الرابطة عن قدرة ذرة الهيدروجين H على صنع رابطة جديدة ناتجة عن خصائص قوى الكهرباء الساكنة، فعلى سبيل المثال سحب الإلكترون في جزيء من فلوريد الهيدروجين منحازة بشكلٍ كبيرٍ نحو الفلور مما يجعل الفضاء حول ذرة هذا المكون مشبعةً بحقلٍ كهربائيٍّ سالب الشحنة، بينما حول ذرة الهيدروجين المحرومة من إلكترونها الوحيد تكون الأمور بالعكس تمامًا فحقل الإلكترون حولها ضعيفٌ جدًا، ونتيجةً لهذا تكون الشحنة فيها موجبةً مما يسبب تجاذب الشحنتين الموجبة والسالبة وتشكل رابطة هيدروجينية.

9. تعريف التهجين

يعطى التهجين تفسيراً لطبيعة المدارات الذرية وكيفية اتحادها لتكوين المدارات الجزيئية وهي عبارة عن عملية تداخل بين مدارات الذرة الواحدة المتقاربة في الطاقة ينتج عنها مدارات جديدة متساوية في الطاقة والشكل.

1.9. تعريف المدار الجزيئي

يصف المدار الجزيئي حيزاً من الفراغ تتحرك فيه الإلكترونات ويشمل نواتين أو أكثر ويتسع لإلكترونين مزدوجين كحد أقصى وتكون طاقة الإلكترون في مدار جزيئي رابط أقل منها في المدار الذري المستقل.

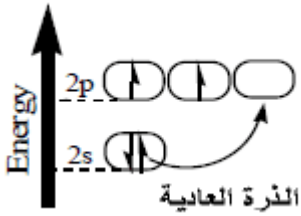
تتم عملية التهجين بعد إثارة الذرة (نتيجة لامتصاص طاقة) حيث ينتقل إلكترون من مدار فرعي أقل في الطاقة إلى مدار فرعي أعلى في الطاقة.

2.9. التهجين SP^3

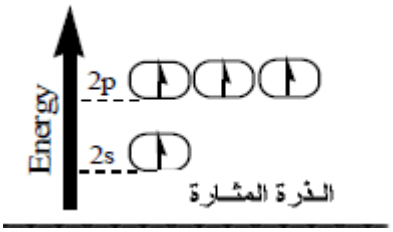
أحسن مثال على هذا النوع من التهجين في جزئ الميثان CH_4

$_1H: 1s^1$, $_6C: 1s^2$, $2s^2\ 2p^2$

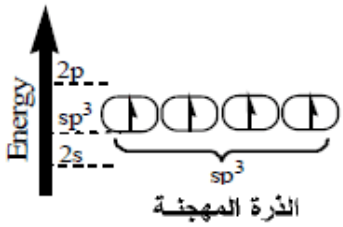
1. من التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون نجد أنها تحتوي على زوج إلكتروني في المدار الفرعي (2s)وإلكترونين عازبين في المدار الفرعي (2p)



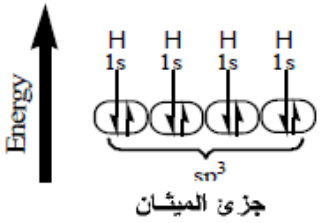
2. عند إثارة الذرة ينتقل إلكترون من المدار الفرعي (2s) إلى المدار الفرعي (2p) فتمتلك بذلك ذرة الكربون 4 مدارات نصف ممتلئة ولكنها غير متماثلة في الشكل والطاقة.



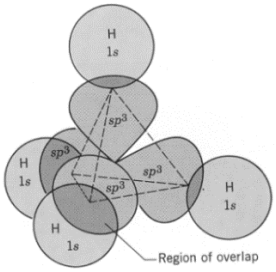
3. يحدث تهجين بين مدارات (2s)ومدارات (2p)في مستوى طاقة اعلى من مستوى طاقة المدار (2s)وأقل من مستوى طاقة المدار (2p)فتتكون 4 مدارات متماثلة في الشكل والطاقة.



4. تسمى المدارات المهجنة بالمدارات (sp3)لأنها نتجت من تهجين مدار (s)مع ثلاثة مدارات (p).
5. تتنافر المدارات المهجنة فيما بينها حتى تصل زوايا الربط إلى 109.5.
6. يتم التداخل بين المدارات المهجنة وفلك (S1) لأربع ذرات هيدروجين فتتكون 4 روابط تساهمية أحادية من النوع سيجما σ وبذلك يتكون جزئ الميثان.



7. عدد الروابط المتكونة في جزي الميثان أربعة روابط كلها من النوع سيجما σ وزويا الربط 109.5 كما ان الشكل الهندسي للجزيء هو هرم رباعي الوجوه.



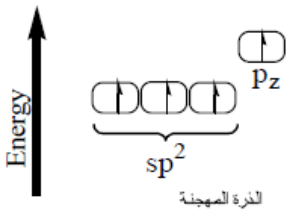
(أ) الرابطة سيجما (σ) : هي رابطة تنشأ من التداخل الأفقي للمدارات أي تكون على خط واحد.

(ب) لا ترتبط ذرات الهيدروجين مع ذرة الكربون المثارة لأن الأفلاك تكون متعامدة بزوايا 90 وكذلك وجود نوعين من الأفلاك المختلفة في الشكل والطاقة (s, p).

3.9.التهجين SP^2

أحسن مثال على هذا النوع من التهجين هو التهجين في جزئ الإيثيلين $CH_2 = CH_2$

(1) يتم تهجين مدار (2s) مع مدارين من (2p) في ذرة الكربون المثارة فتنتج 3 مدارات متماثلة في الشكل والطاقة ويبقى الفلك (p_z) في وضعه الأصلي قبل التهجين وتسمى المدارات الهجينة sp^2 لأنها تكونت من تهجين مدار (s) ومدارين (p).



(2)يحدث تنافر بين المدارات المهجنة حتى تصل الزوايا بينها إلى 120

(3)التداخل في جزئ الإيثلين: يوجد نوعين من التداخل في هذه الحالة

(أ) تداخل يؤدي إلى تكوين روابط سيجما(σ)

تداخل مدارات (sp2) من كل ذرة كربون مع مدار (s1) من كل ذرة هيدروجين ينتج عنه رابطة C-H

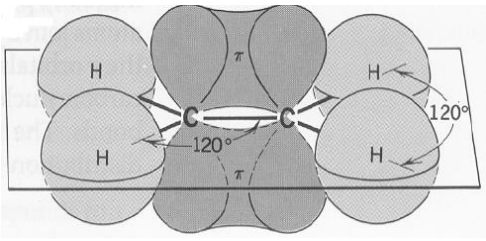
تداخل بين مدارات (sp2)من كل ذرة كربون ينتج عنه رابطةC-C

(ب) تداخل يؤدي إلى تكوين روابط بي(π) الرابطة بي تنشأ من المدارات النقية فقط.

نتيجة تداخل جانبي بين المدار (pz) من ذرة كربون مع المدار (pz)من ذرة الكربون الاخرى.

(4) عدد الروابط المتكونة في جزي الإيثلين = 6 روابط منها (5) روابط سيجما ورابطة واحدة فقط من النوع باي.

(5) من خلال دراسة تهجين جزئ الإيثلين نستنتج أن الشكل الهندسي له هو مثلث متساوي الاضلاع.



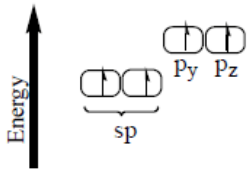
(أ) الرابطة باي (π) : هي رابطة تنشأ من التداخل الجانبي للأفلاك الذرية غير المهجنة (النقية) أي تكون متوازية.

(ب) ان درجة تداخل الأفلاك الإلكترونية في رابطة سيجما (σ) أعلى من درجة التداخل في الرابطة باي (π) لهذا فأن الرابطة سيجما (σ) أقوى من الرابطة باي (π).

4.9.التهجين SP

أفضل مثال لهذا النوع من التهجين في جزئ الأسيتيلين $CH \equiv CH$

1. يتم تهجين مدار (2s) مع مدار (2p) في ذرة الكربون المثارة فتنتج مدارين متماثلين في الشكل والطاقة ويبقى المدار (p_y) والمدار (p_z) في وضعهما الأصلي قبل التهجين (تبقى مدارات نقية).



(2)تسمى المدارات المهجنة sp لأنها تكونت من تهجين مدار (s) ومدار(p) .

(3)يحدث تنافر بين المدارات المهجنة حتى تصل الزوايا بينها إلى 180.

(4)التداخل في جزئ الأسيتيلين:

(أ) تداخل يؤدي إلى تكوين روابط سيجما:(σ)

تداخل مدارات (sp) من كل ذرة كربون مع مدارات (1s) من كل ذرة هيدروجين ينتج عنه رابطةC-H

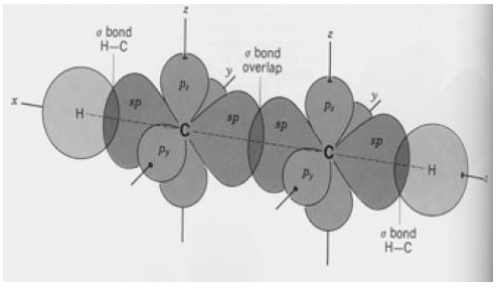
تداخل بين مدارات (sp) من كل ذرة كربون ينتج عنه رابطةC-C

(ب) تداخل يؤدي إلى تكوين روابط باي(π) :

نتيجة تداخل جانبي بين مداري الفلكp_y و p_z من كل ذرة كربون فتتكون الرابطة الثلاثية$CH \equiv CH$.

(5)عدد الروابط المتكونة في جزي الأسيتيلين = 6 روابط منها (3) روابط σ ورابطتين من النوعπ.

(6)من خلال دراسة تهجين جزئ الأسيتيلين نستنتج أن الشكل الهندسي له هو خطيLinear .



لمعرفة نوع التهجين يجب معرفة عدد المدارات الهجينة ويمكن حسابها من خلال جمع عدد الروابط σ وعدد الأزواج الحرة σ+NL

الجدول 02: أنواع التهجين وهندسة الجزيئات

نوع الجزيء	عدد المدارات الهجينة	الزوايا بين المدارات	نوع التهجين	الشكل العام للجزيء
AX_2	2	180^0	SP	خطي

مثلث متقايس الاضلاع	SP^2	120^0	3	**AX_3**
هرم رباعي الوجوه	SP^3	$109,28^0$	4	**AX_4**
	SP^3	107^0	4	**AX_3E**
	SP^3	105^0	4	**AX_2E_2**
مثلث ثنائي الهرم	SP^3d	90^0, 120^0	5	**AX_5 , AX_4E,..**
هرم ثماني الوجوه	SP^3d^2	90^0	6	**AX_6, AX_5E_2**

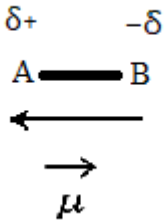
A: الذرة المركزية

X: عدد المجموعات أو الذرات المرتبطة تساهميا بالذرة المركزية (أو الذرة المراد إيجاد التهجين لها).

E : عدد الأزواج الحرة (الأزواج الغير رابطة)

عزم ثنائي القطب

إذا كانت الكهروسالبية مختلفة بين ذرتين A وB مرتبطتين برابطة تساهمية مستقطبة، فحتما الالكترونات الرابطة ستنجذب نحو الذرة الأكثر كهروسالبية، وبذلك ينشأ قطبان قطب غني بالإلكترونات ويحمل شحنة جزئية من الإلكترونات الرابطة قدرها δ- وقطب فقير من الإلكترونات ويحمل شحنة جزئية δ+، فينشأ عزم ثنائي القطب μ. ويكون منحى الشعاع $\vec{\mu}$ بإتجاه القطب الموجب(الشكل أسفله).



حساب عزم ثنائي القطب

يمكن حساب عزم ثنائي القطب بالعلاقة الأتية: عزم ثنائي القطب = الشحنة (بالكولومب) x البعد بين الذرتين (المتر)

$$\mu = q \times d$$

يقدر عزم ثنائي القطب بوحدة تسمى Debye نسبة للعالم Peter J.W. Debye ويرمز لها بالرمز D وتساوي في النظام العالمي SI :

$$1D = 3.33x10^{-30}\ Coulomb\ meters\ (\ C.m\ )$$

و يمكن حساب الشحنة بالعلاقة التالية:$q=|\delta.e|$ ، حيث δ تمثل الشحنة الجزئية و e الشحنة العنصرية $e=1,6\ 10^{-19}c$

حساب الطابع الايوني للرابطة : $I\%=\frac{\delta}{e}.100$

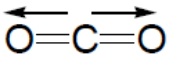
إذا كان الجزئ يتكون من ذرتين فأن عزم الرابطة = عزم ثنائي القطب.

-إذا كان الجزئ يتكون من عدة ذرات فأن عزم الرابطة = محصلة متجهات عزم الروابط المختلفة للجزئ حيث تعتمد قطبية الجزئيات على فارق السالبية الكهربية لذرات العناصر وعلى الشكل الهندسي للجزئ وكذلك وضع الأزواج الإلكترونية غير الرابطة .

أولاً: العزم القطبي للجزيئات غير القطبية Nonpolar molecules

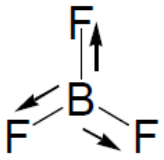
formula	CH_4	CCl_4	CO_2	BF_3
μ (D)	0	0	0	0

جزئ CO_2

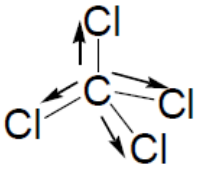


قيمة العزم قطبي لهذا الجزئ تساوي صفراً لأن محصلة الكميات المتجهة تساوي صفرا بسبب شكل الجزئ الخطي .

جزئ BF_3



إن شكل الجزئ المثلث المسطح يجعل عزم الروابط متعامد فيلغي بعضه.



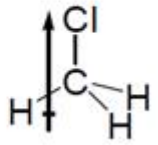
في هذان الجزيئان لا يوجد عزم قطبي لأن لكل منهما شكل الهرم الرباعي فيكون مركز الشحنة الموجب متطابق مع مركز الشحنة السالب أي أن محصلة الكميات المتجهة يساوي صفرا .

$\mu = 0$

ثانياً: العزم القطبي للجزيئات القطبية polar molecules

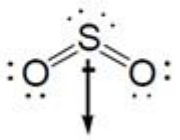
formula	CH_3Cl	SO_2	H_2O	NH_3	NF_3
μ (D)	1.87	1.63	1.85	1.47	0.24

جزئ CH_3Cl



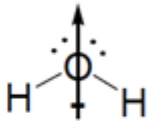
يهمل تأثير الرابطة C-H في العزم القطبي بسبب تقارب الذرتين في الكهروسالبية وتكون الرابطة C-Cl هي المسئولة عن قيمة العزم القطبي .

جزئ SO_2



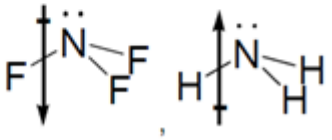
على الرغم من تشابه هذا الجزئ في الصيغة الجزيئية مع المركب **CO_2** إلا أنه يختلف عنه في قيمة العزم القطبي وهذا يعني أن الجزئ غير خطي وإنما منحني **bent** بسبب وجود زوج الإلكترونات غير الرابط على ذرة الكبريت .

جزئ الماء H_2O



بسبب شكل الجزئ الزاوي (المنحني) للماء فلا يلغي عزم الرابطة بعضه .

جزئ NF_3 و NH_3



لكل من الجزيئين شكل الهرم الرباعي ولكن يختلفان اختلافا كبيرا في قيمة العزم القطبي وذلك بسبب إهمال زوج الإلكترونات غير الرابط على ذرة النيتروجين في جزئ **NF_3**