

الكهرسلبية ELECTRONEGATIVITY

الكهرسلبية أو السالبية الكهربية هي مقياس لمقدرة الذرة في الجزيء على جذب الإلكترونات في الروابط الكيميائية.

يتم استخدام مقياسين مشهورين للكهرسلبية ، مقياس باولينغ (تم اقتراحه عام 1932) ومقياس مولكين (تم اقتراحه عام 1934)، يعد سلم باولينغ scale Pauling الأكثر استخداماً وفي هذا المقياس يكون عنصر الفلور هو أعلى العناصر في السالبية الكهربية حيث تبلغ 4، بينما أقل العناصر كهرسلبية هو السيزيوم له قيمة تبلغ 0.7 ، والعناصر الباقية تتراوح قيمها بين هاتين القيمتين.

ELECTRONEGATIVITY VALUES OF SOME COMMON ELEMENTS

Increasing electronegativity →

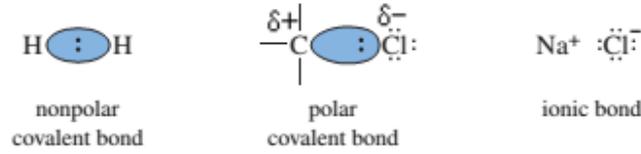
			H 2.1				
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	
K 0.8						Br 2.8	↑ Increasing electronegativity

تزداد الكهرسلبية من اليسار إلى اليمين ضمن الدور الواحد في الجدول الدوري. كما تزداد الكهرسلبية بالانتقال من الأسفل إلى الأعلى ضمن الفصيلة الواحدة

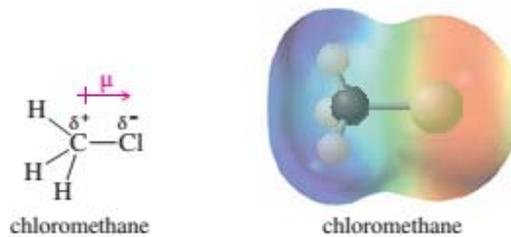
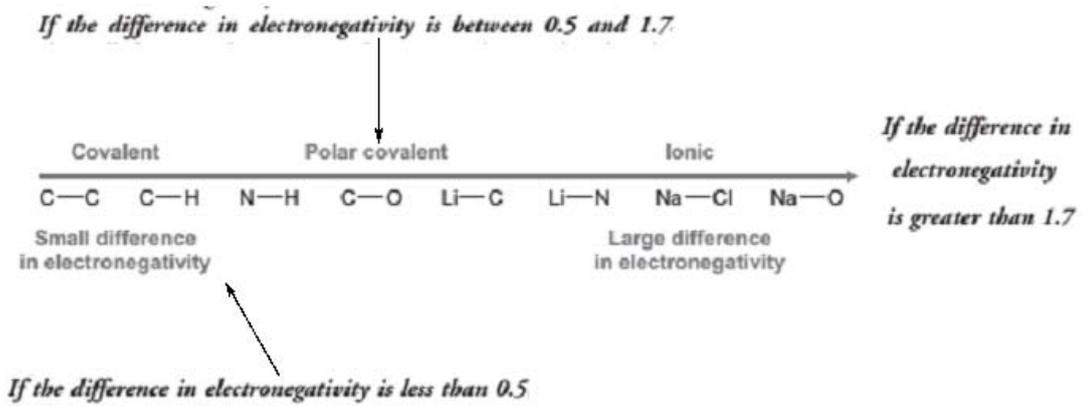
تعتمد نوعية الرابطة المتكونة اعتمادا كبيرا على الفرق في الكهرسلبية بين الذرات الداخلة فيها. تقوم الذرات المتشابهة بمشاركة الإلكترونات فيما بينها ولذلك تسمى الرابطة المشتركة covalent bond (رابطة تساهمية) مثالها جزيء H_2 .

عندما يكون الفرق كبير في الكهرسلبية سينتقل الإلكترون إلى أحد الذرات وتتكون رابطة أيونية ionic bond . مثالها NaCl .

عندما تقوم أحد الذرات بسحب الإلكترونات بقوة أكبر قليلا من الذرة الأخرى المكونة للرابطة كما في الجزيء 2-chloro-2-methylpropane لو تفحصنا الرابطة C-Cl نجد بان الزوج الإلكتروني المشكل للرابطة يكون منزاحا باتجاه الكلور مما يكسب الكلور شحنة سالبة صغيرة (δ^-) و سيكتسب الكربون شحنة موجبة صغيرة (δ^+) تدعى الرابطة التي يكون على احد طرفيها شحنة موجبة صغيرة (δ^+) وعلى الطرف الأخر شحنة سالبة صغيرة (δ^-) فتتكون الرابطة القطبية polar covalent bond .



قاعدة عامة: تكون الرابطة بين ذرتين رابطة أيونية عندما يكون الفرق في الكهرسلبية بينهما أكبر أو مساويا 1.7. وعندما يكون الفرق في الكهرسلبية أقل 1.7 فتعتبر الرابطة قطبية ، وعندما يكون الفرق أقل من 0.4 تعتبر الرابطة مشتركة، وعندما يكون الفرق مساويا للصفر فإن الرابطة تكون رابطة مشتركة نقية ، كما في جزيئة H_2 .



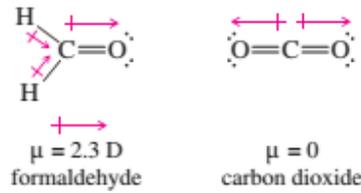
الجزيئات ثنائية القطب: في كثير من الجزيئات تتكون ثنائية الأقطاب بسبب عدم توزيع الشحنات السالبة والموجبة توزيعا متساويا فيها . من أمثلة تلك الجزيئات كلور الميثان CH_3Cl ، إن الرابطة C-Cl الزوج الالكتروني المشكل للرابطة يكون منزاحا باتجاه الكلور مما يكسب الكلور شحنة سالبة صغيرة (δ^-) و

يكتسب الكربون شحنة موجبة صغيرة ($\delta+$) أي أن الجزيء ثنائي الأقطاب ويتولد عنه عزم ثنائي القطب μ تعطى بالعلاقة التالية:

$$\mu = \delta \times d$$

حيث δ الشحنة d المسافة بين الشحنتين ويقاس عزم ثنائي الأقطاب بوحدة الديباي. ويعتبر مؤشراً على استقطاب الرابطة الكيميائية.

وفي حالة الجزيئات يكون عزم ثنائي القطب مقدار إشعاعياً يتم حسابه للجزء ككل كما في مثال formaldehyde وتمتاز بعض الجزيئات بسبب بنيتها الجزيئية بعزم ثنائي قطب معدوم ناتج عن طرح شعاعي عزم ثنائي القطب داخل الجزء كما في مثال carbon dioxide



ملاحظة: تسمى قدرة ذرة على جعل رابطة ما قطبية بالفعل التحريضي (inductive effect)

Bond Dipole Moments (Debye) for Some Common Covalent Bonds			
Bond	Dipole Moment, μ	Bond	Dipole Moment, μ
$\text{C}-\text{N}$	0.22 D	$\text{H}-\text{C}$	0.3 D
$\text{C}-\text{O}$	0.86 D	$\text{H}-\text{N}$	1.31 D
$\text{C}-\text{F}$	1.51 D	$\text{H}-\text{O}$	1.53 D
$\text{C}-\text{Cl}$	1.56 D	$\text{C}=\text{O}$	2.4 D
$\text{C}-\text{Br}$	1.48 D	$\text{C}\equiv\text{N}$	3.6 D
$\text{C}-\text{I}$	1.29 D		

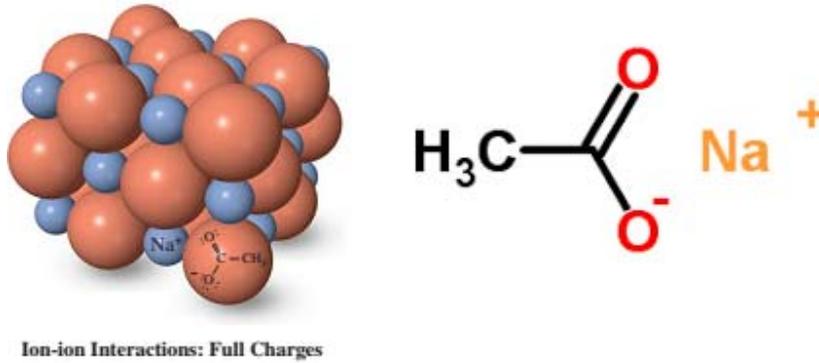
تنتج عن القطبية الكيميائية ظواهر عديدة وتؤثر القطبية الكهربائية على العديد من الخصائص الفيزيائية للجزيئات مثل الانحلالية و نقطتي الغليان والانصهار.

قوى الترابط بين الجزيئات العضوية:

سنناقش أكثر الخصائص الفيزيائية للجزيئات العضوية وضوحاً: نقطتي الغليان والانصهار. و الانحلالية، إن فهم وتعليل الخواص الفيزيائية للمركبات العضوية يقوم على فهمنا للقوى المؤثرة بين الجزيئات والشوارد .

-الروابط بين الجزيئات: الجزيئات العضوية يمكن أن تقسم إلى مركبات شاردية أو جزيئات متعادلة كهربياً.

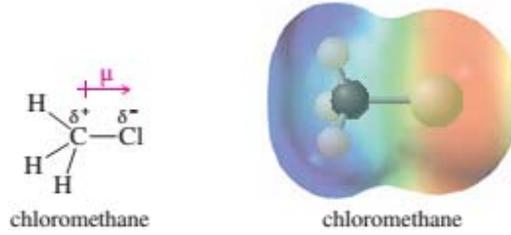
المركبات الشاردية: تمتاز الجزيئات بوجود روابط شاردية وسندرس خلاص الصوديوم كمثل للمركبات الشاردية، تعرف نقطة الانصهار بأنها درجة الحرارة التي يحصل عندها توازن بين الحالة البلورية والحالة السائلة.



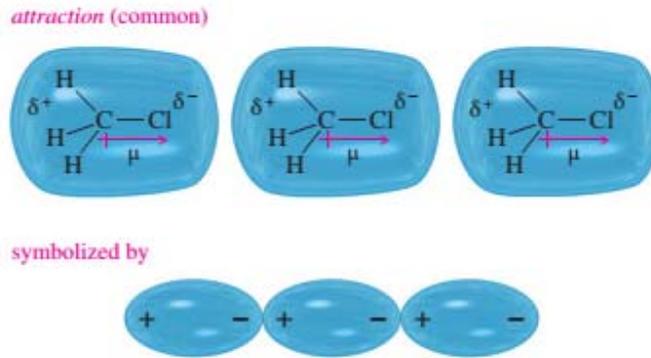
إن القوى التي تمسك بالشوارد بعضها إلى بعض في الحالة البلورية هي قوى الشبكة الكهرساكنة المؤثرة بين الشوارد الموجبة و السالبة (تنشأ قوة جذب كهربائي بينهما) حيث تحاط كل شاردة موجبة بشاردة سالبة بصورة متناظرة والعكس بالعكس مما يتطلب تقديم طاقة كبيرة من اجل تحطيم البنية البلورية العالية الترتيب وتحويلها إلى الحالة السائلة. إن الحرارة التي تنصهر عندها خلاص الصوديوم مرتفعه وتساوي 324°C وتكون للمركبات الشاردية نقاط غليان مرتفعة (كثير من المركبات الشاردية يتفكك قبل الوصول إلى درجة الغليان) والقوة في هذه الحالة هي قوى الجذب الكهربائي بين الأيونات .

المركبات المعتدلة كهربائياً: تمتاز الجزيئات بوجود روابط مشركة أو قطبية، وسنبدأ بدراسة المركبات التي تحوي روابط قطبية وكمثل على هذه المركبات جزئ كلور الميثان CH_3Cl سندرس درجة غليان كلور الميثان. (-23.8°C)

درجة غليان مركب هي بالتعريف درجة الحرارة التي يتساوى فيها ضغط بخار المادة مع الضغط الجوي. إذا على جزيئات المادة الانتقال من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية أي أن تنفصل عن بعضها البعض ، يمتاز الجزيء بوجود ثنائيات أقطاب دائمة مما ينشئ عنه عزم ثنائي قطب دائم ، ومن السهل فهم قوى التجاذب بين الجزيئات



تتجه الجزيئات (في الحالة السائلة أو الصلبة) بحيث تواجه النهاية الموجبة لجزيء النهاية السالبة لجزء آخر مباشرة مما يفسر الخواص الفيزيائية لمركب كلور الميثان والمركبات الحاوية على روابط قطبية في بنيتها بوجود قوى التجاذب ثنائي قطب- ثنائي قطب (Dipole–dipole forces)

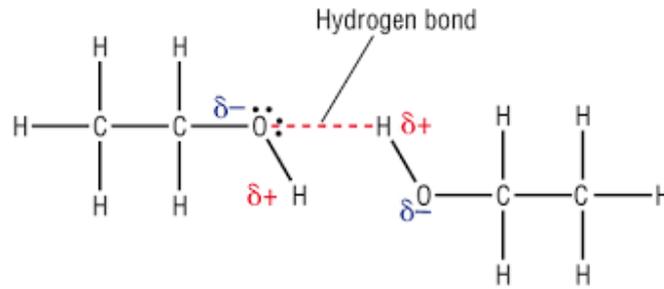


-سندرس الكحول الإيثيلي وثنائي ميثيل الإيثير والملاحظ بالفرق الكبير جدا بين درجتي غليان المركبين



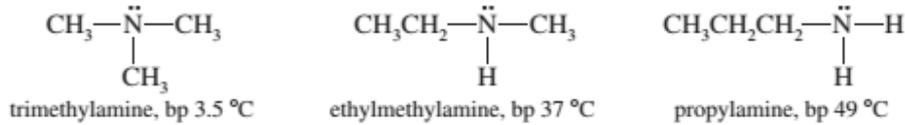
ويمتاز كلا المركبين بوجود روابط قطبية وبالتالي بوجود عزوم ثنائي قطب دائمة وبنفس الوزن الجزيئي فما تعليل الفرق بدرجات الغليان، لنتفحص ونقارن البنية الجزيئية للمركبين نلاحظ وجود الرابطة O-H في الكحول الإيتيلي وعدم وجودها في ثنائي متيل الإيتير.

ينشأ عنها ما يعرف بالرابطة الهيدروجينية (الترابط الهيدروجيني) هو ترابط يحدث بين الجزيئات التي تحتوي على رابطة قطبية يشترط فيها تواجد إحدى الذرات ذات الكهرسلبية العالية (الفلور، أوكسجين أو نيتروجين) مرتبطة إلى الهيدروجين، ونظرا لصغر حجم ذرة الهيدروجين فان الثنائية الإلكترونية سوف تنجذب مع الشحنة الجزيئية الموجبة لذرة الهيدروجين ($\delta+$) لنحصل على نوع من الترابط بين الجزيئات اضعف من الرابطة المشتركة ولكن اقوى من الرابطة الناشئة عن تجاذب ثنائي قطب- ثنائي قطب يرمز له بالرابطة الهيدروجينية نتيجة لقوة هذا الرابطة.



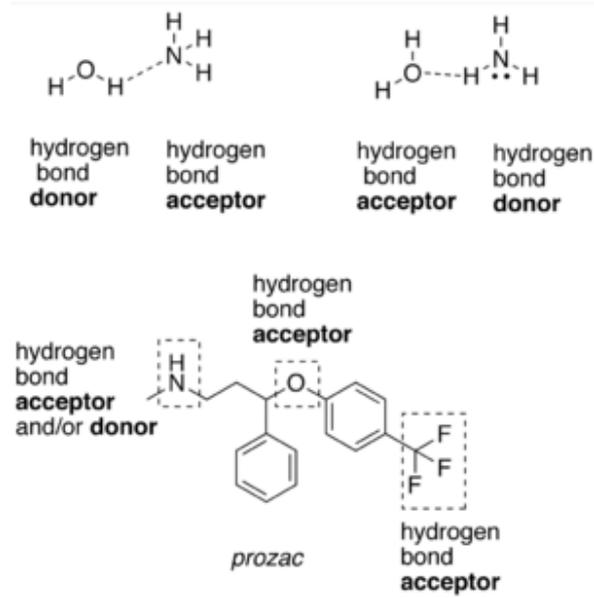
وتفسر الرابطة الهيدروجينية لفرق الكبير بين درجتي غليان الكحول الإيتيلي وثنائي متيل الإيتير .

لنأخذ المثال التالي:

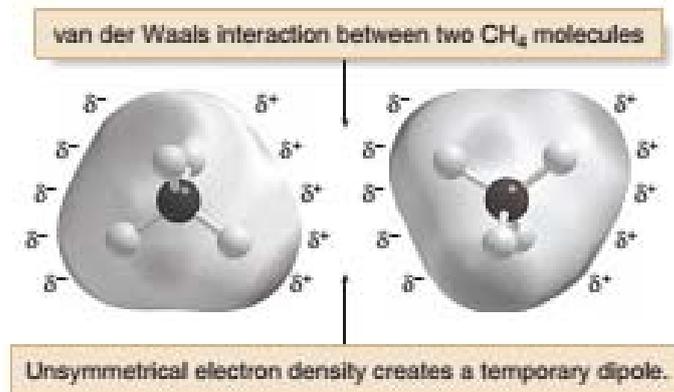


يعلل الاختلاف في درجات الغليان في حالة trimethylamine لايوجد رابطة هيدروجينية أما في حالة ethylmethylamine فيوجد رابطة واحدة N-H ويوجد في المركب propylamine رابطتين N-H مما يرفع درجة الغليان، يعرف هذا بروابط الهيدروجينية الداخلية (بين نفس الجزيئات).

ويعرف النوع الآخر من الترابط الهيدروجيني (بالخارجي) بروابط هيدروجينية مع جزئ آخر مع كالمذيب المستخدم إذا كان يوافق الشروط لحدوث الترابط الهيدروجيني.



-سندرس جزئ لا قطبي كميثان وهو غاز يعد أبسط الهيدروكربونات، يمتاز بنقطة انصهار وغلان منخفضة جداً (نقطة الانصهار: -183°C) (نقطة الغلان: -162°C) وتعلل الخواص الفيزيائية لمركب الميثان و للمركبات اللاقطبية بشكل عام بضعف الشديد للقوى بين جزيئاتها و الناتجة من تجاذب أنوية الذرات في جزيء معين مع الكترولونات التكافؤ في جزيء مجاور فتغلي وتنصهر في درجات حرارة منخفضة، ويفسر نشؤ هذه القوى في حالة المركبات الغير قطبية بدوران الالكترولونات عشوائيا حول النواة فإنها تتركز أحيانا في منطقة معينة وبالتالي تكون للذرة شحنة سالبة مؤقتة في تلك المنطقة وفي الاتجاه المعاكس تكون الشحنة موجبة . و تحدث عملية تجاذب بين الطرف الموجب المؤقت في المركب الأول والطرف السالب المؤقت في المركب والثاني والعكس صحيح.

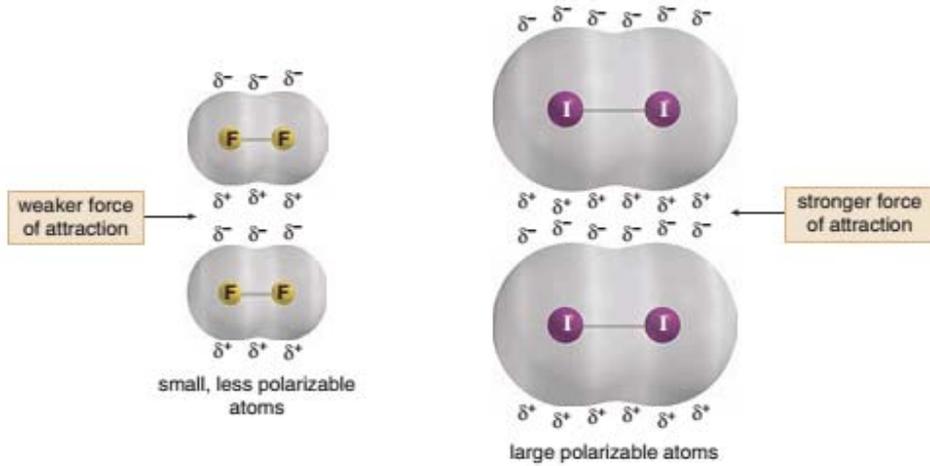


وقوة الترابط تعرف بقوى التشتت لندن (LDF: London Dispersion Forces)، المعروف أيضا باسم قوى التشتت لفاندر فالس (Van der waals) (قوى التبعثر: ثنائي قطب محرّض-ثنائي قطب محرّض).

والذي ينشأ من الحركة العشوائية للإلكترونات في الجزيء مما يؤدي إلى تكوين أقطاب كهربائية لحظية على الجزيء وخاصة في الجزيئات التي تمتلك عددا كبيرا من الإلكترونات لأن ذلك يزيد فرصة الإستقطاب اللحظي ولأن قوى التشتت لفاندر فالس عبارة عن قوى كهربائية (تجاذب كهربائي) فهي في طبيعتها كالرابطة الأيونية و كالرابطة الهيدروجينية ولكنه تجاذب كهربائي ضعيف للغاية ناتج من الأقطاب اللحظية المؤقتة (Temporary fluctuating dipoles) التي تنشأ في الجسيمات المتعادلة نتيجة حركة الإلكترونات وتركزها في جزء معين من الجسيم.

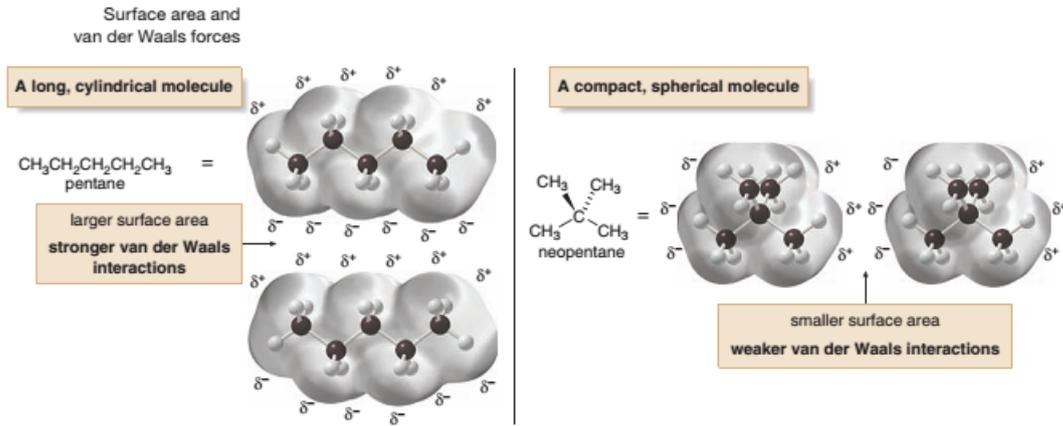
قوة هذه الروابط تعتمد على عاملين:

1- الوزن والحجم الجزيئي: يؤثر **الوزن الجزيئي** بشكل كبير في ازدياد قوى التشتت فالجزيئات الثقيلة تتطلب مزيدا من الطاقة الحركية كي تستطيع الانفلات من السطح السائل إلى الطور الغازي (درجة الغليان) الوزن الجزيئي يعبر عن عدد البروتونات في الأنوية وعدد الإلكترونات في مستويات الطاقة الإلكترونية فكلما كان عدد الإلكترونات في الجسيمات أكثر كانت الرابطة أقوى وهذا ما يفسر ازدياد درجات غليان الهالوجينات في حالتها العنصرية كلما نزلنا إلى أسفل في عناصر المجموعة السابعة (من الفلور إلى اليود) ويفسر أن الفلور غاز خفيف و الكلور غاز أثقل منه و البروم سائل و اليود مادة صلبة.



يؤثر **الحجم الجزيئي** بشكل كبير في ازدياد قوى التشتت فالجزيئات أن كبر مساحة سطوح هذه الجزيئات يزيد عادة قوى التشتت (بسبب ازدياد نقاط التماس بين الجزيئات)

مثال لنقارن درجة غليان البنتان (36.1°C) و نيوبنتان (9.5°C) نلاحظ من الشكل كبر مساحة سطح جزيئة البنتان (مما يترتب عليه ازدياد نقاط التماس) مقارنة بسطح جزء النيوبنتان مما يعلل الفرق في درجة الغليان رغم أن الجزيئين لهما نفس الوزن الجزيئي.



2- المسافة بين الجسيمات فكلما زادت هذه المسافة ضعفت الرابطة ولهذا نجد أن قوى التشتت تزداد قوة بزيادة الضغط (لأن الجسيمات تكون متلاصقة أكثر بزيادة الضغط) كما وأنها تضعف بارتفاع درجة الحرارة (لأن الجسيمات تبعد أكثر بارتفاع درجة الحرارة).

-قوى فاندير فالس (Van der Waals force) وهي قوى التأثيرات المتبادلة بين جزيئات المادة الواحدة المتعادلة كهربياً مع بعضها البعض تنسب هذه القوى إلى العالم الهولندي يوهانس ديديريك فان دير فالس. تتضمن هذه القوى كل من:

-قوى لندن الضعيفة (التأثيرات المتبادلة اللحظية بين ثنائي قطب-ثنائي قطب محرض) وهي موجودة بين كافة الجزيئات (قطبية أو غير قطبية) وكذلك بين الايونات و الذرات حتى ولو كانت ذرات غاز خاملة مثل الهليوم.

-قوى ثنائية الاستقطاب (dipole-dipole) وهذه تنشأ فقط بين الجزيئات التي تملك عنصرين مختلفين في الكهروسلبية .

-قوى الارتباط الهيدروجيني و تحصل هذه عندما يقع الهيدروجين بين ذرتين لهما كهروسلبية عالية مثل (F,N,O).

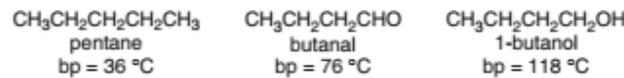
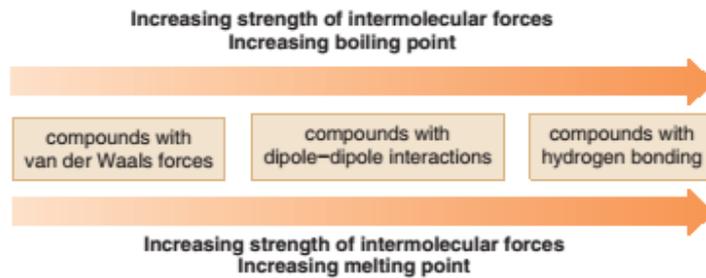
في جميع الأحوال يؤدي الارتباط بالقوى أعلاه إلى تجاذب تماسك بين أجزاء المادة وبتعزز التماسك في الحالة الصلبة بحيث أنها لا تنهار أو تتفكك.

الخلاصة:

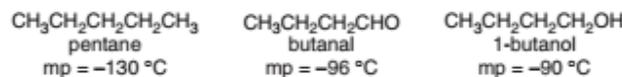
تترابط الجزيئات في الكيمياء العضوية من خلال قوى (يمكن ترتيبها بحسب بقوتها) بين الجزيئات تتراوح بين أيونية (قوية جداً) والرابطة الهيدروجينية (قوية) و قوى ثنائية الاستقطاب (متوسطة القوة) وأخيراً قوى التشتت (الأضعف).

Summary of Types of Intermolecular Forces			
Type of force	Relative strength	Exhibited by	Example
van der Waals	weak	all molecules	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃ CH ₃ CH ₂ CH ₂ CHO CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH
dipole-dipole	moderate	molecules with a net dipole	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CHO CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH
hydrogen bonding	strong	molecules with an O-H, N-H, or H-F bond	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH
ion-ion	very strong	ionic compounds	CH ₃ COO ⁻ Na ⁺

وينتج عن ذلك ازدياد درجة غليان المركبات وانصهارها وفق الترتيب التالي:



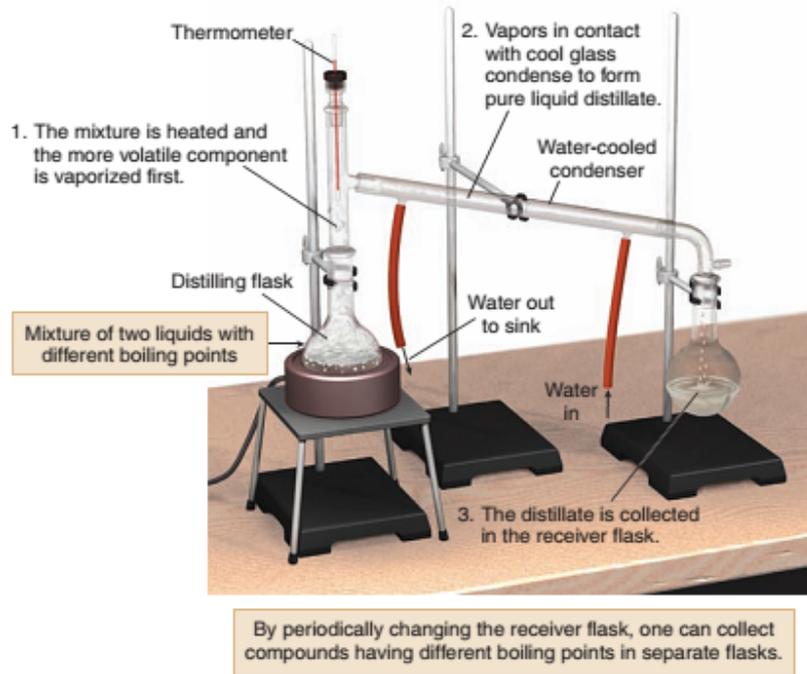
Increasing strength of intermolecular forces
Increasing boiling point



Increasing strength of intermolecular forces
Increasing melting point

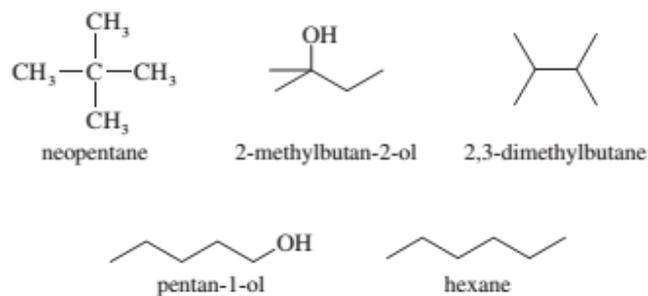
أمثلة:

إن درجة غليان المركب العضوي أمر هام في العمل المخبري ففي حالة المركبات العضوية السائلة يسمح ذلك بفصل المركبات المتباعدة بدرجة الغليان بإجراء عملية تقطير

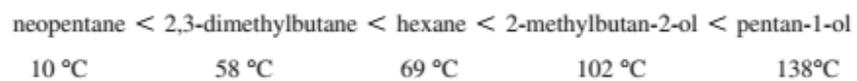


تمرين

رتب المركبات وفق ازدياد درجة غليانها:



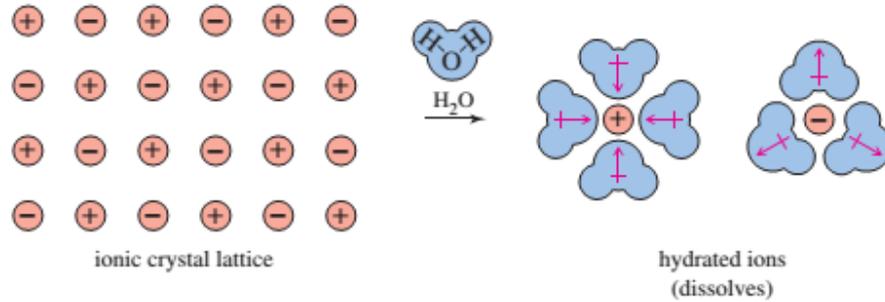
الجواب:



– الانحلال

لقوى الترابط بين الجزيئات أهمية أولى في توضيح انحلال المواد • فانحلال مركب صلب في سائل يشبه ، من وجوه عدة ، انصهار المواد الصلبة • اذ تتخرب البنية البلورية المنتظمة للمادة الصلبة ويغدو ترتيب الجزيئات (أو الشوارد) أكثر عشوائية في المحلول • وعلى الجزيئات أو الشوارد – عند الانحلال – أن تنفصل بعضها عن بعض ، مما يدعو الى تقديم طاقة في عمليين : الانصهار والانحلال • وتأتي الطاقة اللازمة للتغلب على القوى الشبكية وعلى قوى التجاذب ما بين الجزيئات أو ما بين الشوارد من قوى التجاذب الجديدة الناشئة بين جزيئات المحل والمنحل • فعند انحلال مادة شاردية مثلا – حيث تكون الطاقة الشبكية وقوى التجاذب

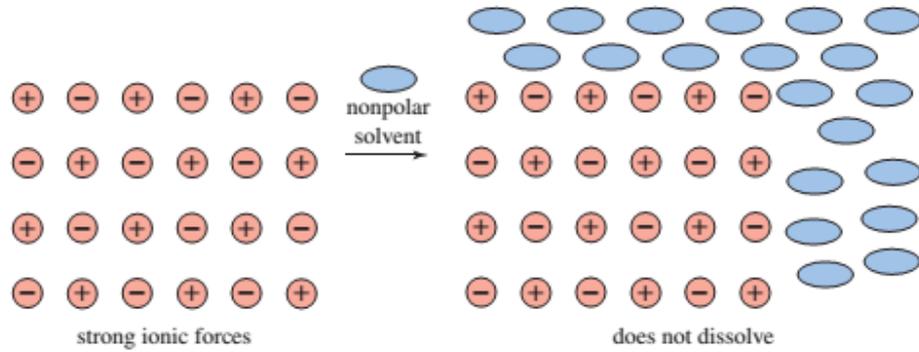
بين الشوارد كبيرة – نجد أن الماء وبعض المحلات الأخرى الشديدة القطبية قادرة على حل المركبات الشاردية ويتم ذلك بإمالة hydrating المركبات الشاردية أو تحلل solvating شواردها *



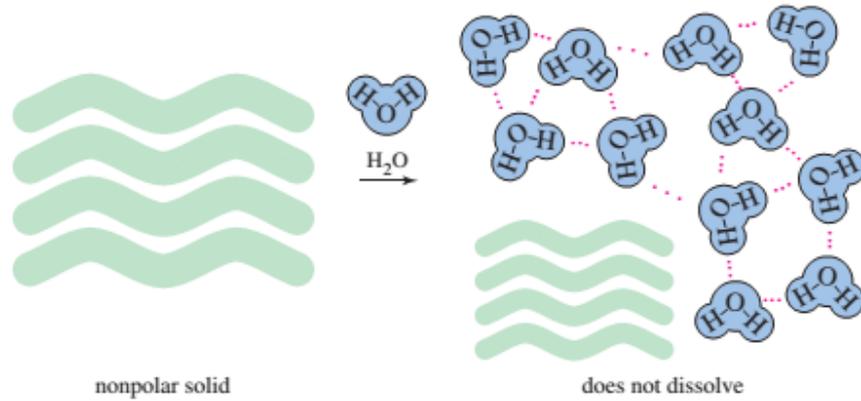
انحلال مركب صلب شاردى في الماء مع تشكل الشوارد الميعة

ويمكن لجزيئات الماء ، بفضل قطبيتها العالية بالإضافة الى أشكالها المكتنزة الصغيرة جدا ، الإحاطة بشكل فعال جدا بكل من الشوارد بعد تحررها من سطح البلورة ، موجهة النهايات السالبة لثنائيات أقطابها مباشرة الى الشاردة الموجبة • ويحدث العكس تماما مع الشوارد السالبة • ولما كان الماء عالي القطبية والقدرة على تشكيل روابط هيدروجينية قوية فتكون قوى التجاذب ما بين ثنائي القطب والشاردة كبيرة أيضا ، وتكون الطاقة التي تقدمها قوى التجاذب هذه من الكبر ما يكفي للتغلب على كل من الطاقة الشبكية وقوى التجاذب بين الشوارد في البلورة •

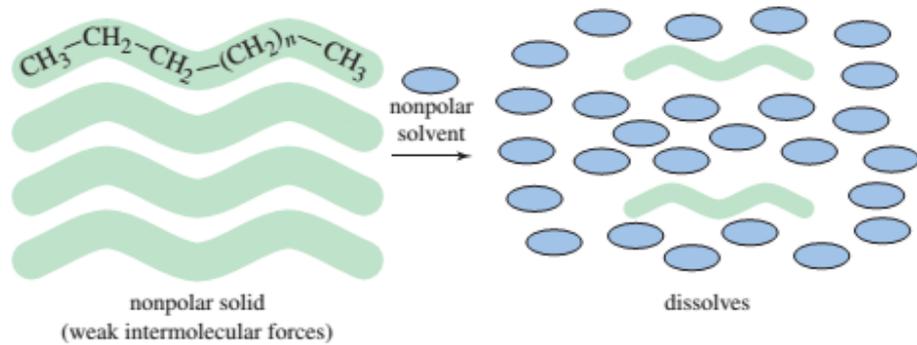
-لندرس حالة إضافة مركب شاردي كخلات الصوديوم CH_3COONa إلى محل لاقطبي كهكسان



ولندرس حالة إضافة مادة لاقطبية كهكسان إلى مادة قطبية كالماء



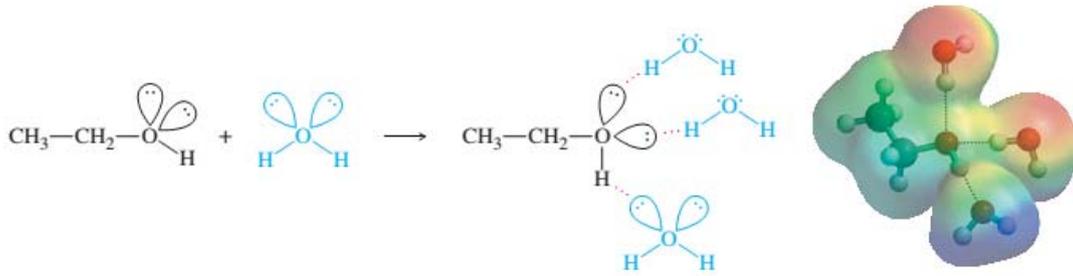
أما في حالة إضافة مادة لاقطبية إلى مادة لاقطبية نلاحظ الامتزاج



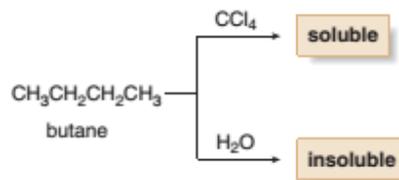
نستنتج في حال تشابه القوى بين جزيئات المواد الممتزجة يحصل الانحلال

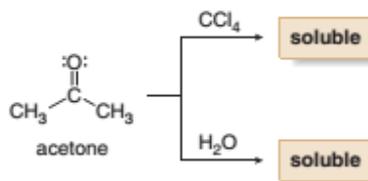
وتفسر القاعدة السابقة على النحو التالي : عند مزج مواد من الطبيعة القطبية نفسها تنشأ قوى تجاذب جديدة بين الجزيئات في المحلول شبيهة جدا بتلك الكائنة بين جزيئات مكونات المحلول الصرفة . وما مزوجية (قابلية امتزاج) رباعي كلور الكربون اللاقطبي بالكان لاقطبي إلا مثال على ذلك . أما جزيئات الماء الشديدة القطبية فقادرة على تحريض استقطاب كبير في جزيئات الألكانات بما يكفي لتشكيل قوى تجاذب فيما بينها . ومع ذلك لا تنحل الألكانات في الماء ولا ينحل الماء في الألكانات ذلك لأن انحلال الألكان في الماء يتطلب فصل جزيئات الماء المتجاذبة بقوة بعضها عن بعض .

وبصورة مغايرة تماما يمتزج الإيثانول والماء بجميع النسب . ذلك أن جميع الجزيئات جزيئات قطبية وأن قوى التجاذب الجديدة هي من القوة كتلك التي تحل محلها والتي كانت أصلا بين جزيئات المواد الصرفة . هذا بالإضافة الى أن المركبين قادران على تشكيل روابط هيدروجنية قوية .

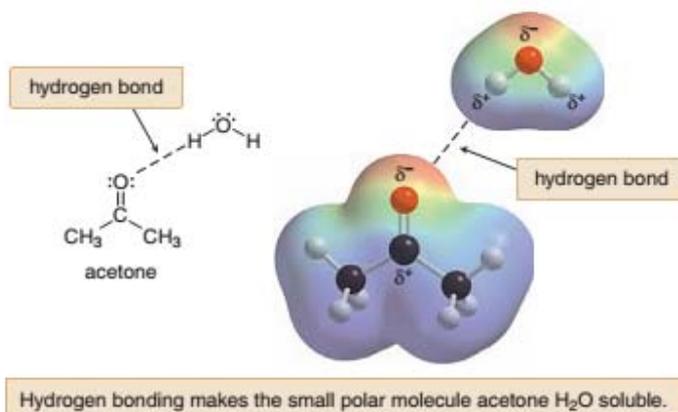


أمثلة:





تعلل الانحلالية الأستون في الماء بتشكل روابط هيدروجينية بين الأستون والماء



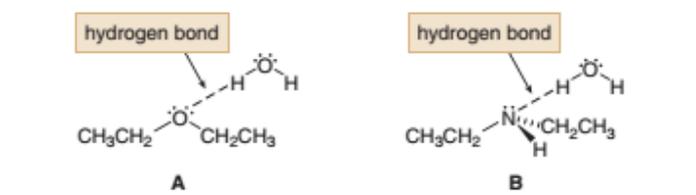
تلخص في الجدول التالي:

Type of compound	Solubility in H_2O	Solubility in organic solvents (such as CCl_4)
• Ionic NaCl	soluble	insoluble
• Covalent $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	insoluble (no N or O atom to hydrogen bond to H_2O)	soluble
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	soluble (≤ 5 C's and an O atom for hydrogen bonding to H_2O)	soluble
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{OH}$	insoluble (> 5 C's; too large to be soluble even though it has an O atom for hydrogen bonding to H_2O)	soluble

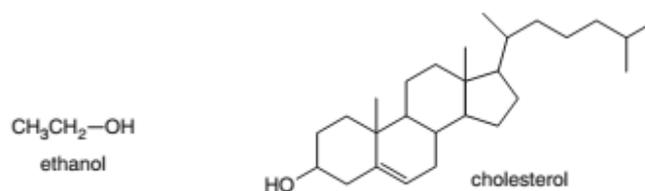
تمرين: قارن انحلالية المركبين في الماء



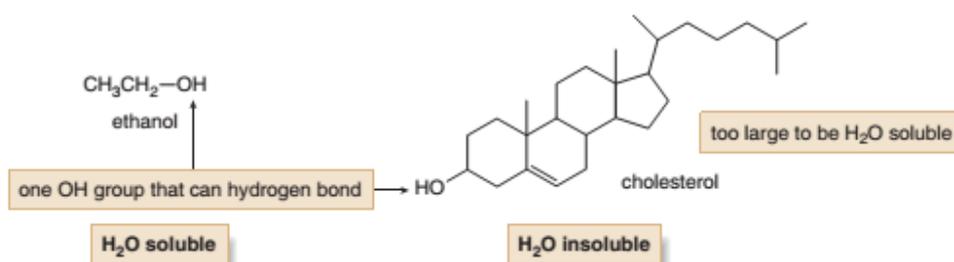
الجواب:



تمرين : قارن انحلية المواد في الماء



الحل



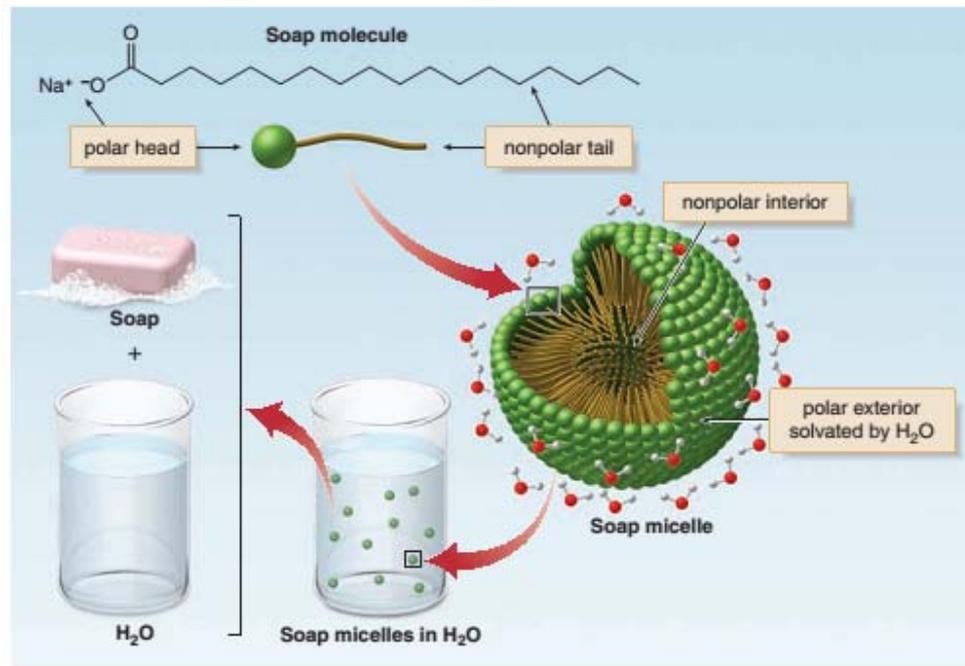
الجزينات المحبة للماء (Hydrophile) والجزينات الكارهة للماء (Hydrophobe):

- الجزينات المحبة للماء (Hydrophile):

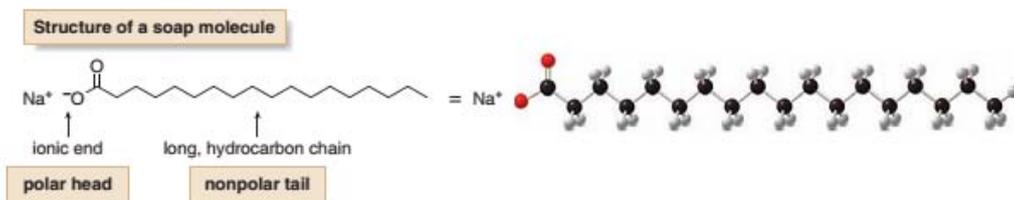
الجزئي المحب للماء (Hydrophile) صفة كيميائية نستعمل للدلالة على الخاصة الفيزيائية للجزئي عندما تكون له المقدرة على الانجذاب نحو الماء والارتباط مع جزيئاته عن طريق تشكيل روابط هيدروجينية. وتجعل هذه الجزيئات منحلّة في الماء وفي المذيبات القطبية الأخرى.

الجزينات الكارهة للماء (Hydrophobe): الصفة المقابلة لمحبة للماء هي كاره للماء

كاره للماء (Hydrophobe) خوف). صفة تستعمل في الفيزياء لوصف الخاصة الفيزيائية لجزيء عندما يتم دفعه (صدّه) من قبل جزء الماء. تكون الجزينات الكارهة للماء لاقطبية في الغالب، لذا فهي تفضل الجزينات المعتدلة الأخرى والمحلات اللاقطبية. في الأوساط المائية تتجمع الجزينات الكارهة للماء على بعضها البعض مشكلة أيون غروي Micelle وهذا ما نراه في حالة الصابون



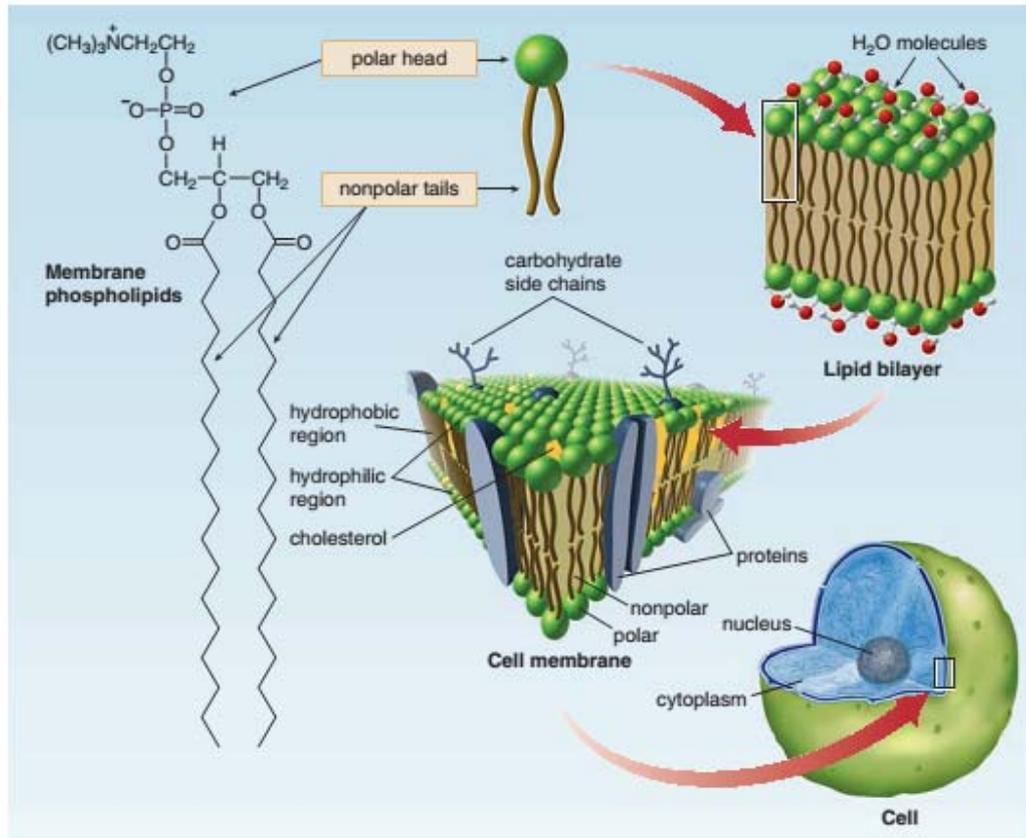
للصابون بنية كيميائية مؤلفة من قسمين قسم محب للماء وقسم كاره للماء



بالمقابل فإن جزيئات الماء يكون لها زاوية تماس كبيرة على السطوح الكارهة للماء.

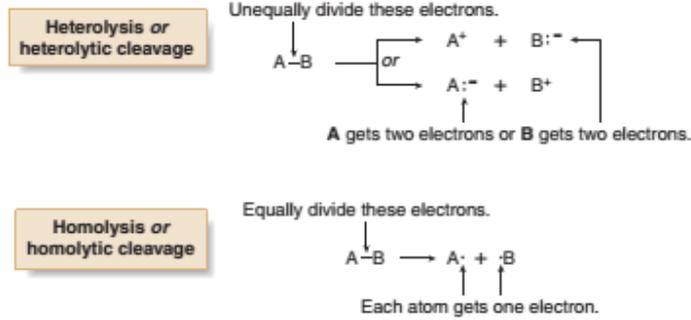


وهناك مثلاً أجزاء محبة للماء وأجزاء كارهة للماء في الغشاء الخلوي

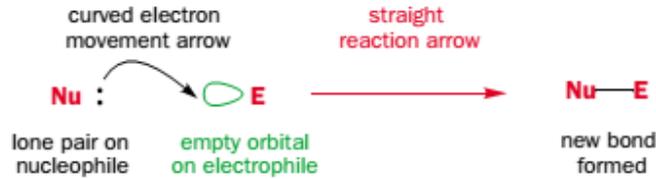


التفاعلات العضوية

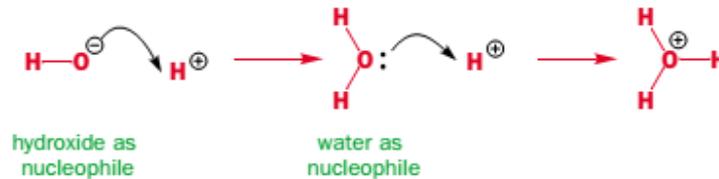
يمكن إرجاع جميع التفاعلات في الكيمياء العضوية حسب طريقة تشكل الرابطة الجديدة في الجزيء الناتج إلى تفاعلين:



1- تفاعل نيوكليوفيل مع إلكتروفيل



أمثلة:

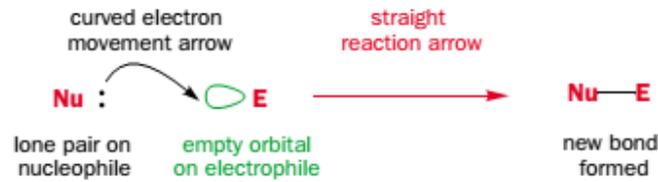


2- تفاعل جذر مع جذر سوء كان الجذرين متماثلين أو مختلفين:



سندرس كل تفاعل على حدة ونقوم بتعريف المصطلحات وطريقة تمثيل كل تفاعل

1-تفاعل النيوكلوفيل مع إلكتروفيل

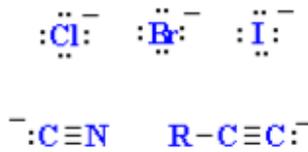


ويتم التعبير عن التفاعل باستخدام استعمال سهم منحني لإظهار الهجوم النيوكليوفيلي (الثنائية الإلكترونية) عند نهاية السهم وبداية السهم عند الإلكترونيفيل

تعريف:

النيوكليوفيل: في الكيمياء المحب للنواة (Nucleophile) هو كاشف كيميائي يمتلك زوج من الإلكترونات التي يمكنها أن تشكل رابطة كيميائية، ونميز نوعين من النيوكليوفيلات المشحونة أو المعتدلة.

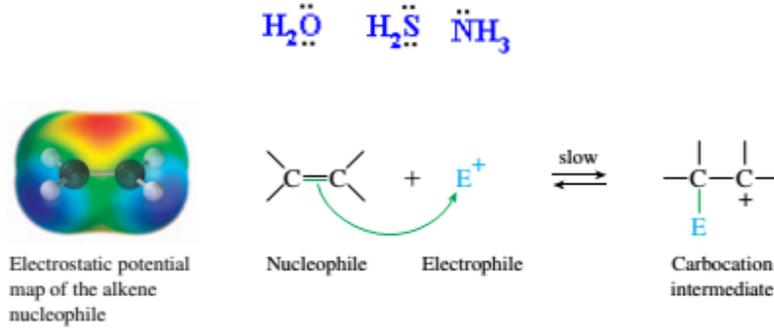
- النيوكليوفيلات المشحونة: الأيونات السالبة (تتكون من ذرات أو جزيئات تكتسب إلكترون (تملك أزواجاً حرة من الإلكترونات لها صفة ألفة للنواة).



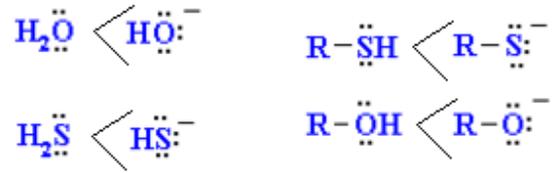
- سيغما مستقطبة كما في حال كواشف غرينيار و مركبات الليثيوم العضوية.



المعتدلة: كل الجزيئات التي تمتلك أزواجاً حرة من الإلكترونات لها صفة ألفة للنواة ، رَبطة ثنائية لها إلفه للنواة.



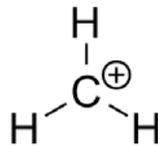
ملاحظة هامة: تكون الأيونات السالبة ذات إلفه أكبر للنوى من الجزيئات المعتدلة



الإلكتروفيل: المحب للإلكترونات (Electrophile) في الكيمياء، هو أي متفاعل يجذب إلى الإلكترونات باستقباله زوج من. يمكن تقسيم المتفاعلات المحبة للإلكترونات إلى :

موجبة الشحنة: الأيونات الموجبة الشحنة تسمى كاتيونات. ويتكون الكاتيون عندما تفقد ذرة أو جزء إلكترون.

مثال:



من المتفاعلات المهمة الأيون الكربوني الموجب، ويستخدم في كثير من تفاعلات الكيمياء العضوية.

ملاحظة: يمكن معرفة شحنة الجزيء سواء كانت موجبة أو سالبة أو معتدلة انطلاقاً من صيغ لويس واعتماداً على العلاقة التالية:

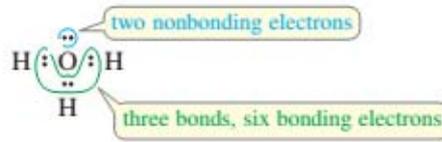
$$\text{formal charge (FC)} = [\text{group number}] - [\text{nonbonding electrons}] - \frac{1}{2}[\text{shared electrons}]$$

أمثلة:

- احسب الشحنة الشكلية للمركب H_3O

اولاً: نرسم البنية وفق صيغة لويس

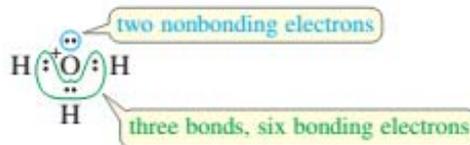
ثانياً: نحدد الأزواج الالكترونية الغير رابطة (2) nonbonding electrons ونحدد الالكترونات الرابطة (6) shared electrons

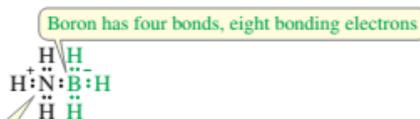


ثالثاً: نطبق في العلاقة لنحصل على الشحنة الشكلية

$$\text{FC} = 6 - 2 - \frac{1}{2}(6) = +1.$$

فنعبر عن ذلك بالصيغة





Nitrogen has four bonds, eight bonding electrons

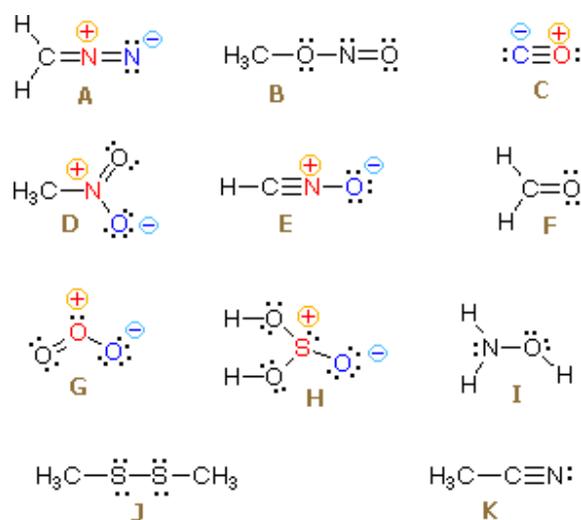
Nitrogen: $FC = 5 - 0 - \frac{1}{2}(8) = +1$

Boron: $FC = 3 - 0 - \frac{1}{2}(8) = -1$

امثلة:

 <i>tetrahedral</i> $3 - [4+0] = -1$	 <i>trig. pyramidal</i> $4 - [3+2] = -1$	 <i>angular</i> $5 - [2+4] = -1$	 <i>linear</i> $6 - [1+6] = -1$
 <i>trig. planar</i> $3 - [3+0] = 0$	 <i>tetrahedral</i> $4 - [4+0] = 0$	 <i>trig. pyramidal</i> $5 - [3+2] = 0$	 <i>angular</i> $6 - [2+4] = 0$
 <i>linear</i> $3 - [2+0] = 1$	 <i>trig. planar</i> $4 - [3+0] = 1$	 <i>tetrahedral</i> $5 - [4+0] = 1$	 <i>trig. pyramidal</i> $6 - [3+2] = 1$

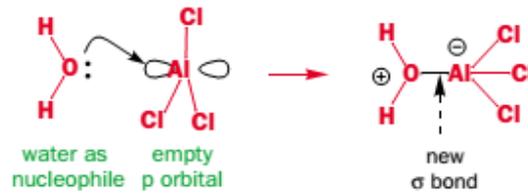
أمثلة هامة:



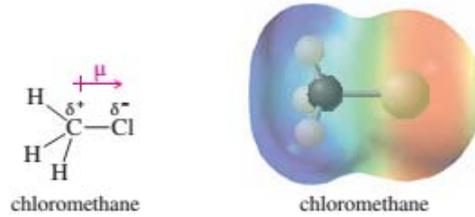
تلخيص لأهم الحالات التي توجد بها عناصر الدور الثاني من الجدول الدوري

Atom	Valence Electrons	Positively Charged	Neutral	Negatively Charged
B	3		---B---	---B^-
C	4	$\overset{+}{\text{C}}$	---C---	---C^-
N	5	$\overset{+}{\text{N}}$	---N---	---N^-
O	6	$\overset{+}{\text{O}}$	---O---	---O^-
halogens	7	$\overset{+}{\text{Cl}}$	---Cl:	$:\text{Cl}^-$

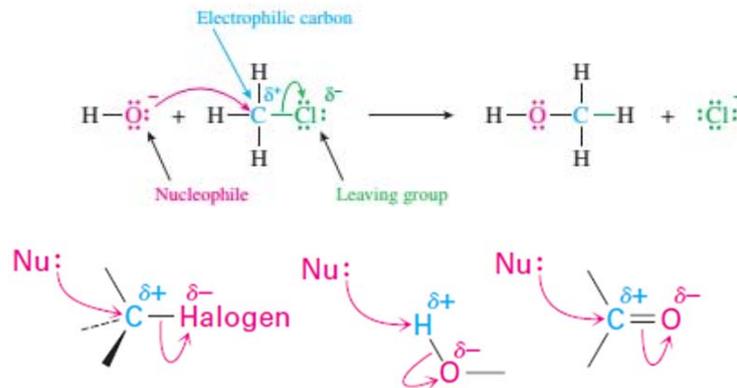
معتدلة: هنالك جزيئات معتدلة قادرة على استقبال الثنائية الالكترونية لوجود مدار الكتروني فارغ فيها يعد كلور الألمنيوم $AlCl_3$ احد الأمثلة عليها.



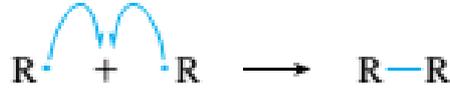
لندرس مثال كلور الميثان CH_3Cl ، إن الرابطة $C-Cl$ الزوج الالكتروني المشكل للرابطة يكون منزاحا باتجاه الكلور مما يكسب الكلور شحنة سالبة صغيرة (δ^-) و يكتسب الكربون شحنة موجبة صغيرة (δ^+) أي أن الجزيء ثنائي الأقطاب ويتولد عنه عزم ثنائي القطب يشار إليه بسهم رأس السهم \rightarrow يعبر عن (δ^-) والقسم الأخير من السهم بشكل + يعبر عن (δ^+) كما في الشكل



أن الشحنة موجبة صغيرة (δ^+) تلعب دور إلكتروفيل في التفاعلات الكيميائية العضوية كما في التفاعل التالي:

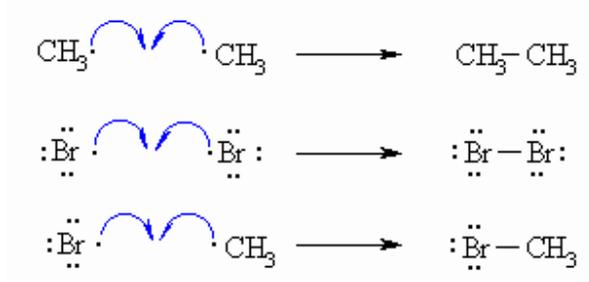


2- تفاعل جذر مع جذر سوء كان الجذرين متماثلين أو مختلفين: ويتم التعبير عن التفاعل باستخدام سهم معقوف غير مكتمل الرأس لإظهار التفاعلات الجذرية



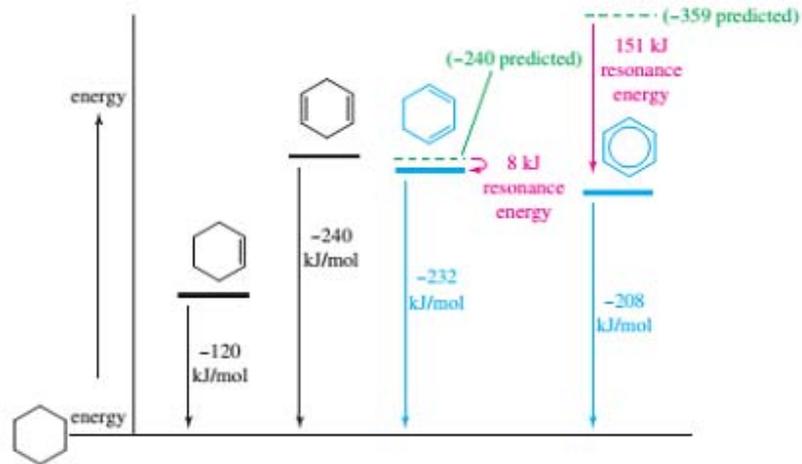
الجذور: الكيمياء، الجذور الحرة هي عبارة عن ذرات أو جزيئات بها إلكترونات فردية غالبا ما تكون نشيطة، ولذلك فإنها تلعب دورا في التفاعلات الكيميائية.

أمثلة:

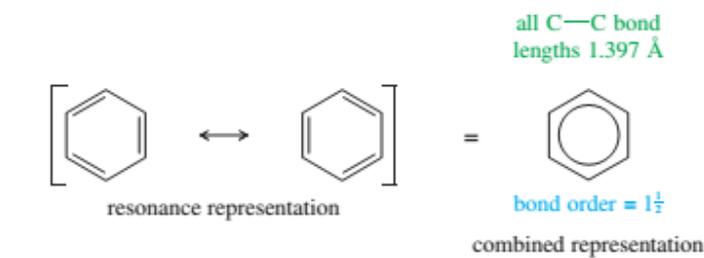


الطينين

لندرس أبسط الفحوم الهيدروجينية العطرية البنزن هو مركب حلقي يتألف من حلقة سداسية بنزينية (نواة عطرية) له الصيغة الجزيئية C_6H_6 يمتاز بثباتية استثنائية وببنية (أطوال الروابط) مميزة.



تفسر الخواص المميزة للبنزن بعدم التوضع الالكتروني أي وجود الطينين



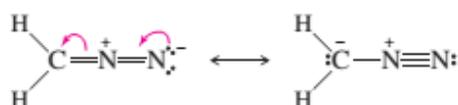
يمكن للجزيئات أن تمتلك في بعض الأحيان أكثر من صيغة لويس (لا يمكن تمثيل الجزيء ببنية وحيدة) كما في حالة البنزن، والتي تختلف عن بعضها فقط بتوضع الالكترونات وتعرف بالبنى الطنينية والشكل الحقيقي للجزء هو هجين طنيني بين هذه الصيغ.

وقد أدت دراسة هذا النوع من الجزيئات والشوارد إلى نشوء نظرية الطنين : إذا أمكن رسم صيغتين مقبولتين أو أكثر لجزء أو أيون فان التوزيع الفعلي للالكترونات لا يوافق أيا منهما وإنما هو شيئاً وسطياً بينهما (هجين طنيني).

إن أفضل طريقة لكتابة الصيغة الطنينية هي البدء من بنية لويس صحيحة تحريك الالكترونات في الروابط باي أو الأزواج الالكترونية (باستخدام الأسهم) مع المحافظة على الشحنة الكلية لجزء وعلى مواضع الذرات ضمن جميع الصيغ الطنينية.

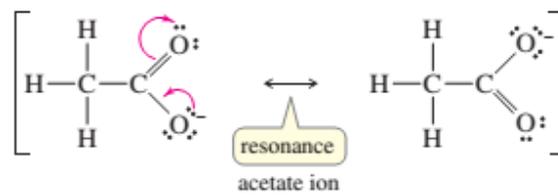
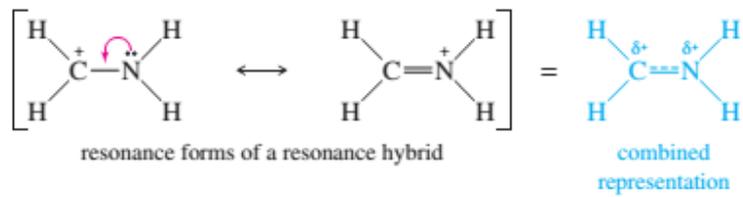
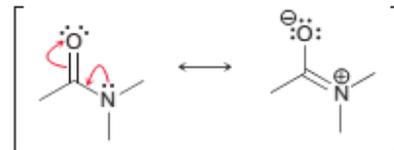
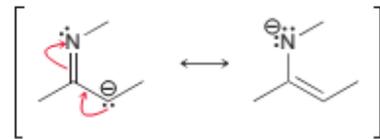
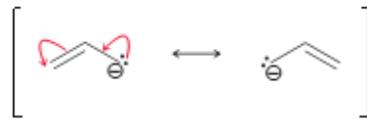
<p>Allylic lone pair</p> <p>Two curved arrows</p>	<p>Allylic positive charge</p> <p>One curved arrow</p>	<p>Lone pair adjacent to positive charge</p> <p>One curved arrow</p>	<p>π bond between two atoms of differing electronegativity</p> <p>One curved arrow</p>	<p>Conjugated π bonds enclosed in a ring</p> <p>Three curved arrows</p>
---	--	--	--	---

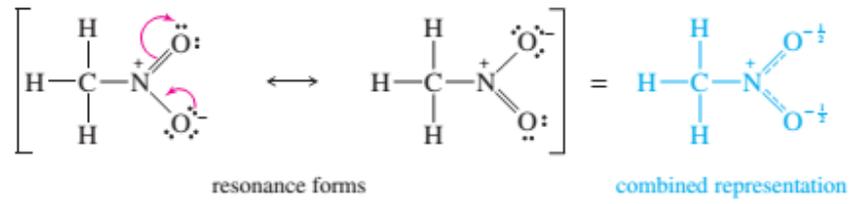
يتم تمثيل عن الصيغ الطنينية باستخدام السهم ثنائي الرأس (\leftrightarrow).



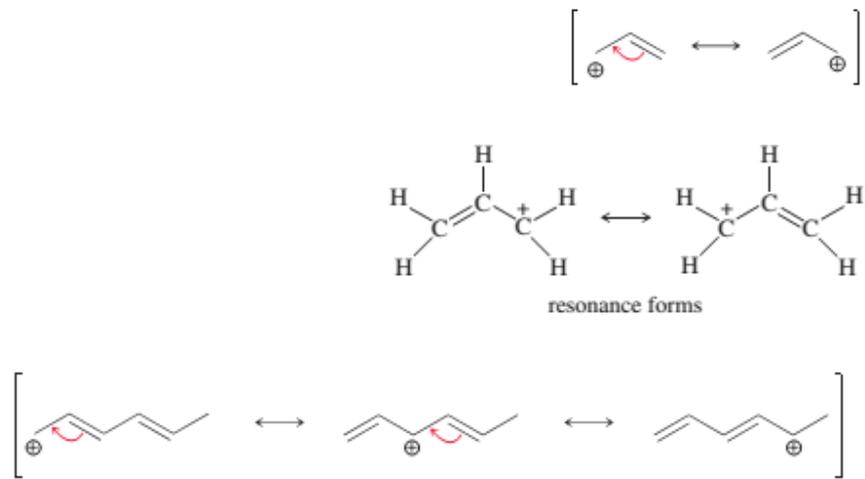
أمثلة لأهم الحالات الطنينية في الكيمياء العضوية:

أولاً:





ثانياً:

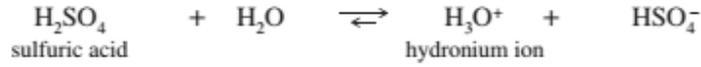


ثالثاً:



الحموض و الأسس و عوامل ثبات الأيونات و المركبات الوسطية في الكيمياء العضوية

عُرِّفت الحموض وفقاً لنظرية أرينيوس على أنها مواد كيميائية تتفكك في المحاليل المائية فتزيد من تركيز أيونات الهيدروجين (H^+) فيها.



عُرِّفت القواعد وفقاً لنظرية أرينيوس على أنها مواد كيميائية تتفكك في المحاليل المائية فتزيد من تركيز أيونات الهيدروكسيد (OH^-) فيها



وفي المحاليل المائية:

$$K_w = [H_3O^+][^-OH] = 1.00 \times 10^{-14} M^2 \text{ (at } 25^\circ C)$$

من اجل المحاليل المتعادلة:

$$[H_3O^+] = [^-OH] = 1.00 \times 10^{-7} M \text{ in a neutral solution}$$

وحسب تركيز شوارد الهيدرونيوم نميز المحاليل حامضية او قاعدية

$$\text{acidic: } [H_3O^+] > 10^{-7} M \text{ and } [^-OH] < 10^{-7} M$$

$$\text{basic: } [H_3O^+] < 10^{-7} M \text{ and } [^-OH] > 10^{-7} M$$

دليل شوارد الهيدروجين (الأس الهيدروجيني) أو درجة الحموضة: ويرمز لها بالرمز pH هي سالب لوغاريتم العشري لتركيز أيون الهيدروجين في محلول ما ويشير إلي درجة حموضة ذلك المحلول و يحدد ما إذا كان السائل حمضياً أم قاعدياً أم متعادلاً. تعتبر السوائل ذات درجة حموضة أقل من 7 **أحماض** وتعتبر السوائل ذات درجة الحموضة الأعلى من 7 محاليل قلوية أو قواعد. أما درجة الحموضة 7 فهي تعتبر متعادلة.

$$pH = -\log_{10}[H_3O^+]$$

نظرية برونشتد-لوري (Brønsted–Lowry acid–base theory) هي نظرية في تفاعلات الحموض مع القواعد اقترحها كُُلُّ من العالمين الدنمركي يوهانس نيكولاس برونشتد والإنجليزي توماس مارتين لوري على حدة عام 1923. المفهوم الأساسي لهذه النظرية هو أنه عند تفاعل حمض

Relative Strength of Some Common Organic and Inorganic Acids and Their Conjugate Bases							
	Acid			Conjugate Base	K_a	pK_a	
strong acids	HCl hydrochloric acid	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	H ₃ O ⁺ + Cl ⁻ chloride ion	1×10^7	-7
	H ₃ O ⁺ hydronium ion	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	H ₃ O ⁺ + H ₂ O water	55.6	-1.7
	HF hydrofluoric acid	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	H ₃ O ⁺ + F ⁻ fluoride ion	6.8×10^{-4}	3.17
weak acids	$\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ formic acid	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	H ₃ O ⁺ + $\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}^-$ formate ion	1.7×10^{-4}	3.76
	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ acetic acid	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	H ₃ O ⁺ + $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}^-$ acetate ion	1.8×10^{-5}	4.74
	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}:$ hydrocyanic acid	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	H ₃ O ⁺ + $:\text{C}\equiv\text{N}:$ cyanide ion	6.0×10^{-10}	9.22
	$^+\text{NH}_4$ ammonium ion	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	H ₃ O ⁺ + $:\text{NH}_3$ ammonia	5.8×10^{-10}	9.24
very weak	H ₂ O water	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	H ₃ O ⁺ + HO ⁻ hydroxide ion	1.8×10^{-16}	15.7
	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{OH}$ ethyl alcohol	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	H ₃ O ⁺ + $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^-$ ethoxide ion	1.3×10^{-16}	15.9
not acidic	NH ₃ ammonia	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	H ₃ O ⁺ + $:\text{NH}_2^-$ amide ion	10^{-33}	33
	CH ₄ methane	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	H ₃ O ⁺ + $:\text{CH}_3^-$ methyl anion	$<10^{-40}$	>40

يعبر ثابت (pK_a) عن قوة الحمض أو ضعفه فكلما كبر الثابت كان الحمض ضعيفاً فنلاحظ في الجدول أن الميثان له أكبر من 40 وبتالي فهو حمض ضعيف جداً، أما لحمض كلور الماء فيأخذ القيمة (-7) وبتالي فهو حمض قوي.

العوامل المؤثرة في قوة الحموض:

لنعد إلى تعريف برونشتد للحمض على انه مركب يعطي أيونات الهيدروجين (H^+) وفق التفاعل التالي:



إن التفاعل متوازن وبتالي ينزاح التوازن نحو اليمين كلما كان الأنيون $A:^-$ (الأساس المرافق) الأكثر استقراراً، ولابد من دراسة عوامل استقرار الأنيونات.

عوامل استقرار الأنيونات: هنالك أربع عوامل يجب الأخذ بها بالترتيب عند دراسة ثبات الأيونات (الأنيونات أو الكاتيونات)

1- موقع الذرة التي تحمل الشحنة في الجدول الدوري.

2- الطنين.

3- الزمر الساحبة و المانحة.

4- تهجين الذرة الحاملة للشحنة.

-دراسة عوامل استقرار الأنيونات: سندرس عوامل استقرار الأنيونات في الجزيئات ويجب عند دراسة الاستقرار والمقارنة بين الأنيونات الانتقال بالترتيب بين العوامل الأربعة.

1- موقع الذرة التي تحمل الشحنة في الجدول الدوري: نميز الحالتين

I- الذرات الحاملة للشحنة في نفس الدور من الجدول الدوري فالعامل المؤثر هو كهرسلبية الذرة الحاملة للشحنة السالبة

لندرس ونقارن حامضية المركبات التالية:



نقوم بنزع H^+ من المركبات وذلك حسب تعريف برونشتد للحمض فنحصل على الأساس المرافق $A:^-$

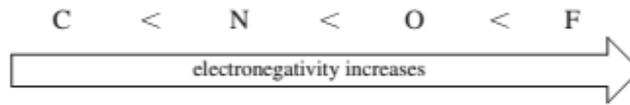


كلما زاد استقرار الأنيون $A:^-$ انزاح التوازن نحو اليمين أي أن المركب أكثر حامضية (يعطي في وسط التفاعل H^+)

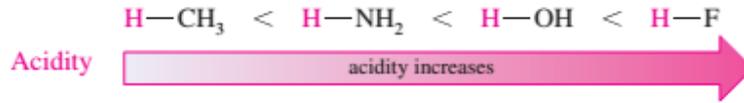
إذا نقوم بنزع H^+ من المركبات فنحصل على الأيونات التالية:



نلاحظ إن الذرات الحاملة للشحنة السالبة موجودة في نفس الدور من الجدول الدوري إذا العامل المؤثر عند مقارنتها هو **الكهرسلبية** فكلما ازدادت كهرسلبية الذرة الحاملة للشحنة زاد استقرار الأنيون (تزداد الكهرسلبية للعناصر في نفس الدور بالانتقال من اليسار الى يمين الجدول الدوري).



وبتالي تزداد القوة الحمضية للمركبات وفق الترتيب التالي:



II- الذرات الحاملة للشحنة في **نفس العمود من الجدول الدوري** فالعامل المؤثر هو حجم الذرة الحاملة للشحنة السالبة

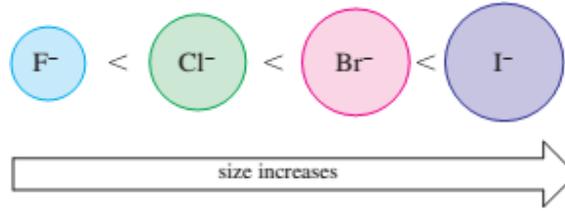
لندرس ونقارن حامضية المركبات التالية:



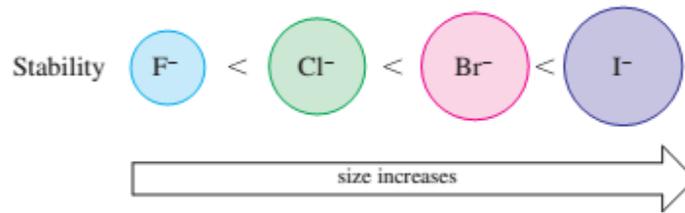
نقوم بنزع H^+ من المركبات وذلك حسب تعريف برونشتد للحمض فنحصل على الأساس المرافق A^- :



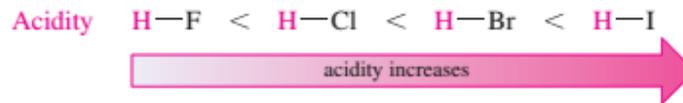
نلاحظ إن الذرات الحاملة للشحنة السالبة موجودة في نفس العمود من الجدول الدوري إذا العامل المؤثر عند مقارنتها هو **الحجم** فكلما ازداد حجم الذرات الحاملة للشحنة زاد استقرار الأنيون (يزداد الحجم للعناصر في نفس الدور بالانتقال من الأعلى إلى الأسفل).



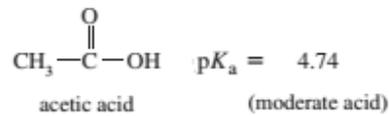
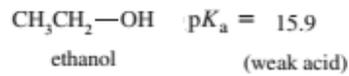
يزاد استقرار الأنيونات بزيادة الحجم



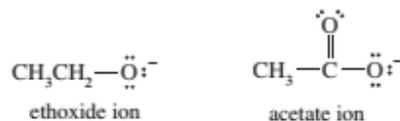
وبتالي فإن حموضة المركبات:



2-الطينين: لنفانر حامضية الايتانول وحمض الخل ويتم ذلك بمقارنة ثابت الحموضة PK_a

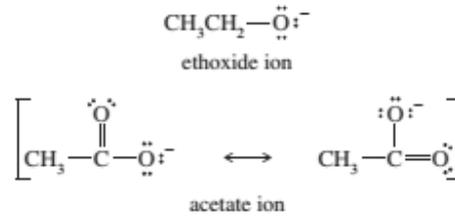


إن حمض الخل أكثر حامضية من الايتانول ولتعليل ذلك نتبع الخطوات في الأمثلة السابقة
نقوم بنزع H^+ من المركبات وذلك حسب تعريف برونشتد للحمض فنحصل على الأساس المرافق A^-

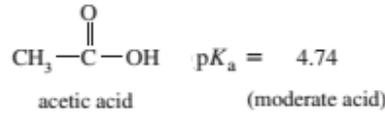
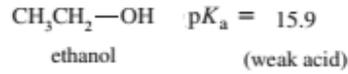


نلاحظ إن الذرات الحاملة للشحنة السالبة هي نفسها في الحالتين (ذرة الأوكسجين) إذا العامل المؤثر عند مقارنتها ليس الموقع في الجدول الدوري وإنما العامل الثاني **الطين** فكلما ازداد عدد الإشكال الطينية ازداد استقرار الأنيون وبالتالي ازدادت حموضة المركب

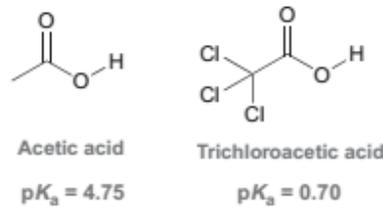
في حالة الايتانول الأنيون $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^-$ ذرة الأوكسجين الحاملة للشحنة السالبة **متموضعة** (لا يمكن أن تشكل إشكال طينية) أما في حالة حمض الخل فان الأنيون CH_3COO^- يمتلك شكلين طنيين، وبالتالي فان استقرار الأنيون CH_3COO^- أعلى



والحامضية لحمض الخل أعلى منها للايتانول

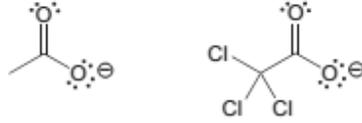


3-الزمر الساحبة و المانحة: لنفانر حامضية حمض الخل مع ثلاثي كلورو الخليك (أو حمض ثلاثي كلورو الأسيتيك) هو نظير من حمض الخل حيث يتم استبدال ذرات الهيدروجين الثلاثة لمجموعة الميثل بذرات الكلور. ويتم ذلك بمقارنة ثابت الحموضة PK_a



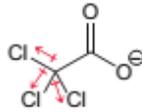
حمض ثلاثي كلورو الأسيتيك أعلى حامضية من حمض الخل وتعليل ذلك نتبع الخطوات في الأمثلة السابقة

نقوم بنزع H^+ من المركبات وذلك حسب تعريف برونشيد للحمض فنحصل على الأساس المرافق A^-

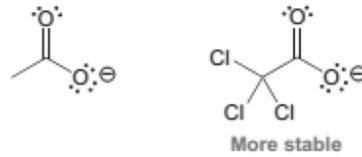


نلاحظ إن الذرات الحاملة للشحنة السالبة هي نفسها في الحالتين (ذرة الأوكسجين) إذا العامل المؤثر عند مقارنتها ليس الموقع في الجدول الدوري وليس العامل الثاني الطين لهما نفس الإشكال الطينية

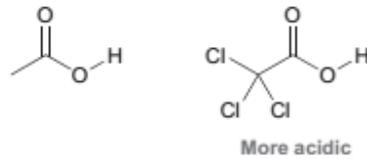
وللمقارنة بين الأنيونين ننتقل إلى المعامل الثالث الزمر الساحبة والمانحة الموجودة في الجزء المدروس في حالة الأنيون $CCl_3H_2O^-$ ذرة الكلور تمتاز بكهرسلبية عالية مما يسمح لها بسحب الكثافة الكترونية للجزء باتجاهها



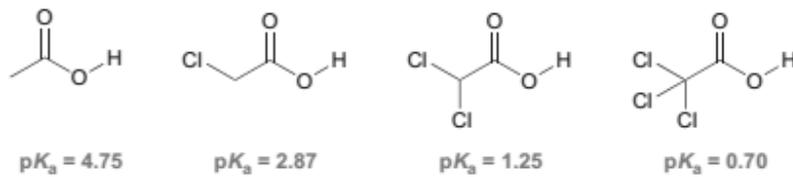
وبتالي يستقر الأنيون الحاملة للشحنة السالبة مقارنة بالأنيون CH_3COO^- ، وبتالي فان استقرار الأنيون $CCl_3H_2O^-$ أعلى



والحامضية لحمض ثلاثي كلورو الأسيتيك أعلى منها لحمض الخل.

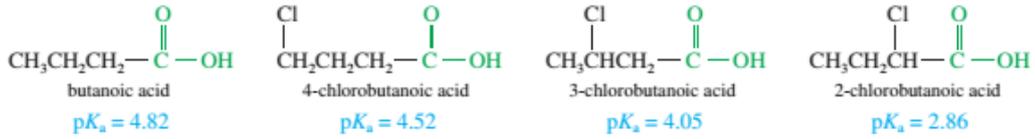


مثال:

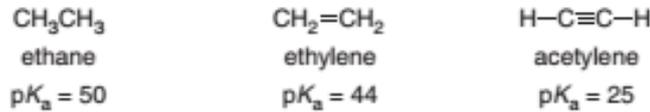


وهناك عامل يلعب دورا هام وهو بعد أو قرب الزمر الساحبة عن الشحنة السالبة

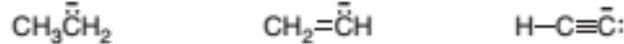
مثال



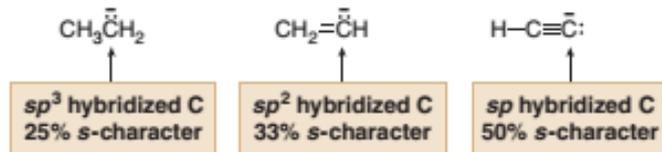
4-تهجين الذرة الحاملة للشحنة: لنقارن حامضية الايتان، الايتلين و الأستيلين يتم ذلك بمقارنة ثابت الحموضة PK_a



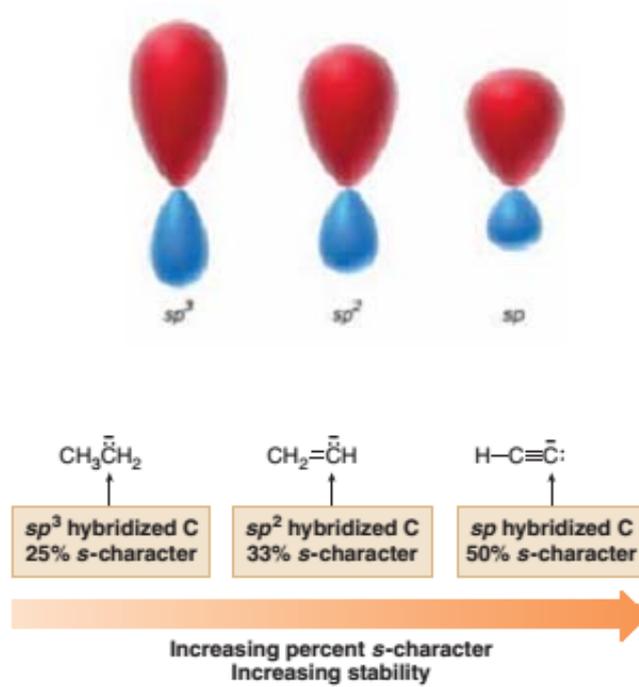
لتعليل الخواص الحامضية للمركبات السابقة تبع نفس الأسلوب نقوم بنزع H^+ من المركبات وذلك حسب تعريف برونشتد للحمض فنحصل على الأساس المرافق A^-



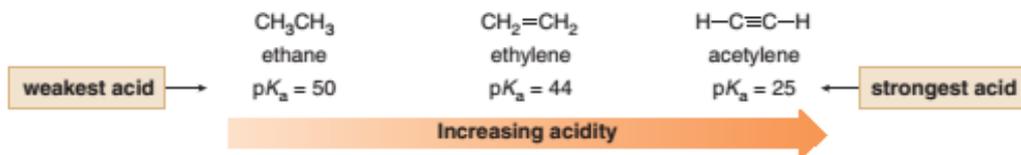
نلاحظ إن الذرات الحاملة للشحنة السالبة هي نفسها في جميع الحالات (ذرة الكربون) إذا العامل المؤثر عند مقارنتها ليس الموقع في الجدول الدوري وليس العامل الثاني الطنين (لا يوجد طنين) العامل الثالث الزمر الساحبة والمانحة (لا يوجد) ننتقل إلى المعامل الرابع نوع تهجين الذرة الحاملة للشحنة السالبة ومدى مشاركة المدار S في التهجين



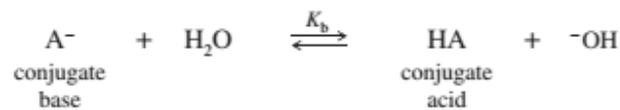
وبتالي يزداد استقرار الأنيون لقرب الشحنة السالبة من النواة في حالة تهجين SP ومن ثم SP^2 ومن ثم SP^3



وبتالي تكون الحامضية



الخاصية القاعدية: تُعرف القاعدة حسب مفهوم برونشتد-لوري على أنها مركب يمتلك ثنائية الكترونية لها القدرة على التفاعل مع بروتون (يستقبل بروتوناً من حمض).



ثابت القاعدية:

$$K_b = \frac{[HA][^-OH]}{[A^-]} \quad pK_b = -\log_{10} K_b$$

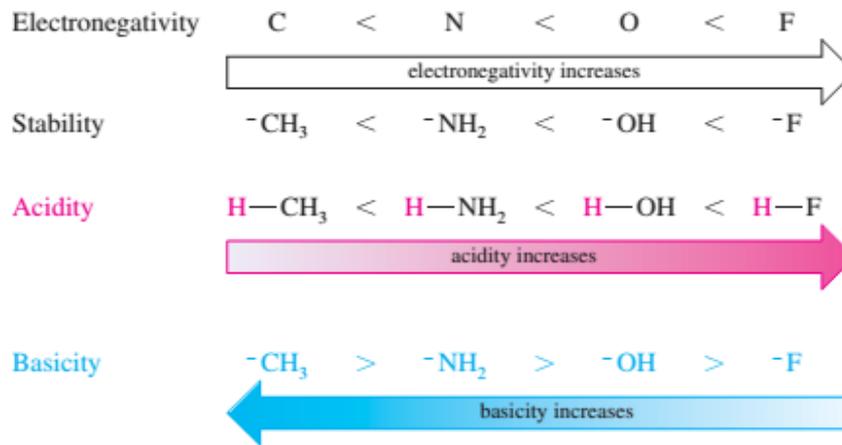
$$(K_a)(K_b) = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

water ion-product constant

$$(K_a)(K_b) = 10^{-14}$$

$$pK_a + pK_b = -\log 10^{-14} = 14$$

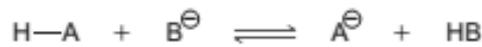
وكل العوامل التي ذكرت سابقا حول الحامضية هي نفسها للقلوية و إنما بشكل معاكس مثال المعامل الأول الكهربية



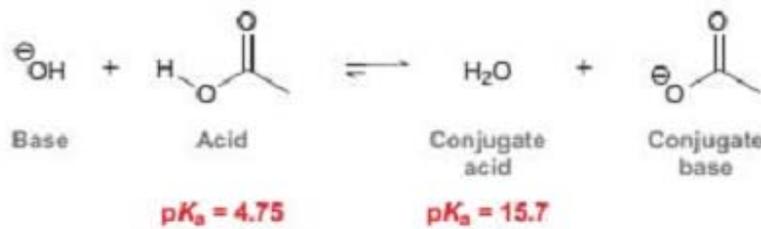
يمكن استنتاج خواص المركبات القاعدية من خلال المعاملات الأربعة ولكن بشكل معاكس للخواص الحامضية.

تفاعل حمض أساس:

يتم التفاعل الآتي بين حمض HA و قاعدة B⁻ في محلول مائي ويحدث التوازن الكيميائي:



ولتحديد جهة التفاعل نتبع القاعدة التالية: ينزاح التوازن نحو تشكيل الحمض الأضعف ونعرف الحمض الأضعف من خلال ثابت الحموضة PK_a لناخذ المثال التالي:



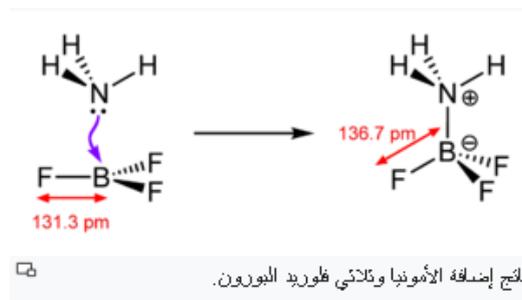
نظرية لويس للحموض والقواعد

اقترح العالم الأمريكي جيلبرت نيوتن لويس نظرية بديلة لتفاعلات الحموض مع القواعد. تعتمد نظرية لويس على التركيب الإلكتروني، حيث تُعرف القاعدة حسب مفهوم لويس على أنها مُركب له القدرة على منح زوج من الإلكترونات إلى حمض لويس، وهو المُركب القادر على استقبال زوج من الإلكترونات (يمتلك مدار الكتروني فارغ). أي أنّ اقتراح لويس يُعطي تفسيراً لنظرية برونشترند - لوري من حيث التركيب الإلكتروني.

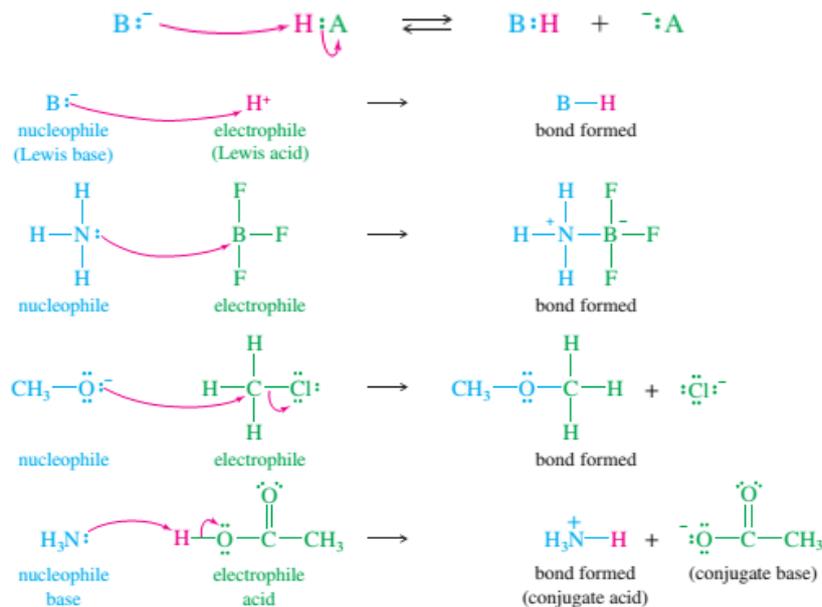
نلاحظ في هذه المُعادلة أنّ كلاً من القاعدة B والقاعدة المُرافقة A⁻ تحمل زوجاً واحداً من الإلكترونات في حين أنّ البروتون وهو حمض لويس- قد انتقل بينهما.



مثال:



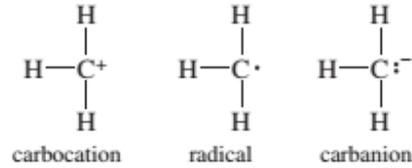
ويمكن تصنيف أهم التفاعلات العضوية على أنها تفاعلات حمض لويس أساس لويس



المركبات الوسطية النشيطة في كيمياء الكربون: تطلق التسمية على كلاً من الكربكاتيونات (كاتيون كربوني) و الكربانويونات (أنيون كربوني) و جذر كيميائي حر.

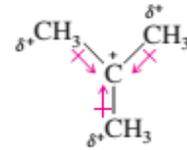
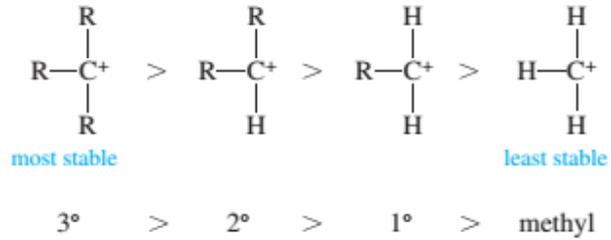
المركب الوسطي النشط كيميائياً هو مركب وسطي له عمر قصير جداً وطاقة مرتفعة وتفاعلية عالية بسبب النشاط الكيميائي الكبير لهذا النوع الكيميائي، والذي غالباً ما يتفاعل بسرعة ويتحول إلى نوع كيميائي آخر أكثر استقراراً.

لا يمكن فصل وعزل هذه المركبات الوسطية النشيطة إلا في حالات خاصة، ولحفظها يجب تبريدها إلى درجات حرارة منخفضة جداً. تفيد معرفة بنية المركبات الوسطية النشيطة في تحديد آلية حدوث التفاعلات الكيميائية.



عوامل ثبات الكربوكاتيون هي الزمر المانحة

Stability of carbocations



والجذور بسبب تشابهها مع الكربوكاتيون بالبنية الالكترونية فعوامل ثبات الكربوكاتيون هي الزمر المانحة

