الــروابــط الــكيـمـيـائــيـة والــفــيـزيـــائــيـة

لدراسة مفهوم الروابط في المركبات الكيميائية لا بد من مراجعة بسيطة للجدول الدوري والخواص الدورية للعناصر: اشتق الجدول الدوري من ترتيب ماندلييف (اعتمد على الترتيب الدوري للعناصر استناداً إلى أعدادها الذرية، وقد قسم العناصر إلى مجموعات تكون العناصر في كل مجموعة منها متشابهة الخواص). وقد رتبت العناصر كما يلي:

- أخذت العناصر الإنتقالية مكاناً مناسباً في منتصف الأدوار الطويلة.
- تم ترتيب العناصر في أعمدة وأدوار وفق مجموعات وبذلك أصبح من السهل معرفة التشابه بين المجموعات الرئيسية حيث رتبت العناصر المتشابهة في خواصها الكيميائية في مجموعة واحدة (عمود واحد)، فالمجموعة الأولى (العمود الأول) مثلاً تضم العناصر القلوية وهي: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr. والمجموعة الثانية (العمود الثاني) تضم العناصر القلوية الترابية.. وهكذا.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

1 H 1.0079																	2 He 4.0026
3 Li 6.941	4 Be 9.012											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.179
11 Na 22.99	12 Mg 24.30											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.974	16 S 32.06	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.90	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.938	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.91	54 Xe 131.29
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 *La 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.85	75 Re 186.21	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra 226.02	89 †Ac 227.03	104 Unq (261)	105 Unp (262)	106 Unh (263)	107 Uns (262)	108 Uno (265)	109 Une (266)									

58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.4	63 Eu 151.97	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97
90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np 237.05	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)

1-1 الخواص الدورية للعناصر:

بالإضافة إلى تشابه عناصر كل مجموعة في الجدول الدوري، فهناك عدداً من الخواص التي تستطيع ربطها مباشرة بالجدول الدوري وهي:

أ. **نصف القطر الذري:** : نصف القطر الذري: هو بعد الإلكترونات السطحية عن النواة. وتزداد أنصاف الأقطار الذرية بازدياد العدد الذري.

نلاحظ من الجدول الدوري أنه في المجموعة الواحدة يزداد نصف القطر بازدياد العدد الذري من أعلى العمود إلى أسفله، وتتناقص أنصاف الأقطار في الدور الواحد بتناقص العدد الذري من الجهة اليسرى إلى الجهة اليمنى، إلا أن العناصر الإنتقالية لا تظهر تلك الدورية في التناقص.

ب.**طاقة التشرد (كمون التشرد):** طاقة التشرد لأي عنصر: هي كمية الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من الذرة في الحالة الغازية لتتحول إلى شاردة موجبة، ويرمز لها بالرمز I .

فعندما تتحد ذرة ما مع ذرة أخرى لتشكل الجزيئات فإنها قد تفقد إلكتروناً أو أكثر لتصبح شاردة موجبة، وهذه العميلة ماصة للحرارة ، كما تختلف كمية الطاقة المطلوبة للتخلي عن الإلكترون من عنصر لآخر حسب خواص العنصر الفيزيائية، فالذرات في الحالة الغازية تحتاج لطاقة أعلى من الذرات في الحالة السائلة أو الصلبة، لذلك تقاس طاقة التشرد لأي عنصر وهو بالحالة الغازية.

فمثلاً عند تحول الصوديوم إلى شاردة موجبة يحتاج إلى طاقة تشرد تساوي إلى 119 kcal/mol

$$Na_{(g)} \rightarrow Na^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta H = I = 119\, kcal/mol$$

إن إزاحة إلكترون من ذرة معتدلة يحتاج إلى طاقة تشرد أولى، أما إزاحة إلكترون من الشاردة الناتجة فيحتاج إلى طاقة تشرد ثانية، وإزاحة إلكترون ثالث يحتاج إلى طاقة تشرد ثالثة وهكذا، ويلاحظ أن طاقة التشرد الثانية لأي عنصر أكبر من الأولى، والثالثة أكبر من الثانية وهكذا.

وبالعودة إلى الجدول الدوري نجد أن: الطاقة اللازمة للتشرد تتناقص في المجموعة الواحدة من أعلى العمود إلى أسفله أما في الدور الواحد فإن طاقة التشرد تزداد من اليسار إلى اليمين.

ت. **الألفة الإلكترونية**: هي كمية الطاقة المتحررة عندما تكتسب الذرة إلكتروناً في الحالة الغازية لتتحول إلى شاردة سالبة.

فمثلاً عندما تكسب ذرة الكلور إلكتروناً فإنها تتحول إلى شاردة سالبة وهذا سيولد طاقة (الألفة الإلكترونية) تساوي إلى 83.4k cal/mol. $Cl_{(g)} + e^- \rightarrow CT_{(g)} + 83.4\ kcal/mol$

وفي الجدول الدوري نجد أن: الألفة الإلكترونية تتناقص في المجموعة الواحدة من أعلى العمود إلى أسفله وأما في الدور الواحد فتزداد من اليسار إلى اليمين (تماماً كطاقة التشرد).

ث. **الكهرسلبية**: عبارة عن قدرة النواة على جذب الإلكترونات الطبقة الخارجية باتجاهها.

تتعلق الكهرسلبية بحجم الذرة فكلما ازداد حجم الذرة ازدادت عدد الطبقات المحيطة بالنواة وبالتالي فإن إلكترونات الطبقة السطحية تغدو محجوبة عنها بالطبقات الإلكترونية الداخلية وبالتالي تتناقص الكهرسلبية. كما تنسب الكهرسلبية إلى طاقة التشرد والألفة الإلكترونية، فكلما كانت طاقة التشرد للعنصر مرتفعة كانت كهرسلبيته أعلى، وهذا ينطبق أيضاً على الألفة الإلكترونية (فكلما كانت الألفة الإلكترونية للعنصر أكبر كانت كهرسلبيته أعلى).

ويبين الجدول أدناه قيم كهرسلبية العناصر الانتقالية حسب موقعها في الجدول الدوري حسب مقياس باولنج. ويتضح أن الكهرسلبية لعناصر المجموعة الواحدة تتناقص من أعلى العمود في الجدول الدوري إلى أسفله، وأما في الدور الواحد فإنها تزداد من الجهة اليسرى إلى الجهة اليمنى .

H 2.20																	He
Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.6
Cs 0.79	Ba 0.89	Lu 1.27	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn
Fr 0.7	Ra 0.9	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

ج. **الصفات المعدنيـة واللامعدنيـة:** تقسم العناصر إلى معادن ولا معادن، وللتمييز بينهما اعتمد قديماً على الخواص الفيزيائية للعناصر؛ فالمعادن تبدي خواصاً فيزيائية مميزة كاللمعان وقابلية الطرق والسحب والناقلية. فيما لا تبدي العناصر اللامعدنية ذلك.

وحديثاً اعتمد التمييز بين المعادن واللامعادن على الخواص الكيميائية للعناصر، حيث تبدي المعادن خواصاً كيميائية تميزها عن اللامعادن، فالمعادن تميل إلى تشكيل شوارد موجبة أما اللامعادن فتشكل شوارد سالبة، ومن هنا نجد أن الصفة المعدنية واللامعدنية تنسب إلى طاقة التشرد والألفة الإلكترونية والكهرسلبية، فالعناصر ذات القيم الدنيا لكل من طاقة التشرد والألفة الإلكترونية والكهرسلبية تكون معدنية، أما العناصر التي تملك قيماً عليا للخواص الثلاث السابقة فلا تعد معادن.

في الجدول الدوري للعناصر نجد أن: الصفة المعدنية تزداد في المجموعة الواحدة من أعلى العمود إلى الأسفل، وأما في الدور الواحد فإنها تتناقص من الجهة اليسرى إلى الجهة اليمنى (على عكس الكهرسلبية تماماً) بينما العناصر اللامعدنية فتزداد في إتجاه معاكس للصفة المعدنية.

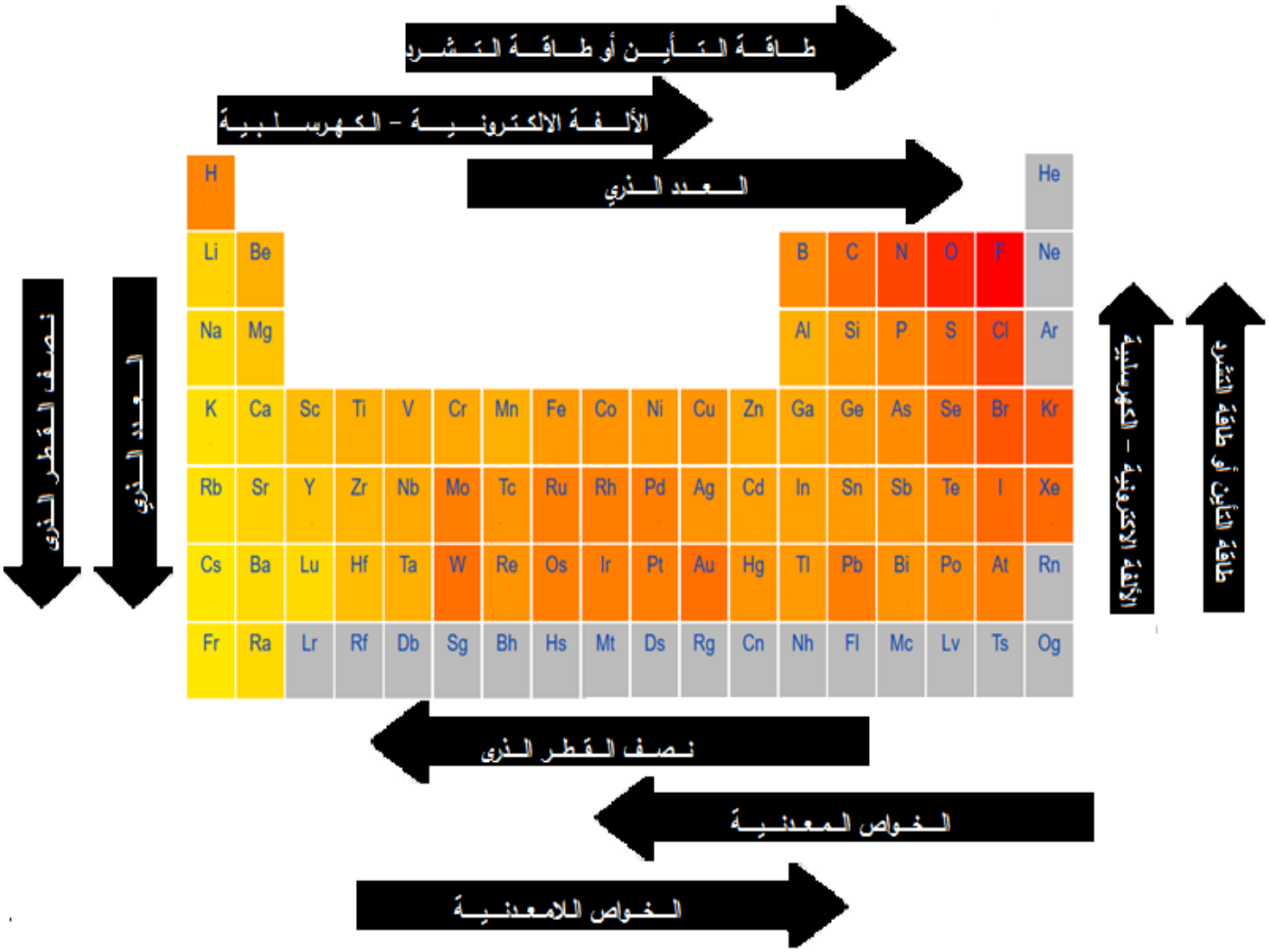
ح. **نصف القطر الشاردي:** تتشكل الشاردة باكتسابها أو خسارتها للإلكترونات، ولكل شاردة حجم معين، فالشوارد الموجبة تتشكل عند خسارة الذرة المعتدلة للإلكترونات، ويكون حجمها أصغر من حجم الذرات المعتدلة المتشكلة منها، وبالمقابل تكون حجوم الشوراد السالبة (التي تتشكل باكتساب الإلكترونات) أكبر من حجوم الذرات المعتدلة المشكلة لها.

وفي الجدول الدوري نجد أن: نصف القطر الشاردي يزداد في المجموعة الواحدة من أعلى العمود إلى الأسفل، وأما في الدور الواحد فإن نصف القطر الشاردي يتناقص من اليسار إلى اليمين.

مما سبق يمكن تلخيص الخواص الدورية للعناصر كما يلي:

- يزداد نصف القطر الذري بازدياد العدد الذري من أعلى العمود إلى أسفله، وتتناقص من الجهة اليسرى إلى الجهة اليمنى، إلا أن العناصر الإنتقالية لا تظهر تلك الدورية في التناقص.
- تتناقص طاقة التشرد من أعلى العمود إلى أسفله وتزداد من اليسار إلى اليمين .
- تتناقص الألفة الإلكترونية من أعلى العمود إلى أسفله وتزداد من اليسار إلى اليمين .

- تتناقص الكهرسلبية من أعلى العمود إلى أسفله وتزداد من الجهة من اليسار إلى اليمين .
- تزداد الصفة المعدنية من أعلى العمود إلى الأسفل، وتتناقص من اليسار إلى اليمين.
- يزداد نصف القطر الشاردي من أعلى العمود إلى الأسفل، وتتناقص من من اليسار إلى اليمين .



الــروابــط الــكيـميــائــيــة والــفــيـزيـــائــيــة

من المعلوم أنّ أكثر ذرات العناصر استقراراً في الجدول الدوري هي ذرات الغازات النبيلة التي تقع في العمود الأخير من الجدول الدوري، مثل: الهيليوم (He) والأرجون (Ar) والنيون (Ne)، فهي تتميز بأنَّ مستوى الطاقة الأخير فيها مكتمل بالإلكترونات، لذلك نجد أنَّ جزيئاتها أحادية الذرة، ولا تدخل في أيّ تفاعل في الظروف العادية مع نفسها أو مع بعضها بعضاً أو مع غيرها من العناصر.

وبصـورة عامـة فـإنَّ ذرة أيَّ عنصـر كـي تسـتقر لابـدّ أن تكمـل مسـتوى طاقتهـا الأخيـر بالإلكترونات وذلك بأن تكتسب أو تفقد أو تشارك بعدد من الإلكترونات ليصبح تشكيلها الإلكتروني مشابهاً للتشكيل الإلكتروني لأقرب غاز نبيل لها في العدد الذري. حيث تقوم الذرات بتشكيل روابط فيما بينها حسب مبدأ G.N Lewis والذي ينص على أن "الذرات تكون أكثر ثباتاً عندما تكون طبقتها السطحية الخارجية مكتملة إلكترونياً. وعدد الروابط المتشكلة تعتمد على عدد الإلكترونات الحرة المتواجدة في المجال الخارجي أي على عدد إلكترونات التكافؤ. وحتى يتحقق ذلك فهي تدخل في التفاعلات الكيميائية، بمعنى آخر نعبر عن التفاعل الكيميائي بأنه عملية كسر الروابط الموجودة في الجزيئات المواد المتفاعلة وتكوين روابط جديدة في جزيئات المواد الناتجة من التفاعل. ومن هذا المفهوم يمكننا تفسير أنواع الروابط الكيميائية.

أهمية ودور الروابط بتحديد خواص المادة

تميل ذّرات معظم العناصر الكيميائيّة للارتباط فيما بينها لتشكيل تجّمعات ذّرية ثابتة تُعرف بالجزيئات. فبعض العناصر، كالهيدروجين والأوكسجين والآزوت، تتواجد على شكل جزيئات ثنائية الذرة، وبعضها الآخر تكون جزيئات متعدّدة الذّرات، كالكربون والفوسفور الأحمر والكبريت الأصفر، وغيرها. أما العناصر المعدنية فتوجد على شكل بلورات مؤلفة من عدد غير محدود من الذّرات المرتبطة فيما بينها. وقد ترتبط ذرات عناصر مختلفة مع بعضها لتشكيل مركبات كيميائية تختلف في خواصها اختلافاً كلياً عن العناصرالمكونة لها. ويُعزى سبب هذا الاختلاف في الخواص إلى تنّوع طرق الارتباط بين ذرات هذه العناصر المكّونة لها .

كما لابد من الإشارة إلى أن نوع الرابطة وقوتها ويحدد نوع الخواص الفيزيائية والكيميائية التي تتصف بها المادة.(درجة انصهار ، صلابة ، ناقلية كهربائية ....الخ)، وهنا لابد من الإشارة أنه كلما كانت الروابط قوية كلما كانت أكثر صلابة. فصلابة الماس العالية اعود لقوة التجاذب الكهربائي العالي التي تربط ذرات الكربون مع بعضها وبالتالي فإن درجة حرارة انصهاره عالية جداً.

وهنا لابد أن نميز نوعين أساسيين من الروابط :

أ- الروابط الكيميائية :

- الرابطة الأيونية (الشاردية) Ionic Bonding.
- الرابطة المشتركة (أو التشاركية أو التساهمية) Covalent Bonding.
- الرابطة التساندية Coordinate Bonds.
- الرابطة المعدنية Metallic Bond.

ب- الروابط الفيزيائية:

- الرابطة الهيدروجينية Hydrogen Bond.
- قوى فاندرفالز wan der waals force.

ولابد من التوضيح الفرق بين الروابط الكيميائية والرابط الفيزيائية، والجدول أناه سيوضح أهم هذه الفوارق.

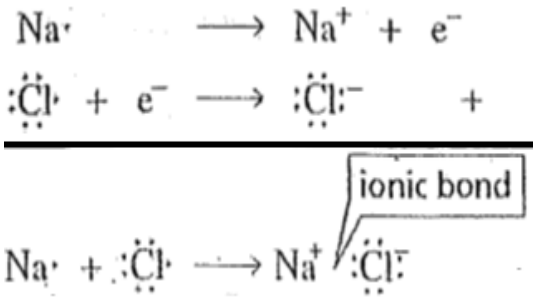
الروابط الكيميائية	الروابط الفيزيائية
تنشأ بين ذرة وأخرى لتكوين جزيء مركب	تنشأ فيما بين جزيء وجزيء، أو ذرة وذرة ، أو ذرة وجزيء، أو أيون وجزيء.....
يؤدي نشوؤها إلى تحويل الذرات إلى مواد أخرى ذات طلبعة كيميائية مختلفة، ولهذا السبب فهي مشهورة غالباً باس الروالط الكيميائية.	لايؤدي نشوؤها إلى تغير كيميائي بل إلى تغير فيزيائي في خواص المادة، ولهذا السبب توصف بأنها روابط فيزيائية.
تعتبر طاقة هذه الروابط عالية نسبياً حيث تقاس بمئات الكيلو جول	تعتبر طاقة هذه الرابط منخفضة نسبياً حيث تقاس بعشر الكيلو جول.

1-2 الــروابــط الـكـيـمـيـائـيــة :

1-2-1 الرابطة الأيونية (الشاردية) Ionic bond:

تتكون هذه الرابطة غالباً بين عنصر معدني وآخر لا معدني فكما مرّ معنا بأن ذرات المعادن تتميز بكبر حجمها وطاقة تأين صغيرة، وبالتالي يسهُل عليها فقد إلكترونات مستوى طاقتها الأخير $(3 \geq n \geq 1)$ لتتحول إلى أيون موجب (يشبه في تشكيله أقرب غاز نبيل لها). أمّا ذرات اللامعادن فتتميز بصغر حجمها وإلفتها الإلكترونية الكبيرة، فيسهل عليها اكتساب تلك الإلكترونات التي تفقدها المعادن، وتتحول إلى أيون سالب (يشبه في تشكيله أقرب غاز نبيل لها)، ثم يحدث تجاذب كهراكدي (electrostatic) بين الأيون الموجب والأيون السالب، مكوناً رابطة تُسمّى "الرابطة الأيونية". علماً أنّه كلما زاد الفرق في الكهرسلبية بين العناصر المرتبطة، زادت الخاصة الأيونية، فقد ثبت بالتجربة العملية أنه عندما يكون الفرق في الكهرسلبية أكبر من (1.7) بين العنصرين فإنّ المركب الناتج يكون مركباً أيونياً.

❖ المثال التقليدي عن تلك الرابطة هو كلوريد الصوديوم NaCl حيث يمتلك الصوديوم إلكتروناً وحيداً في مداره الأخير أي أنه يحتاج إلى سبعة إلكترونات من أجل اكتمال مداره السطحي مما يجعل من تخليه عن إلكترونه السطحي أسهل له ليصل لنفس التكوين الإلكتروني للغاز الخامل الأقرب وهو النيون Ne ولتصبح ذرة الصوديوم على شكل شاردة موجبة ذات صفة كهرجابية electropositive ، في حين أن الكلور يمتلك في مداره الأخير سبعة إلكترونات أي أنه بحاجة إلى إلكترون واحد فقط من أجل اكتمال مداره السطحي لها نفس التكوين الإلكتروني للغاز الخامل الأقرب وهو الآرغون Ar الأمر الذي يجعل من اكتسابه للإلكترون سهلاً ويصبح الكلور على شكل شاردة سالبة ذات صفة كهرسلبية electronegative . لذا عند مزج معدن الصوديوم مع غاز الكلور فإنه يتم انتقال الإلكترون السطحي من ذرة الصوديوم إلى ذرة الكلور لتتشكل بلّورات كلوريد الصوديوم، ونتيجة لتعاكس



الشحنة بين هاتين الشاردتين فإنهما تتجاذبان بفعل التجاذب الكهربائي الساكن electrostatic attractions مشكلة الرابطة الشاردية ionic bond.

❖ مثال أخر لفهم كيفية تكوّن الرابطة الأيونية: في مركّب فلوريد الليثيوم (LiF) ندرس التشكيل الإلكتروني لكل منهما:

$_3Li,\ 1s^2\ 2s^1$ He

$_9F,\ 1s^2\ 2s^2,\ 2p^5$ Ne

ويُلاحظ من التشكيل الإلكتروني لعنصر الليثيوم قابليته لفقد إلكترون للوصول لوضع الاستقرار وهو التشكيل الإلكتروني لعنصر الهيليوم النبيل (He):

$$Li \rightarrow Li^+ + e^-$$

وهذا الإلكترون الذي فقدته ذرة الليثيوم تكسبه ذرة الفلور ويتكون أيون الفلور السالب (F^-) الذي له التشكيل الإلكتروني المميز لعنصر النيون النبيل (Ne):

$$F + e \rightarrow F^-$$

بعد هذا يحدث تجاذب كهراكدي بين الأيونين الموجب والسالب ليكونا المركّب الأيوني:

$$Li + F \rightarrow LiF$$

✍ **فكر معنا :** إذا علمت أن السالبية الكهربائية لكل من $O = 3.5$ و $Ca = 1$ فاحسب الفرق في السالبية الكهربائية بين Ca و O وحدد نوع الرابطة، ولماذا.

✍ **فكر معنا :** فسر تشكل الرابطة الأيونية لكل من Mg_3N_2 نتريد المغنزيوم . وكلوريد الصوديوم NaCl. شارحاً بطريقتين 1− التوزع الالكتروني. 2− فرق الكهرسلبية.

الكهرسلبية لكل من N=3.04 Mg=1.31 Cl=3.16 Na=0.93

العدد الذري لكل من N=7 Mg=12 Cl=17 Na=11

1-2-1-1 الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية

المركّبات الأيونية عبارة عن بلورات صلبة مكونة من تجمع من الكاتيونات والأنيونات، ترتبط فيما بينها بقوى جذب كهراكدي في شبكة بلورية لها شكل محدد.

- درجات الانصهار والغليان: يتكون المركّب الأيوني من أيونات متعاكسة الشحنة والذي يعمل كقطب مزدوج له عزم معين، وينتج عن ذلك أن تتقارب الأيونات. ولذا يُلاحظ أنّ معظم المركبات الأيونية هي مواد صلبة، ودرجات انصهارها وغليانها مرتفعة نسبياً، وتحتاج إلى طاقة كبيرة لتحطيم شبكتها البلورية .
- التوصيل الكهربائي: تتميز المركبات الأيونية بتفككها في محاليلها إلى أيونات موجبة وأخرى سالبة تتحرك في المحلول وتنقل الكهرباء، ولذلك فإن محاليل المركبات الأيونية تتميز بنقلها للتيار الكهربائي.
- الانحلال في المحلات القطبية: تتفكك الشبكة البلورية للمركبات الأيونية عندما تنحل في المحلات القطبية كالماء مثلاً. وهناك مركبات أيونية لا تنحل في الماء ولكنها يمكن أن تنحل في سوائل أخرى، لها ثابت عزل أكبر من ثابت عزل الماء.

تذكر معنا : يُعبِر ثابت العزل الكهربائي عن قياس تقريبي لقطبية المذيب، فمثلاً الماء ذو قطبية عالية وثابت عزل يساوي 80 عند درجة حرارة $25C^{o}$ أما المذيبات ذات ثابت العزل **الكهربائي** أقل من 15 تكون مذيبات غير قطبية. ويفسر ذلك بالعودة لقانون الجذب الكهروستاتيكي لكولوم الذي ينص على أن قوة الجذب الكهربائي بين شحنتين مختلفتين تتناسب طرداً مع حاصل ضربهما وعكساً مع مربع المسافه بينهما مضروبه في ثابت العزل للمذيب فكلما كان ثابت العزل كبير كانت قوة التجاذب بين الأيون السالب والموجب للملح قليلة وأمكن ابتعادهما عن بعضهما وبالنتيجه الحصول على إذابه جيده للملح

$$E = \frac{q^{+}q^{-}}{r^{2}\varepsilon}$$

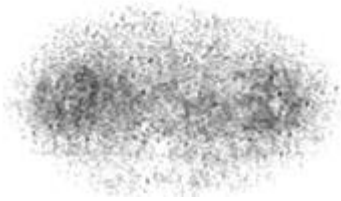
مثال : ثابت العزل لحامض الكبريتيك 110 في حين ثابت العزل للماء 78,5 وثابت العزل للبنزين 2,2)

- لا تظهر فيها ظاهرة التماكبIsomersim: لا تُشاهد هذه الظاهرة في المركبات الأيونية بسبب ارتباط الكاتيونات والأنيونات فيما بينها بقوى جذب كهربائي في شبكة بلورية لها شكل محدد.

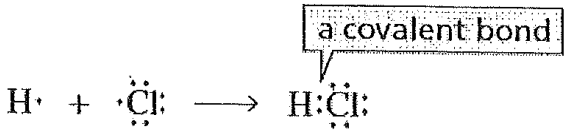
1-2-2 الرابطة المشتركة (التشاركية أو التساهمية) Covalent Bonding:

تتكون الرابطة المشتركة بين عنصرين لا معدنيين، فهي تنشأ بين ذرات العناصر المتشابهة أو المتقاربة في الكهرسلبية. وتتكون الرابطة المشتركة نتيجة مشاركة الذرات بإلكترونات التكافؤ. وكما نعرف فإن طاقة تأين اللامعادن مرتفعة، لذلك يصعب جداً فقدانها للإلكترونات في التفاعلات الكيميائية، ولكن يمكنها المشاركة بالإلكترونات سعياً للوصول إلى التشكيل الإلكتروني للغاز النبيل القريب والوصول إلى الاستقرار والثبات. وهذا النوع من المشاركة الالكترونية يؤدي إلى تشكل ما يسمى الرابطة المشتركة

❖ مثال تكوّن الرابطة المشتركة في جزيء الهيدروجين (H_2) مثلاً بأنها نشأت عن مشاركة كل من ذرّتي الهيدروجين بالإلكترون الوحيد الموجود في المدار $(1s)$ لكل منها، ويحصل التجاذب بين هذين الإلكترونين ونواتي الذرتين اللتين تحويان الشحنة الموجبة (البروتون). ويستمر هذا التجاذب بين الشحنات المختلفة في الذرتين لأقرب مسافة ممكنة بين نواتي الذرتين بحيث يتعذر بعدها أن تقلّ المسافة بين النواتين بفعل قوى التنافر بين الشحنات المتماثلة في الذرتين تتشكل الرابطة المشتركة بين ذرتين وذلك عندما تشارك هاتين الذرتين بتقديم كل منهما إلكتروناً أو أكثر دون أن تفقدهما.



❖ مثال حمض كلور الماء : يمكن لذرتي هيدروجين وكلور أن يشكلا مع بعضهما رابطة مشتركة حيث تقدم كل من ذرتي الهيدروجين والكلور إلكتروناً إلى بعضهما البعض ليكتمل مدارهما السطحي إلى إلكترونين بالنسبة للهيدروجين وإلى الثمانية بالنسبة إلى الكلور كما في المعادلة التوضيحية التالية:

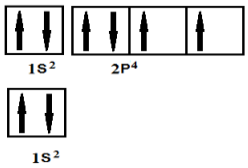


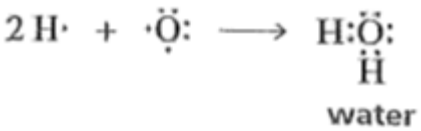
- كما يمكن للذرة الواحدة أن تشكل أكثر من رابطة مشتركة، فمثلاً يمكن لذرة الأكسجين أن تشكل رابطتين مشتركتين وأيضاً يمكن لذرة النتروجين أن تشكل ثلاثة روابط مشتركة وأيضاً تشكل ذرة الكربون أربعة روابط مشتركة وهكذا حسب الإلكترونات الموجودة في الطبقة السطحية (الإلكترونات التكافؤية).

❖ مثال جزيء الماء : يبدو من صيغة لويس (نظام النقاط للالكترونات) أن ذرة الأكسجين تملك ستة إلكترونات في الطبقة السطحية (زوجين الكترونين والكترونان أعذبان) يمكن بواسطتها تشكيل رابطتان مشتركتان لذلك فهو يحتاج إلى أن يشكل رابطتين مشتركتين ليكمل مداره السطحي إلى الثمانية إلكترونات.

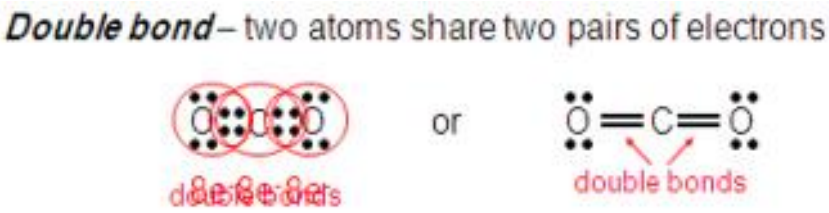
$_8O$, $1s^2\ 2s^2,\ 2p^4$

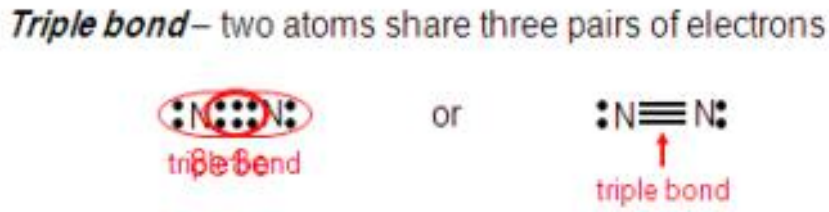
$_1H$, $1S^1$





- كما يمكن أن تتشكل ما يسمى بالرابطة الثنائية(Double Bond) مثال CO_2 وكذلك الرابطة الثالثية N_2 (Triple Bond)





1-2-2-1 الكهرسلبية والروابط المشتركة القطبية:

إذا كانت الذرتان المكونتان للرابطة من نوع واحد كما في المركب $(Cl - Cl)$ أو المركب $(H - H)$، فإنّ تأثير كل من الذرتين في الإلكترونين المكونين للرابطة يكون متساوياً. أما عندما ترتبط ذرتان مختلفتان فإن قوة تجاذب الذرتان للزوج الالكتروني الرابط مختلفة، وهذا ما يؤدي إلى ما يسمى استقطاب الرابطة المشتركة وبالتالي تسمى الرابطة المستقطبة (Polar Bond) وهنا لابد من العودة إلى ظاهرة الكهرسلبية المسؤولة عن استقطاب الرابطة المشتركة حيث يمكننا التمييز بين نوعين من الروابط المشتركة اعتماداً على كهرسلبية العناصر:

رابطة مشتركة غير قطبية Nonpolar covalent bond: إذا كانت الذرتان المكونتان للجزيء متشابهتين (من نوع واحد)، فإننا نقرر مباشرة أن الرابطة بينهما غير قطبية وتوصف الرابطة بأنها مشتركة نقية وذلك لأن الذرتان مرتبطتان متساويتين تماماً في الكهرسلبية، كالرابطة بين ذرتي الفلور في جزيء الفلور، أو الرابطة بين ذرتي الهيدروجين في جزيء الهيدروجين أو O_2 أو أو N_2..إلخ) ، لأنّ كلاً من الذرتين له القدرة نفسها على جذب إلكتروني الرابطة، وبالتالي تتعادلان في قوة جذبهما لإلكتروني الرابطة، وتكون الشحنة النهائية لكل من الذرتين تساوي صفراً.

كما يمكن أن تتشكل الرابطة المشتركة الغير قطبية بين الذرات القريبة جداً في كهرسلبيتها Electronegativity مثل C–H حيث تكون الذرتين المرتبطتين برابطة مشتركة متساوية بشكل نسبي بالكهرسلبية وبالتالي فإن الزوج الإلكتروني الرابط لا ينزاح بإتجاه ذرة على حساب الأخرى.

- رابطة مشتركة قطبية polar covalent bond: هذه الرابطة تتشكل بين الذرات المختلفة بالكهرسلبية مثل HCl, NH_3, H_2O.. إلخ، الأمر الذي يؤدي إلى انزياح الزوج الإلكتروني الرابط بإتجاه الذرة الأكثر كهرسلبية على حساب الذرة الأخرى الأقل سلبية.

مثال ذلك في مركب فلوريد الهيدروجين (HF)، نجد أن زوج الإلكترونات المكون للرابطة يقترب أكثر إلى ذرة الفلور، لأنّ كهرسلبيتها أكبر منها في حالة الهيدروجين. وينشأ عن ذلك أن يكتسب أحد طرفي الجزيء (F) شحنة سالبة، وتظهر عند الطرف الآخر (H) شحنة موجبة مساوية لتلك

السالبة. وبذلك يصبح الجزيء قطبياً إلى حد ما. ويكون له عزم معين، إلا أنه صغير إذا ما قورن بعزوم المركّبات الأيونية. ومن الطبيعي أنّ هذا العزم يزداد كلما كان الاختلاف في الكهرسلبية للذرتين المكونتين للجزيء أكبر

تُظهر نتائج قياس الخواص الفيزيائية والكيميائية للمركبات المختلفة أنّه تم تأييد الاعتقاد السائد بأن معظم المركبات الكيميائية لها خواص تقع بين الحالتين الأيونية الخالصة والمشتركة الخالصة.

وأفضل الأمثلة للمركبات الأيونية الخالصة هي التي تتكون من معادن ذات طاقة تأين منخفضة (تقع أسفل الجدول الدوري من اليسار)، واللامعادن ذات الميل الإلكتروني الكبير (تقع أعلى الجدول الدوري على اليمين)، ففي هذه المركبات يكون الانتقال الإلكتروني من ذرة إلى أخرى مؤكداً ومحدداً. وكما ذكرنا فإنّ هذه المركبات تتمتع بخاصية ارتفاع درجات انصهارها وغليانها.

أما أفضل الأمثلة على المركبات المشتركة الخالصة هي المركبات التي تتكون جزيئاتها من ذرات متشابهة، كما في حالة جزيء H_2، حيث إنّ نسبة انجذاب إلكترون كل ذرة لكل من ذرتي الهيدروجين واحدة. لهذا فإنّ السحابة الإلكترونية سوف تنتشر بين الذرتين بطريقة منتظمة ومتساوية. وكما ذكرنا فإنّ المركبات المشتركة لها درجات غليان وانصهار أخفض منها للمركبات الأيونية.

وعلى الرغم من وجود هذين النوعين الخالصين من المركبات، إلا أنّ غالبية المركبات تقع ما بينهما . في الحقيقة، لايمكن التمييز بشكل مطلق بين الروابط المشتركة القطبية والروابط الشاردية.ولكن تساعد القواعد التالية التمييز بينها بشكل تقريبي حيث تتشكل الرابطة الشاردية إذا كان الفرق في كهرسلبية الذرتين 1.7 أو أكثر و بعض المراجع تذكر أن فرق الكهرسلبية 2 أو أكثر آخذين بعين الاعتبار HF حيث يشكل رابطة مشتركة قطبية وفرق الكهرسلبية هو 1.9) . كما تتشكل الرابطة المشتركة القطبية، إذا تراوح الفرق في كهرسلبية الذرتين بين 0.5–1.6 وإذا كانت أقل من 0.4 فإنها تصنف بالرابطة المشتركة ضعيفة الاستقطاب أو عديمة الاستقطاب فإذا كان فرق الكهرسلبة معدوم تسمى بالرابطة المشتركة النقية.

من0−0.4	تكون الرابطة مشتركة غير قطبية Nonpolar covalent bond
من0.5−1.6	تكون الرابطة مشتركة قطبية polar covalent bond
≥1.7***	تكون الرابطة شاردية Ionic bond

***باستثناء HF لأن فرق الكهرسلبية بين الهيدروجين والفلور هو 1.9، لذا بعض المراجع تحدد فرق الكهرسلبية للمركبات الأيونية 2 .

أمثلة: كهرسلبية C= 2.55 H=2.20 O=3.44

- الرابطة C−C رابطة مشتركة غير قطبية نقية لأن الفرق بين كهرسلبية ذرتي الكربون =0.
- الرابطة C−H رابطة مشتركة غير قطبية لأن الفرق بين كهرسلبية الكربون والهيدروجين= 0.4.
- الرابطة O−H رابطة مشتركة قطبية لأن الفرق بين كهرسلبية النتروجين والهيدروجين= 1.3.
- الرابطة O−C رابطة مشتركة قطبية لأن الفرق بين كهرسلبية النتروجين والهيدروجين= 0.9.

✍ فكر معنا : فسر تشكل الرابطة المشتركة لكل من النشادر NH_3 و F_2 و الميتان CH_4 شارحاً بطريقة : 1− التوزع الالكتروني. 2− فرق الكهرسلبية

علماً أن العدد الذري لكل من N=7 و C=6 و F=9

✍ فكر معنا : فسر نوع الرابطة في المركبات التالية KF و CH_3OH شارحاً بطريقة فرق الكهرسلبية

علماً أن كهرسلبية C= 2.55 H=2.20 K=0.82 F=3.98 O=3.44

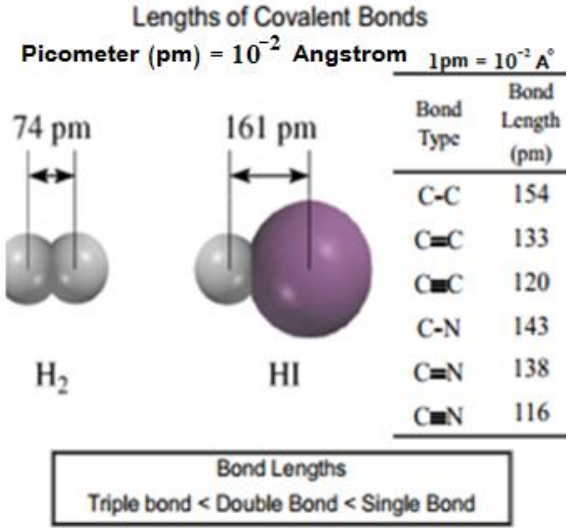
1-2-2-2 طول الرابطة Bond Length:

تُسمّى أقل مسافة بين نواتي الذرتين بطول الرابطة، علماً أنّ أكثر الأوضاع ثباتاً (أقلها طاقة) هو الوضع الذي تكون فيه المسافة بين الذرتين (طول الرابطة) أقل ما يمكن. ويبلغ طول المسافة بين ذرتي الهيدروجين ($0.74\ A^o$).

وقد وُجِدَ أنّ الروابط الأحادية كربون – كربون التي ترتبط فيها النوى بزوجين فقط من الإلكترونات تساوي $1.54\ A^o$ مثال جزيء الإيتان C_2H_6 ، أما الروابط المزدوجة كربون = كربون في تشكيلة واسعة من المركبات تساوي $1.34\ A^o$ تقريباً كما في جزيء الإيتلن ويعزى ذلك أن للرابطة المزدوجة كمية أكبر من الشحنة السالبة بين نواتي الذرتين فيزداد التجاذب بين الالكترونات والواتين قوة ، مما يؤدي إلى زيادة تقاربهما ، وبذلك تقصر الرابطة وتزداد قوة. أما طول الرابطة الثلاثية $C \equiv C$ فتكون أكبر مت الثنائية والأحادية كما في جزيءالإستيلين حيث تبلغ طول الرابطة $1.20\ A^o$ ، وتبلغ $1.50\ A^o$ في البروبيلين و $1.48\ A^o$ في 1، 3- البوتاديين.كما أظهرت دراسات الانعراج بأشعة X أنّ الروابط كربون – كربون الست في البنزن C_6H_6 متكافئة ويبلغ طول كل منها $1.39\ A^o$ وهي بهذا تكون وسطاً بين الروابط الأحادية والمزدوجة.

تساعد معرفة طول الرابطة على فهم كل من تشكيل الجزيء (Configuration) وثباته، لأنَّ طول الرابطة مرتبط بقوة الرابطة (تقاس قوة الرابطة بقياس طاقة الرابطة وهي الطاقة اللازمة لكسر مول واحد من رابطة معينة في الحالة الغازية للجزيئة).

وتنصُّ القاعدة بهذا الخصوص على أنّه: "تقلُّ قوة الرابطة بازدياد طول الرابطة"، وهناك مجموعة من العوامل تؤثر في طول الرابطة في الجزيء الذي رابطته مشتركة، أحدها حجم الذرتين في الرابطة. وبشكل عام فإنّ الذرات الكبيرة تُكوّن روابط طويلة.



Bond Type	Bond Length (pm)
C-C	154
C=C	133
C≡C	120
C-N	143
C=N	138
C≡N	116

يمكن من الجدول أدناه ملاحظة تأثير الحجم الذري في

طول الروابط في جزيئات الهالوجين ثنائية الذرة:

نوع الرابطة	طول الرابطة A°
$F-F$	0.142
$Cl-Cl$	0.199
$Br-Br$	0.229
$I-I$	0.226

ويعد طول الرابطة أحد العوامل التي تؤثر في تفاعلية الجزيئة ومن العوامل الأخرى والمهمة هي قطبية الرابطة وهل هي من نوع باي (π) أو من النوع سيغما (σ) كل ذلك له دور كبير في التفاعلية الكيميائية.

✍ فكر معنا : بعد أخذ العلم بالأعداد الذرية لكل من F=9 , Cl=17 , Br=35 , I=53

- ماهي العلاقة بين طول الرابطة وطاقة الرابطة في المركبات المذكورة بالجدول أدناه :

المركب	طول الرابطة (نانومتر)	طاقة الرابطة (كيلوجول/مول)
H−Cl	0.127	431
H−Br	0.141	366
H−I	0.161	299

- علل سبب تناقص طاقة الرابطة وفق المركبات HCl > HBr > HI.
- هل طول الرابطة في مركب H−F أصغر أم أكبر من H−Cl.

1−2−2−3 رتبة الرابطة Order Bond:

يتأثر طول الرابطة بين الذرتين المتقاربتين بالحجم بشكل كبير برتبة الرابطة. ويُقصد برتبة الرابطة عدد الأزواج الإلكترونية المشتركة بين الذرتين.

ويتم تصنيف نوع الرابطة بالاعتماد على رتبة الرابطة وينقسم إلى ثلاثة أنواع هي:

1.الرابطة الأحادية Single bond : تساهم الذرات المشاركة في تكوينها بإلكترون واحد من كل ذرة مما ينتج عنه زوج مشترك من الإلكترونات لكل ذرة وتسمى رابطة سيجما Sigma ويرمز لها بـσ.

2.الرابطة الثنائية Double bond : تساهم كل ذرة مشتركة في تكوينها بإلكترونين مما ينتج عنه زوجين من الإلكترونات وتتكون من رابطة σ ورابطة تسمى بآي ويرمز لها بالرمز π.

3.الرابطة الثلاثية Triple bond : تساهم كل ذرة بثلاثة إلكترونات فيتتج ثلاثة أزواج من الإلكترونات وتتكون من رابطة σ ورابطتين π .

يبين الجدول متوسط طول الرابطة لبعض الروابط الأحادية والثنائية والثلاثية الشائعة

الرابطة المفردة	طول الرابطة A^o	الرابطة الثنائية والثلاثية	طول الرابطة A^o
$C-H$	1.07	$C=C$	1.34
$C-O$	1.43	$C=O$	1.23
$C-C$	1.54	$C=N$	1.38
$C-N$	1.43	$N=O$	1.22
$N-O$	1.36	$C\equiv C$	1.20
$H-O$	0.96	$C\equiv N$	1.16
$H-H$	0.74	$C\equiv O$	1.13
$N-N$	1.47	$N=N$	1.24
$O-O$	1.48	$N\equiv N$	1.10
$H-I$	1.61	$O=O$	1.21

1-2-2-4 زاوية الربط Bond Angle:

هي متوسط الزاوية المتكوّنة بين الخطين الوهميين اللذين يربطان الذرة المركزية بالذرتين الأخريين على أيّ من الجانبين، فمثلاً في جزيء الماء زاوية الربط هي الزاوية المتكونة بالخطوط التي تمثل الروابط $(H-O-H)$، ويمكن وصف الشكل الفراغي لجزيء الماء بالقول إنّ زاوية الربط $(H-O-H)$ هي (104.5^o) وطول الرابطة $(O-H)$ يساوي $(0.96\ H^o)$. ويوصف بأنه جزيء متعرج (Bent).

Water, H_2O

أمّا جزيء ثنائي أوكسيد الكربون (CO_2) الذي فيه زاوية الربط $(O=C=O)$ تساوي (180°) فيوصف بأنه خطّي (Linear)، والواقع أنّ الجزيء المكون من ثلاث ذرات يكون مستوياً (Planar) ويعني هذا أنّ مراكز الذرات الثلاث تقع

Carbon dioxide, CO_2

في المستوي (Plane) نفسه. أمّا الجزيئات التي تتكون من أكثر من ثلاث ذرات فغالباً ما يلزم إلى توجيه الذرات (Orientation) غير المرتبطة ببعض.

1-2-2-5 الخواص الفيزيائية للمركبات المشتركة:

هي عبارة عن غازات أو مواد سائلة لها درجات غليان منخفضة، أو صلبة لها درجات انصهار منخفضة.

- درجات الانصهار والغليان: تُعدُّ الرابطة المشتركة ضعيفة فهي تنشأ عن مشاركة بالإلكترونات وليس عن انتقال حقيقي للإلكترونات. ولذلك نجد أن المركبات ذات الرابطة المشتركة تتميز بدرجات انصهار وغليان منخفضة، لذلك فإن أغلب المواد المشتركة تكون موجودة في الحالة الغازية أو السائلة.
- توصيل الكهرباء: لا تتكون المركبات المشتركة من أيونات، فهي لا تتفكك في محاليلها إلى أيونات، لذلك فهي لا توصل التيار الكهربائي.
- الانحلال في المحلات القطبية: نظراً لأن المركبات المشتركة مركبات غير قطبية، فإنها عادة تكون ضعيفة الانحلال في المحلات القطبية كالماء، ولكنها تنحل في المركبات غير القطبية كالبنزن والإيتر.

أمّا انحلال كلوريد الهيدروجين والنشادر في الماء فيرجع إلى تفاعل كيميائي بين الماء وهذه المواد، كما يتضح من المعادلتين التاليتين:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$$

- ظاهرة التماكب Isomerism: كما عرفنا سابقاً فإنّ ظاهرة التماكب هي وجود المادة العضوية التي لها الصيغة المجملة نفسها في أكثر من شكل. وتتضح هذه الظاهرة في المركبات التي لها الصيغة الكيميائية نفسها، ولكنها تختلف في الخواص الفيزيائية والكيميائية نتيجة وجودها في أشكال مختلفة أو تشكيل فراغي مختلف.

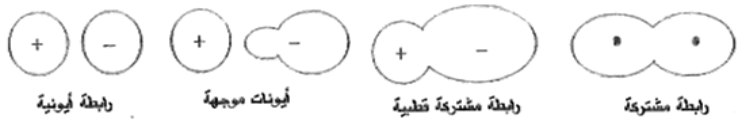
فمثلاً تتضح ظاهرة التماكب في المركبات التي لها الصيغة المجملة (C_2H_6O) فهي ممكن أن تكون C_2H_5OH غول إيتلي أوثنائي ميتيل الايتر CH_3OCH_3 .

1-2-2-6 الانتقال من الرابطة الأيونية إلى الرابطة المشتركة:

كان من نتائج قياس الخواص الفيزيائية والكيميائية للمركبات المختلفة أنّه تم تأييد الاعتقاد السائد بأن معظم المركبات الكيميائية لها خواص تقع بين الحالتين الأيونية الخالصة والمشتركة الخالصة. وأفضل الأمثلة للمركبات الأيونية الخالصة هي التي تتكون من معادن ذات طاقة تأين منخفضة (تقع أسفل الجدول الدوري من اليسار)، واللامعادن ذات الميل الإلكتروني الكبير (تقع أعلى الجدول الدوري على اليمين)، ففي هذه المركبات يكون الانتقال الإلكتروني من ذرة إلى أخرى مؤكداً ومحدداً. وكما ذكرنا فإنّ هذه المركبات تتمتع بخاصية ارتفاع درجات انصهارها وغليانها.

أما أفضل الأمثلة على المركبات المشتركة الخالصة هي المركبات التي تتكون جزيئاتها من ذرات متشابهة، كما في حالة جزيء H_2، حيث إنّ نسبة انجذاب إلكترون كل ذرة لكل من ذرتي الهيدروجين واحدة. لهذا فإنّ السحابة الإلكترونية سوف تنتشر بين الذرتين بطريقة منتظمة ومتساوية. وكما ذكرنا فإنّ المركبات المشتركة لها درجات غليان وانصهار أخفض منها للمركبات الأيونية.

وعلى الرغم من وجود هذين النوعين الخالصين من المركبات، إلا أنّ غالبية المركبات تقع ما بينهما ويوضح الشكل أدناه الانتقال من رابطة أيونية إلى رابطة مشتركة.



قواعد فاجان (Fajan' Rules): اقترح العالم "كازمير فاجان" في عام 1923 عدة قواعد لكي يعين بها درجة الرابطة المشتركة في مركب ما، وقد استخدم نقطة الانصهار (Melting Point) كدليل تقريبي للكشف عن الخاصة المشتركة للمركبات.

تزداد نسبة وجود الرابطة المشتركة في مركب ماحسب قواعد فاجان بما يلي:

1. كلما كان حجم الأنيون كبيراً تزداد نسبة التشوه في السحابة الإلكترونية. فإذا قارنا بين فلوريد المغنزيوم MgF_2 ويوديد المغنزيوم MgI_2، نجد أن حجم أيون الفلور $F^- = 1.33\ A^o$ أقل من حجم أيون اليود $I^- = 2.20\ A^o$، أي أن يوديد المغنزيوم هو المركب ذو الرابطة المشتركة الأكبر. وبالفعل نجد أن درجة انصهار فلوريد المغنزيوم هي $1396\ C^o$، في حين أن درجة انصهار يوديد المغنزيوم هي $632\ C^o$، وهذا يؤيد أن يوديد المغنزيوم به رابطة أيونية أقل من فلوريد المغنزيوم.

2. كلما كان حجم الكاتيون صغيراً يزداد تركيز الشحنة الموجبة في النواة، فإذا قارنا بين مركبين لهما الأنيون نفسه ككلوريد البيريليوم $BeCl_2$ وكلوريد الباريوم $BaCl_2$، نجد أن حجم أيون البيريليوم $Be^{2+} = 0.31\ A^o$. ومن ثم يحتوي كلوريد البيريليوم على رابطة مشتركة أكبر من كلوريد الباريوم. وتؤيد درجات الانصهار للمركبين هذا الكلام، فنجد أن درجة انصهار كلوريد الباريوم تساوي $962\ C^o$ في حين أنها تساوي $440\ C^o$ لكلوريد البيريليوم.

3. كلما كبرت الشحنة الموجبة على الكاتيون يزداد تركيز الشحنة الموجبة في النواة. فعند مقارنة كل من كلوريد الصوديوم $NaCl$ وكلوريد الإيتريوم YCl_3، وكلاهما مشترك بالأنيون Cl^-، نجد أن ذرة الصوديوم عليها شحنة موجبة واحدة Na^+، أما ذرة الإيتريوم فعليها ثلاث شحنات موجبة Y^{3+}. وبذلك يكون كلوريد الإيتريوم ذا رابطة مشتركة أكبر، وينعكس ذلك في درجة انصهار كل منهما فكلوريد الصوديوم ينصهر عند $801C^o$، أما كلوريد الإيتريوم فينصهر عند $680\ C^o$.

4. إذا تشابه الأنيون في مادتين، وكان نصف قطر كل من الكاتيون في الحالتين واحداً تقريباً، فإنه يكون للمركب ذو التشكيل الإلكتروني غير المشابه للتشكيل الإلكتروني لغاز خامل، رابطة مشتركة أكبر.

❖ مثال : كيف نميز أيهما أكثر تشاركية: مركب كلوريد الصوديوم $NaCl$ أم كلوريد النحاس الأحادي $CuCl$، علماً أن كلاهما يحتويان على أنيون الكلور، ولذرة الصوديوم المتأينة

نصف قطر $(Na^{+} = 0.95\ A^{o})$ قريب جداً من نصف قطر ذرة النحاس الأحادي التكافؤ $(Cu^{+} = 0.96\ A^{o})$. للإجابة عن هذا التساؤل، نكتب التشكيل الإلكتروني لذرة الصوديوم المتأينة. وهو: $Na^{+}:\ 1s^{2}, 2s^{2}, 2p^{6}$ ومنه نجدأنّ الصوديوم يحتوي على عشرة إلكترونات وهو له تشكيل إلكتروني مشابه لغاز النيون (Ne).

أمّا أيون النحاس الأحادي فيحتوي على 28 إلكتروناً، وتشكيله الإلكتروني لا يشابه تشكيل غاز خامل:

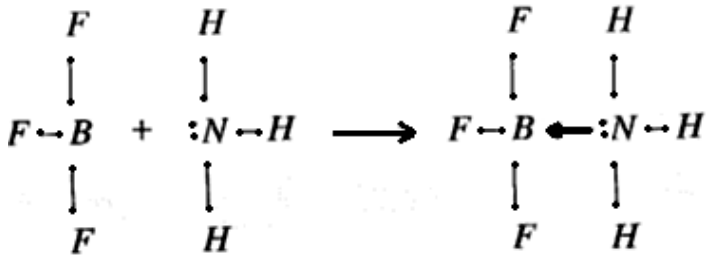
$$Cu^{+}:\ 1s^{2}, 2s^{2}, 2p^{6}, 3s^{2}, 3p^{6}, 3d^{10}$$

$$_{29}Cu: Ar, 3d^{10}$$

وتبعاً لقواعد "فاجان"، فإنّ كلوريد النحاس الأحادي يكون أكثر تشاركة. ويؤكد ذلك أن درجة انصهار كلوريد الصوديوم $801\ C^{\wedge o}$، بينما درجة انصهار كلوريد النحاس الأحادي $422\ C^{o}$.

3-2-1 الرابطة التساندية (التناسقية) Coordinate Bonds:

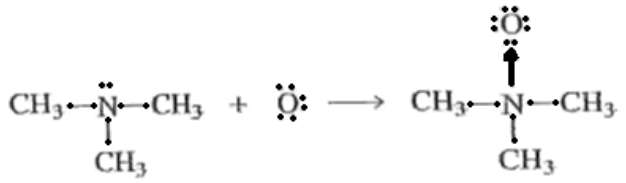
ذكرنا موضوع القاعدة الثمانية وتطبيقها بشكل رئيسي على عناصر الدور الثاني من الجدول الدوري. ولكن يوجد استثناء لهذه القاعدة حيث لا تكتمل الثمانية في بعض عناصر مركبات. نجد مثلاً في عنصر البور (B) له ثلاثة الكترونات تكافؤ ويشكل مع الهالوجينات مجموعة من المركبات ذات الصيغة العامة BX_3 حيث X تمثل ذرة الهالوجن. يوجد حول ذرة البور في هذا المركب ست الكترونات ومع ذلك فإن مركب ثالث فلور البور (BF_3) مركب مستقر، إلا أنه يتفاعل بسهولة مع الأمونيا. ويتضح من البنية الالكترونية للمركب أن الرابطة B–N تختلف عن الروابط المشتركة المعروفة، لأن الزوج الالكتروني الذي قام بتشكيل الرابطة B–N قدمته ذرة النيتروجين. يدعى هذا النوع من الروابط بالرابطة التساندية المشتركة. وتعتبر كرابطة مشتركة لكن مصدر الزوج الالكتروني الرابط ذرة واحدة. وصفات هذه الرابطة لا تختلف عن



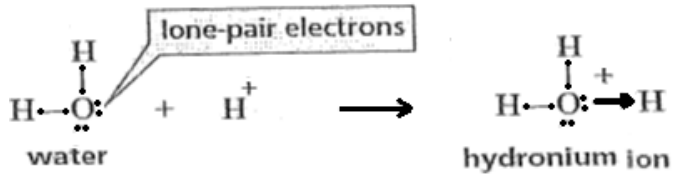
الرابطـة المشـتركة العاديـة لأن الإلكترونـات هـي الإلكترونـات بغـض النظـر عـن مصدرهـا، ولكـن التمييز بينهما يفيد في متابعة مصير الكترونات التكافؤ .

ومنـه يمكننـا القـول: تتكـون الرابطـة التسـاندية بـين ذرتـين نتيجـة مشـاركة إحـدى الـذرتين بالإلكترونين المكونين للرابطة، بينما يكون لدى الذرة الأخرى الاستعداد فقط لاستقبال هذا الزوج من الإلكترونات، أي إنَّ ذرة واحدة فقط هي التي تشارك بزوج الإلكترونات المكون للرابطة. وتُسمّى هذه الرابطـة أحيانـاً بالرابطـة المشـتركة الأيونيـة. بمعنـى آخـر تتشـكل الرابطـة التسـاندية نتيجـة تقديم زوج إلكتروني من ذرة ما تدعى الذرة المانحة إلى ذرة أخرى تدعى بالذرة المستقبلة، ومن الواضح أن الذرة المانحة تصبح فقيرة بالإلكترونات إلا أنها لا تتخلى كلياً عن تلك الإلكترونات كما يحدث في الرابطة الشاردية، وأيضـاً تصبح الذرة المستقبلة غنية بالإلكترونـات إلا أنها لا تمتلك تلك الإلكترونـات (كما يحدث في الرابطة الشاردية)، وبسبب ذلك تكتسب الذرة المانحة شحنة جزئية موجبة والذرة المستقبلة شحنة جزئية سالبة، لذلك تدعى هذه الرابطـة أيضـاً بالرابطـة نصـف القطبيـة، ويشـار إلـى الرابطـة التساندية بسهم يتجه من الذرة المانحة نحو الذرة الآخذة.

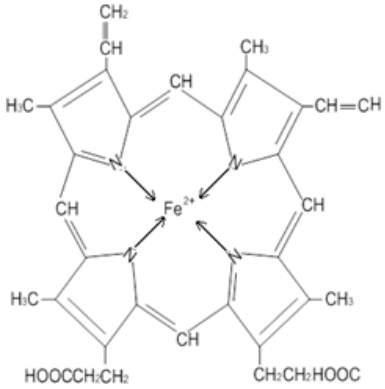
❖ مثال : تفاعل ثلاثي متيل أمين مع الأكسجين ليعطي أكسيد ثلاثي متيل أمين، حيث يرتبط فيه النيتروجين مع الأكسجين برابطة تساندية:



❖ مثال : اتحاد جزيئة ماء مع بروتون لتشكل شاردة الهيدرونيوم H_3O^+ .

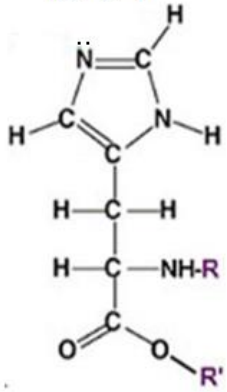


❖ ومن الأمثلة على مركبات تحوي روابط تساندية وموجودة في جسم الإنسان الهيموغلوبين حيث تتكون رابطة تساندية بين ذرة الحديد المركزية وذرات النيتروجين المجاورة الناتجة عن الهيستيدين (الحمض الأميني).



جزيء الهيم

الحمض الأميني
(الهيستيدين)



✍ فكر معنا : فسر تشكل الرابطة التساندية التي تنشأ بين مركب PCl_3 وذرة الأوكسجين O شارحاً بطريقة لويس .

علماً أن العدد الذري لكل من P=15 و Cl=17 و O=8

1-2-3-1- خواص المركبات ذات الرابطة التساندية (التناسقية) :

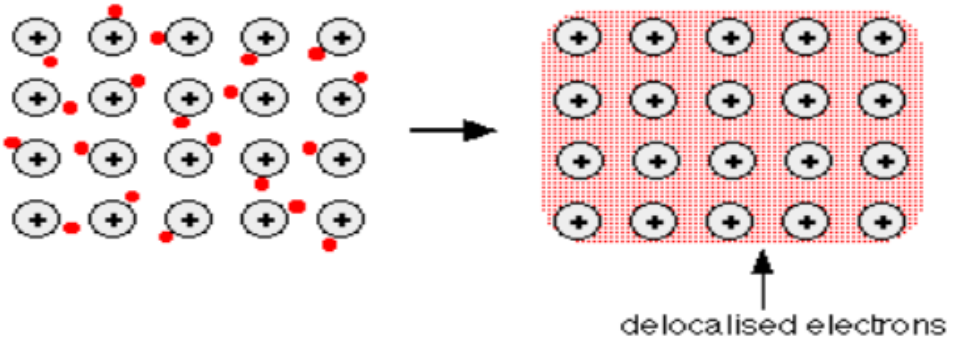
تتميز هذه المركبات بأنّ لها صفات وسطاً بين صفات المركّبات المشتركة والمركبات الأيونية ولذلك معظم مركباتها جزيئيّة صلبة أو سائلة وعلى قدر قليل من التطاير لوجود قوى الجذب بين الأيونات، كما أنها لا تتفكك في المحاليل أي محاليلها غير كهرليتية فهي لا تنقل التيلر الكهربائي. وتتميز هذه المركبات بأنّ لها ثابت عزل مرتفع نسبياً، ويُعدُّ مقدار هذا الثابت إحدى الطرق المستخدمة للكشف عن وجود هذه الرابطة في مركب ما.

✍ فكر معنا : أي المركبات التالية تتوقع أن يكون أنيونياً وأيهما غير أنيوني ؟ أعطِ بنية إلكترونية بسيطة لكل منها، مظهراً فقط ، الكترونات طبقة التكافؤ.

PH_3 ، NH_4Cl ، CH_3OH ، $CaSO_4$ ، NF_3 ، H_2S

1-2-4 الرابطة المعدنية Metallic Bond :

جميع الفلزات (ماعدا الزئبق) توجد في الحالة العنصرية في الحالة الصلبة ولعل سبب ذلك هو تلك الروابط القوية التي تربط ذرات المعدن مع بعضها. يتميز كل معدن بأن له شبكة بلورية ذات شكل معين حيث يكون ارتباط الكترونات مستويات الطاقة الخارجية بالنواة ضعيفاً في ذرات المعدن. لذلك تتطلب الكترونات مستوي الطاقة الخارجي كمية صغيرة من الطاقة لتنفصل عن النواة . ففي درجة حرارة الغرفة تفقد ذرات المعادن الالكترونات من مستويات طاقتها الخارجي لتشكل سحابة من الالكترونات. تربح هذه الذرات شحنة موجبة الجوي وتصبح شوارد موجبة. وهكذا يمكن اعتبار المعدن كمجموعة من الشوارد الموجبة المحاطة بعدد ضخم من الالكترونات الحرة مشكلة سحابة الكترونية ينشأ عن ذلك قوة تجاذ الكهروستاتيكي بين السحابة الالكترونية والشوارد الموجبة وتشكل ما يعرف بالرابطة المعدنية



أو يمكن القول بشكل آخر تتشكل هذه الرابطة بين ذرتين معدنيتين (أو أكثر)، ويتكون خلال ذلك زوج إلكتروني مشترك غير ثابت يتكون آنيا بين الذرتين ثم يبتعد الإلكترونان عن بعضهما ليكون كل منهما زوجاً مشتركاً مع إلكترون ذرة مجاورة ، وتتشكل شبكة من الشوارد الموجبة مغمورة في الإلكترونات الحرة. وبما أن الإلكترونات الحرة ترتبط بذرات مختلفة ولفترة زمنية صغيرة، لهذا السبب يكون الارتباط المعدني أضعف من الارتباط الأيوني. ومن هنا لابد من إجراء مقارنة خواص الفلزات والمركبات الأيونية :

الخاصة	الفلزات	المركبات الأيونية
المكونات	ذرات	مركبات
الشحنة الاجمالية	متعادلة	متعادلة
الناقلية الكهربائية	تنقل التيار الكهربائي	لا تنقل التيار الكهربائي
درجة الانصهار	منخفضة إلى مرتفعة	مرتفعة
الصلابة	لينة إلى قاسية	قاسية
قابلية الطرق	قابل	غير قابل
قابلية السحب	قابل	غير قابل

1-2-4-1- خواص المركبات ذات الرابطة المعدنية:

- قابلية المعادن العالية لتوصيل الكهرباء والحرارة بسبب وجود الإلكترونات الحرة.
- سهولة تشكيل المعادن لأنها تتميز بخواص اللدونة العالية وقابلية السحب والمتانة نتيجة انزلاق الذرات فوق بعضها لأن الارتباط المعدني ضعيف، حيث تنزلق مستويات الذرات فوق بعضها بعضاً بقوة قليلة.
- المعادن الصلبة ذات لمعان واضح حيث أن الإلكترونات تمتص الطاقة فعندما يسقط الضوء على السطح المعدني تمتص الكتروناته الطاقة الضوئية وتتحرض، لهذا يبدأ إلكترون بالتأرجح ويرسل إشعاعات ضوئية فتظهر المكونات الصلبة ذات لمعان.
- انخفاض درجة الانصهار والغليان لكنها متغيرة وتعتمد على نوع وطبيعة المعدن المتشكل لأن قوة التجاذب الكهروستاتيكي بين الشوارد الموجبة والإلكترونات الحرة أقل من الروابط الأيونية. لذلك يتطلب طاقة أقل لانصهارهم وغليانهم.
- يلعب عدد الكترونات التكافؤ في ذرة الفلز دوراً مهماً في قوة الرابطة الفلزية، فكلما ازداد عدد الإكترونات الحرة كلما زادت قوة الرابطة الفلزية وأصبحت ذرات الفلز أكثر تماساً والجدول التالي يوضح ذلك.

المعدن	عدد إلكترونات المستوى الأخير	الصلابة	درجة الانصهار (C^o)
الصوديوم	1	لين	98
المغنزيوم	2	طري	650
الألمنيوم	3	صلب	660

تـذكـر دائـمـــاً :

1- تُعّبر رموز لويس النقطي عن عدد الإكترونات التكافؤ الموجودة في ذرة عنصر ما.

2- في حالـة الرابطـة المشـتركة يتشـارك زوج من الإلكترونات بالذرتين المرتبطين بالرابطـة. وفـي حالـة الروابط المتعددة المشتركة ، يتشارك زوجان أو ثلاثة أزواج من الإلكترونات وبالتالي يمكن أن توجد بين الذرات رابطتان أو ثلاثة روابط. وتسمى الإلكترونات المساهمة بتشكيل روابط كيميائية بإلكترونات التكافؤ.

3- تقيس الكهرسلبية قابلية ذرة ما لجذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية.

4- تسطيع قاعدة الثمانية أن تتنبأ بتشكيل عدد كاف من الروابط المشتركة في ذرة ما، أي تحاط الذررة بثمانية الإكترونات في طبقتها الخارجية (هذا بالنسبة لكل من الذرتين المرتطبتين برابطة مشتركة).

5- قوة الرابطة هي مقياس لطاقة الرابطة.

6- تتشكل الرابطة الشاردية (الأيونية) من فقدان إلكترون في الطبقة الخارجية لعنصر معدني ويتحول إلى شاردة سالبة والتجاذب بين هاتين الشاردتين يؤدي إلى تشكيل مركب شاردي.

7- الرابطة التساندية المشتركة يمكن اعتبارها رابطة مشتركة لأنها ناتجة عن زوج إلكتروني تقدمة ذرة إلى ذرة أخرى تحوي مداراً شاغراً في الطبقة الخارجية.

8- الرابطة المعدنية تختلف عن الروابط الأخرى حيث ينظر إلى الذرات المعدن وكأنها شوارد موجبة تختلف عن إلكتروناتها التكافؤية وتتحرك بحرية بين شوارد والمعدن الموجبة بحيث تبدو وكأنها تسبح في بحر من الإلكترونات.

1-3 الـروابـط الفـيزيائيـة (القوى الفيزيائية بين الجزيئات):

1-3-1 الرابطة الهيدروجينية Hydrogen Bond

تتشكل الرابطة الهيدروجينية عندما ترتبط ذرة هيدروجين مع ذرة أخرى عالية الكهرسلبية (N,O,F) فإن ذرة الهيدروجين يصبح عليها شحنة جزيئية موجبة و بالتالي سوف تنجذب إلى الإلكترونات القريبة منها مما يؤدي إلى تكون رابطة هيدروجينية. وعليه نجد بأن درجات غليان HF و H_2O و NH_3 عالية جداً مقارنة مع المركبات الشبيهة لها مثل HCl و H_2S و PH_3 حيث الرابطة التي فيما بينها هي رابطة قطبية عادية . كما لا بد من الإشارة إلى أنه يمكن اعتبار الرابطة الهيدروجينية نوع خاص من الارتباط ثنائي القطب، بحيث أن إحدى الذرات هي ذرة الهيدروجين (البروتون) والذرة الأخرى ذات ألفة عالية لجذب الإلكترون من ذرة الهيدروجين (الإلكترون). ويمكن تفسير قوة الرابطة الهيدروجينية بالنسبة للقوى القطبية العادية كما يلي :

1 – الفرق الكبير في الكهرسلبية بين الهيدروجين (2.1) و الفلور (4.0) أو الأكسجين (3.5) أو النيتروجين (3.0) يعمل على ابتعاد إلكترونات الربط عن ذرة الهيدروجين مما يجعل ذرة الهيدروجين تتصرف و كأنها بروتون في تجاذبها إلى الجزيء المجاور لها و لذا تكون الرابطة الهيدروجينية أكبر ما يمكن في HF حيث الفرق في الكهرسلبية أكبر و أقل ما يمكن في NH3 حيث الفرق في الكهرسلبية أقل .

2 – نتيجة لصغر حجم ذرة الهيدروجين يمكن لزوج الإلكترون الحر (اللارابط) في ذرة الفلور أو الأكسجين أو النيتروجين في جزيء ما أن يقترب جدا من ذرة الهيدروجين في جزيء آخر .

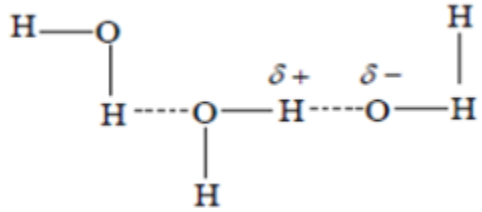
و يجب ملاحظة ان الرابطة الهيدروجينية لا تحدث إلا مع هذه العناصر الثلاثة الفلور والأكسجين و النيتروجين التي يكون نصف قطر الذرة صغيراً، لذلك نلاحظ أن الكلور والكبريت اللذان لهما كهرسلبية مقاربة جداً للنيتروجين لا يكونان رابطة هيدروجينية في المركبات المحتوية على الهيدروجين مثل HCl و H_2S و يرجع السبب في ذلك إلى كبر ذرات الكلور والكبريت .

بالرغم من أن الرابطة الهيدروجينية تعتبر أضعف من الرابطة الأيونية والمشتركة لكنها أقوى من رابطة فاندرفالس التي سوف نذكرها لاحقاً . وبالمقارنة بين الرابطة المشتركة والرابطة الهيدروجينية نجد أنّ الرابطة الهيدروجينية أضعف بكثير وأكثر طولاً من الرابطة المشتركة. وتعتمد قوة الرابطة الهيدروجينية على الكهرسلبية للذرتين اللتين تربطهما معاً.

خصائص الرابطة نوع الرابطة	طول الرابطة A^o	قوة الرابطة (kJ)
الرابطة المشتركة	1	418
الرابطة الهيدروجينية	3	21

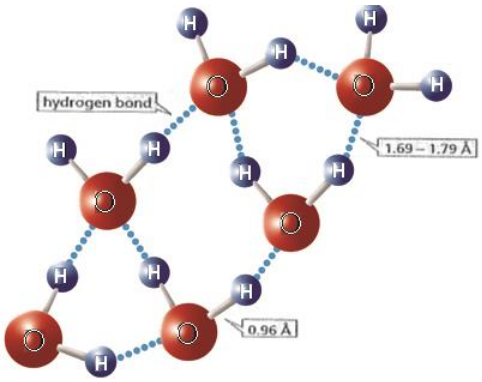
ومن الأمثلة على المركبات الحاوية على روابط هيدروجينية بين جزيئاتها

❖ مثال جزيء الماء: إن تشكل الرابطة الهيدروجينية في حالة جزيء الماء يمكن تمثيلها بالخط المنقط كما هو مبين بالشكل المجاور



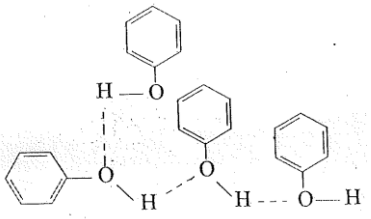
ويفسر ذلك : بالعودة إلى البنية الالكترونية لذرة الهيدروجين والأوكسجين، يمكن كتابة البنية لهما على الترتيب $1s^1$ و $1S^2\ 2S^2\ 2P^4$ ، ويتبين أن الهيدروجين يمتلك إلكتروناً وحيداً (طبقة إلكترونية واحدة ومداراً واحداً) بينما تملك ذرة الأكسجين ستة إلكترونات في مستوى طاقتها الخارجي. لذلك فذرة الهيدروجين تحتاج إلى إلكترون لتصل إلى الشكل الإلكتروني المستقل فعندما يرتبط الهيدروجين مع ذرة ذات كهرسلبية عالية فإنه يرتبط من خلال هذا الإلكترون. ومن جهة أخرى تحتاج ذرة الأكسجين لإلكترونين لتصل إلى الشكل الإلكتروني المستقل، لذلك كل ذرة أوكسجين تشارك إلكتروناً واحداً من ذرتي الهيدروجين لتصل إلى الشكل الإلكتروني المستقر، وتتميز ذرة الأوكسجين بصغر حجمها، وبالتالي فإنّ كهرسلبيتها تكون عالية 3.5، بينما الكهرسلبية الهيدروجين هي 2.1، ونتيجة لهذا الفرق في الكهرسلبية يكون جزيء الماء قطبياً، تحمل ذرة الأوكسجين فيه شحنة جزئية سالبة (δ^-)، بينما تحمل ذرة الهيدروجين شحنة جزئية موجبة (δ^+). ونتيجة لاختلاف الشحنة الموجودة على ذرة الأوكسجين مقارنة بشحنتي ذرتي

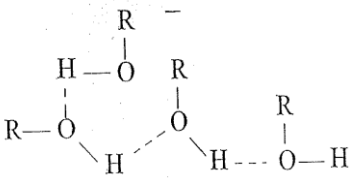
الهيدروجين في جزيئات الماء، فإنّ الجزيئات تتجاذب مع بعضها عن طريق ما يُسمى بـ "الرابطة الهيدروجينية"، أي تصبح ذرة الهيدروجين كجسر يصل بين ذرتين لهما كهرسلبية عالية، فتقترب الجزيئات من بعضها بعضاً بدرجة يمكن معها عدُّ ذرة الهيدروجين كرابط يربط الجزيئات معاً في شبكة بلورية كبيرة كما في الشكل التالي:

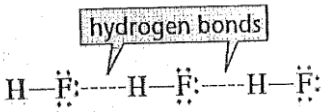


نلاحظ من الشكل أن طول الرابطة المشتركة O–H يساوي $0.96A^o$، أما طول الرابطة الهيدروجينية O.....H فتتراوح ما بين $1.69A^o$ إلى $1.79A^o$، وهذا يشير إلى أن الرابطة المشتركة أقوى بكثير من الرابطة الهيدروجينية.ومنه يُعزى ارتفاع درجة غليان الماء إلى أنّ الطاقة الحرارية اللازمة لتحويل الماء من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية تُستغل في تكسير الروابط الهيدروجينية، فنجد أنّ درجة غليان الماء $100\ C^o$، وتعد هذه الدرجة مرتفعة جداً بالنسبة لمركب مثل الماء H_2O كتلته المولية 18 غرام/مول فقط. فإذا قارنا هذه الدرجة بدرجة غليان مركب مثل غاز كبريت الهيدروجين H_2S (كتلته المولية 34 غرام/مول) والذي ويغلي $-60.7\ C^o$.

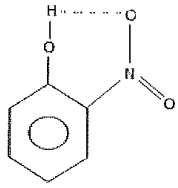
ترتبط جزيئات الكحول فيما بينها بروابط هيدروجينية وكذلك الفينولات والحموض الكربوكسيلية وحمض فلور الماء .



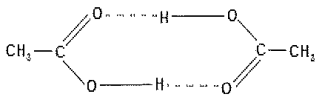




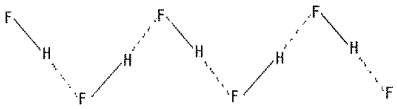
تأخذ المركبات ذات الرابطة الهيدروجينية أشكالاً متعددة، قد تكون الجزيئات على شكل خط مستقيم أو حلقة مغلقة أو شبكة مفتوحة، كما تظهر في بعض المركبات العضوية كحمض الخل ليتشكل ما يعرف بالديمر (ثنائي الحد) (Dimer). وتظهر أيضاً في مركب أورتونيتروفينول ليس بين جزيء وآخر وإنما بين ذرة الأوكسجين وذرة الهيدروجن في الجزيء نفسه:



أورثو نيتروفينول



حمض الخلّ يشكل مايعرف بالديمر

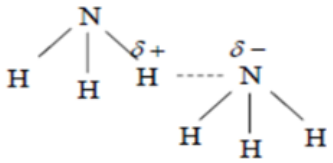


جزيء فلوريد الهيدروجين

✍ فكر معنا : فسر تشكل الرابطة الهيدروجينية التي تنشأ بين بين جزيئات النشادر NH_3.

علماً أن العدد الذري لكل من N=7 H=1

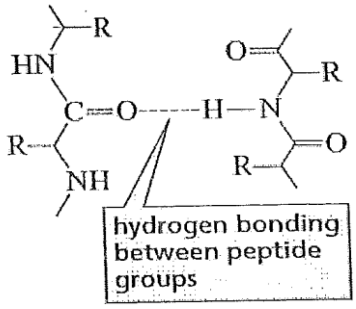
وكهرسلبية N= 3 و H =2.2



1-3-1-1 الخواص الفيزيائية للروابط الهيدروجينية

- نذكر أن للروابط الهيدروجينية تأثيراً واضحاً على الخواص الفيزيائية للمركبات كدرجات الغليان والانصهار وقابلية الذوبان. فالمركبات الحاوية على الروابط الهيدروجينية تمتاز بدرجات غليان عالية مقارنة مع مركبات أخرى لها نفس الوزن الجزيئي ولكن تفتقر لهذه الروابط. مثلاً الألكانات والإيترات غير قادرة على تشكيل روابط الهيدروجينية بين جزيئياتها في حين أن الكحولات والأمينات قادرة على تشكل روابط هيدروجينية بين جزيئاتها، لذلك تكون درجات غليان الكحولات والأمينات أكبر بكثير من درجات غليان الألكانات والإيترات والتي لها نفس الوزن الجزيئي تقريباً.

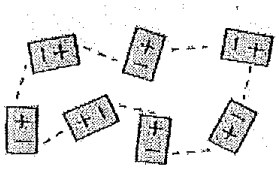
وأيضاً الكحولات ذات درجات غليان أكبر من درجات غليان الأمينات وذلك لأن الأكسجين أكبر بالكهرسلبية من النتروجين وبالتالي تكون الروابط الهيدروجينة التي تشكلها ذرة الأكسجين أقوى بكثير من الروابط الهيدروجينية التي تشكلها ذرة النتروجين.



- تلعب الروابط الهيدروجينية دوراً هاماً في استقرار وبناء الجزيئات كبيرة الحجم كالبروتينات والحموض النووية وتفسر لنا الخواص الحيوية لتلك المركبات، فالبروتينات تتخذ عدة ترتيبات أهمها الترتيب اللولبي المعروف باسم α (α-helix) والذي تؤمنه الرابطة الببتيدية –C–N– والذي سببه الروابط الهيدروجينية التي تشكلها ذرة النتروجين.

1-3-2- قوى تجاذب الجزيئات القطبية dipole-dipole interaction:

تسمى الجزيئات القطبية بالجزيئات ثنائية القطب dipole، وذلك لاحتوائها على قطب موجب وآخر سالب، لذلك تتجاذب الجزيئات القطبية فيما بينها، فينذجب القطب الموجب إلى القطب السالب بفعل قوة تجاذب الكهرباء الساكنة، هذا التجاذب يدعى بين الجزيئات ثنائية القطب dipole-dipole interaction، فكلما كانت القطبية عالية كان التجاذب أكبر.



وإن هذا النوع من التجاذب (التجاذب بين الجزيئات ثنائية القطب)، هو الذي يعمل على إبقاء هذه الجزيئات في حالتها السائلة أو الصلبة (أي هو السبب في تماسك المادة والحفاظ على حالتها الفيزيائية)، وهو أكبر من قوى الترابط بين الجزيئات اللاقطبية (قوى فاندرفالس)، وأيضاً هو أضعف من قوة الرابطة الشاردية.

فمثلاً الإيترات ذات درجات غليان أعلى من الألكانات المتساوية معها بالوزن الجزيئي وذلك بسبب أن الألكانات مركبات غير قطبية تجمعها قوى فاندرفالس (وهي عبارة عن قوى الترابط بين الجزيئات اللاقطبية)، في حين أن الإيترات مركبات قطبية ضعيفة تجمعها قوى تجاذب الجزيئات ثنائية اقلطب dipole-dipole interaction.

1-3-2-1 الخواص الفيزيائية للمركبات التي تربطها قوى تجاذب قطبية:

- إن وجود ظاهرة القطبية في الجزيئات أو عدمها يدلنا على الخواص الفيزيائية للجزيء مثل معرفة درجة الإنصهار والغليان والذوبانية.. إلخ، فمثلاً:

- تزداد درجات الغليان والإنصهار للجزيئات بإزدياد قطبيتها، وذلك بسبب ازدياد التجاذب بين أقطاب الجزيئات ثنائية القطب dipole-dipole interaction. فمثلاً نجد أن درجة غليان الجزيئات

غير القطبية مثل الهيدوركربونات المشبعة منخفضة نسبياً مقارنة بدرجة غليان الجزيئات القطبية مثل الكحولات والكيتونات.

وأيضاً درجة غليان الإيتانال ethanal أكبر من درجة غليان الـ دي ميتل إيتر وذلك لأن قطبية الرابطة C=O أعلى من قطبية الرابطة C–O–C.

والجدول التالي يبين تأثير قطبية الجزيئات على درجات الغليان، فكلما ازدادت القطبية ازدادت درجات الغليان.

Table 2.5 Comparative Boiling Points (°C)

Alkanes	Ethers	Alcohols	Amines
$CH_3CH_2CH_3$ −42.1	CH_3OCH_3 −23.7	CH_3CH_2OH 78	$CH_3CH_2NH_2$ 16.6
$CH_3CH_2CH_2CH_3$ −0.5	$CH_3OCH_2CH_3$ 10.8	$CH_3CH_2CH_2OH$ 97.4	$CH_3CH_2CH_2NH_2$ 47.8
$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$ 36.1	$CH_3CH_2OCH_2CH_3$ 34.5	$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$ 117.3	$CH_3CH_2CH_2CH_2NH_2$ 77.8

- تتعلق ذوبانية المركبات بدرجة قطبيتها، فالجزيئات غير القطبية تذوب في المذيبات غير القطبية، والجزيئات القطبية تذوب في المذيبات القطبية (المثل يذوب بالمثل).

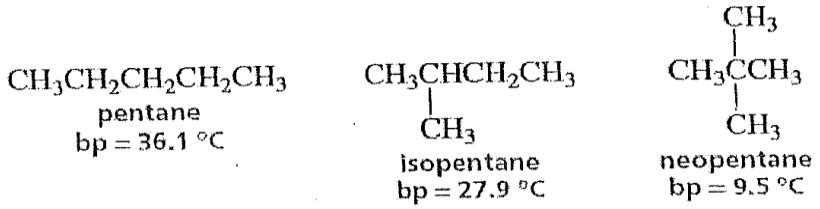
فمثلاً يذوب الميتان (غير قطبي) في رابع كلور الكربون (غير قطبي)، ولا يذوب في الماء (قطبي)، وسبب ذلك هو أن التجاذب بين الجزيء غير القطبي (الميتان) والجزيء القطبي (الماء) ضعيف جداً. وبالمقابل فإن الميتانول (عالي القطبية) يذوب في الماء بسهولة وسبب ذلك وجود قوى تجاذب بين الجزيئات القطبية.

1-3-3 قوى فاندرفالس can der waals forces:

تتمتع المركبات غير القطبية بقوى تجاذب بين جزيئاتها ضعيفة جداً تحفظ تماسكها، ويطلق على هذه القوى الضعيفة التي تربط بين الجزيئات غير القطبية بقوى فاندرفالس van der waals forces.

إن الجزيئات غير القطبية تكون متناظرة في توزيع الشحنة بين ذراتها، إلا أنه يتم زيادة أو نقصان في توزيع الكثافة الإلكترونية حول الجزيئة بشكل مؤقت، الأمر الذي يؤدي إلى تشكل قطبين مؤقتين (قطبية مؤقتة) يجذبان إليهما أقطاباً أخرى في جزيئات أخرى مجاورة مما يؤدي إلى حدوث تجاذب ضعيف بين هذه الأقطاب المختلفة، وهذا ما يعرف بقوى فاندرفالس.

يعتمد هذا التأثير على أشكال الجزيئات وتوزعها في الفراغ، لذلك نجد اختلافاً في الخواص الكيميائية والفيزيائية للمركبات المتماثلة في وزنها الجزيئي والمختلفة بتوزع جزيئاتها في الفراغ كما في الحالات التالية:



نلاحظ أن جميع هذه المركبات ذات درجات غليان منخفضة، وذلك لأن قوى التجاذب هنا أصغر بكثير مما هو في الجزيئات القطبية. وأيضاً نلاحظ أنه كلما ازداد التفرغ في السلسلة كلما اقترب الجزيء من الشكل الكروي، أي كانت مساحة سطحه أصغر وقل الفعل المتبادل بين الغمامات الإلكترونية للجزيئات، وهذا يعني إنخفاض قوى فاندرفالس، وبالتالي إنخفاض في درجات الغليان.

بقي الإشارة إلى أن قوى فاندرفالس تتواجد في جميع الجزيئات بما فيها الجزيئات القطبية إلا أنها قوى مهملة بالمقارنة مع قوى العزم ثنائي القطب dipole-dipole interactions.

✍ فكر معنا : رتب درجة غليان المركبات التالية حسب قوة الرابطة بين الجزيئات :

درجة الغليان : $100C^o$ و $27.9C^o$ و $1413\ C^o$

المركبات : ايزوبنتان و كلوريد الصوديوم و الماء