الرابطة الكيميائية (الاصرة الكيميائية):- Chemical Bond

من النادر أن توجد مواد كيميائية في الطبيعة حولنا على هيئة ذرات منفردة فمثلاً اوكسجين في الهواء الجوي مكون من ذرتين من اوكسجين (O_2) والماء الذي يكون نسبة كبيرة من أجسامنا مكون من ذرتين من الهيدروجين وذرة من أوكسجين H_2O وكذلك ملح الطعام الذي نتناوله في طعامنا مكون من ذرتين ذرة صوديوم وذرة كلور NaCl وهكذا.

عندما تتحد ذرات العناصر كيميائيًا لتكون مركبات ترتبط مع بعضها البعض بقوى تسمى "الروابط الكيميائية"

الروابط الكيميائية / هي قوى الجذب التي تربط الذرات أو ايونات مع بعضمها في المركبات الكيميائية.

لماذا تميل الذرات إلى الترابط الكيميائي مع بعضها البعض؟

عندما تترابط الذرات مع بعضها البعض تتكون مركبات كيميائية أكثر ثباتا كيميائيا وذلك لان معظم ذرات العناصر تكون أقل ثباتًا في الحالة المنفردة عن ما إذا وجدت مترابطة مع الذرات اخرى في المركبات.

أنواع الروابط الكيميائية

* ان الفقد والاكتساب والمشاركة في الذرة يتم في آخر مستوى رئيسي (مستوى التكافؤ).

١. الرابطة الايونية:- Ionic Bond

الرابطة الايونية / هي قوى التجاذب الكهربي بين أيونين أحدهما موجب والا خر سالب.نتيجة لفقد إحدى الذرتين إلكترونًا أو أكثر من الكترونات تكافئها واكتساب الذرة الاخرى ى إلكترونا أو أكثر في مجالات تكافئها . وتعرف المركبات المحتوية على روابط أيونية بالمركبات الايونية:

وتتناسب قوة الرابطة الأيونية طرديا مع قوة التجاذب بين الأيونين الموجب والسالب (الكاتيون والأنيون) وعكسيا مع مربع المسافة بينهما. ويزداد احتمال تكوين الرابطة الأيونية كلما زاد الفرق في قيم الكهروسالبية بين الذرتين مثل:

- فلوريد الليثيوم
- أوكسيد الكالسيوم
- أوكسيد الليثيوم
- فلوريد الكالسيوم

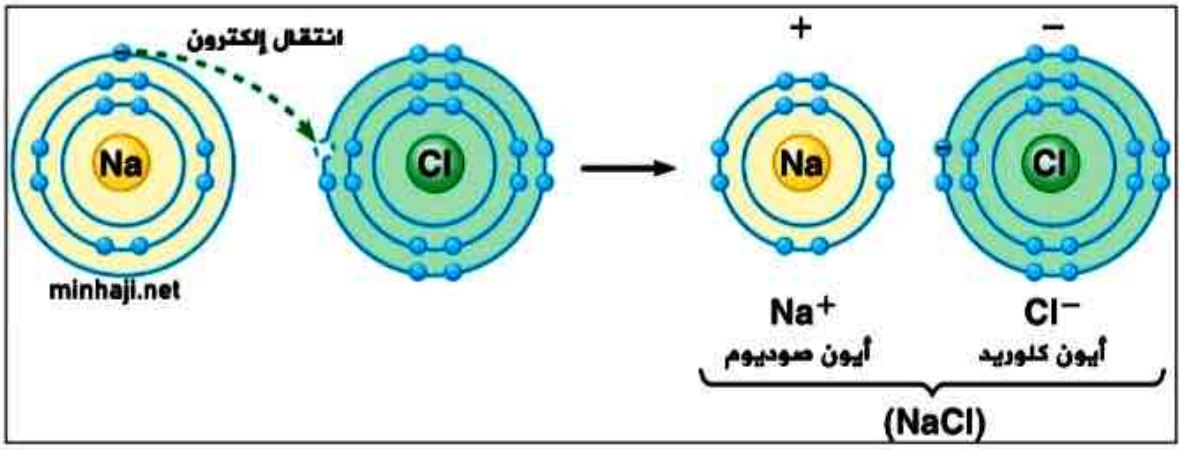
فمثلاً NaCl عند تكوين الرابطة ايونية بين الصوديوم والكلور في مركب كلوريد الصوديوم

نجد أن التوزيع الإلكتروني لذرة الصوديوم هو 11Na : 1s2 2s2 2p6 3s1

ولكي تستقر ذرة الصوديوم (تشبه التوزيع الإلكتروني لأقرب عنصر خامل $_{10}Ne$) تفقد إلكترونًا من مجالها الخارجي وتتحول إلى أيون موجب (كاتيون) كما يلي: $Na^+: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

بينما نجد أن التوزيع الإلكتروني لذرة الكلور هو $_{17}Cl: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

ولكي تستقر ذرة الكلور (تشبه التركيب الإلكتروني لأقرب عنصر خامل لها $_{18}Ar$) تكتسب إلكترونًا في مجالها الخارجي وتتحول إلى أيون سالب (أنيون) كما يلي : $Cl^-: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

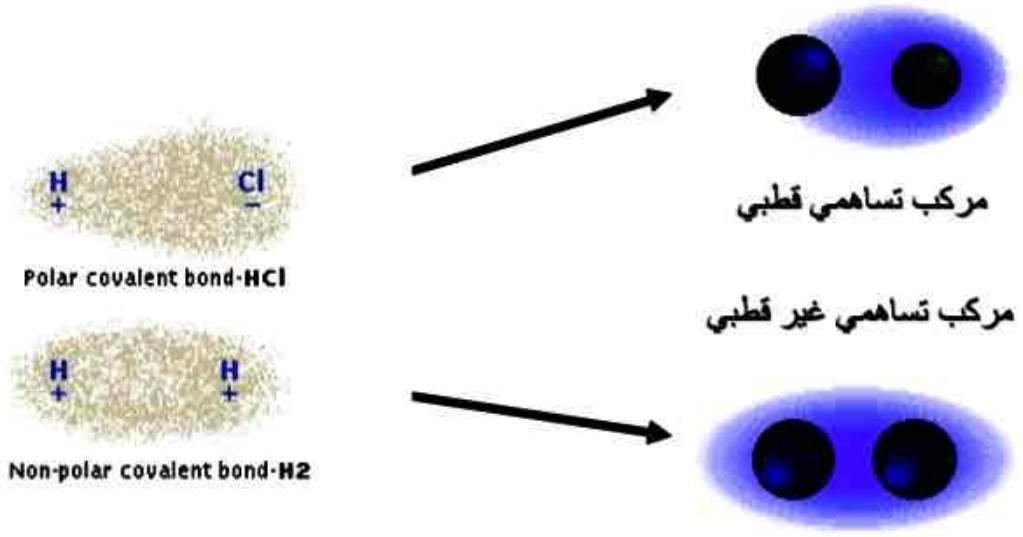


٢. الرابطة التساهمية:- Covalent Bond

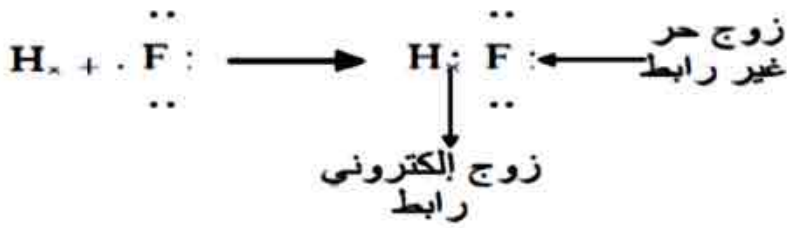
في الرابطة التساهمية كل ذرة تساهم بألكترون لتشكل زوجا الكترونيا ، وتسمى هذان الإلكترونان بالإلكترونات المشتركة . وقد أطلق على عملية الإندماج هذه اسم الرابطة التساهمية مثل:

- جزيء الفلور
- جزيء الماء
- جزيء ثاني أكسيد الكربون

يقصد بالقطبية احتواء جزيء المركب التساهمي الواحد على شحنتين مختلفتين بحيث يكون هناك طرف موجب (جزء تتركز فيه الشحنة الموجبة الصغيرة) وطرف سالب (جزء تتركز فيه الشحنة السالبة الصغيرة) بمعنى أن يكون في الجزيء قطبين مختلفين في الشحنة.



وتعرف المركبات المحتوية على روابط تساهمية بالمركبات التساهمية .فمثلاً تنشأ الرابطة التساهمية في جزيء فلوريد الهيدروجين HF ويمكن تمثيله بالشكل التالي



نلاحظ أن كل من ذرتي الفلور والهيدروجين تساهم بإلكترون لتكوين المزدوج الإلكتروني الرابط وبالتالي يصبح حول ذرة الفلور ثمانية إلكترونات (مشابهة في ذلك التركيب الإلكتروني لذرة النيون)ليصل بذلك إلى وضع الاستقرار بينما يحيط بذرة الهيدروجين إلكترونات(مشابهة في ذلك التركيب الإلكتروني لذرة الهيليوم) وليصل هو أيضًا إلى وضع الاستقرار.

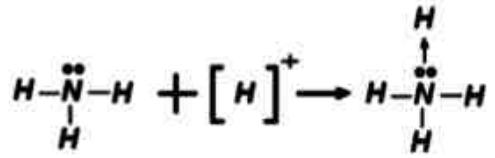
ونلاحظ أن هناك ثلاثة أزواج من الإلكترونات حول ذرة الفلور لا تشترك في تكوين الرابطة التساهمية مع الهيدروجين وهي تعرف بالازواج الحرة أو غير الرابطة.

٣. الرابطة التناسقية:- Coordinate Bond

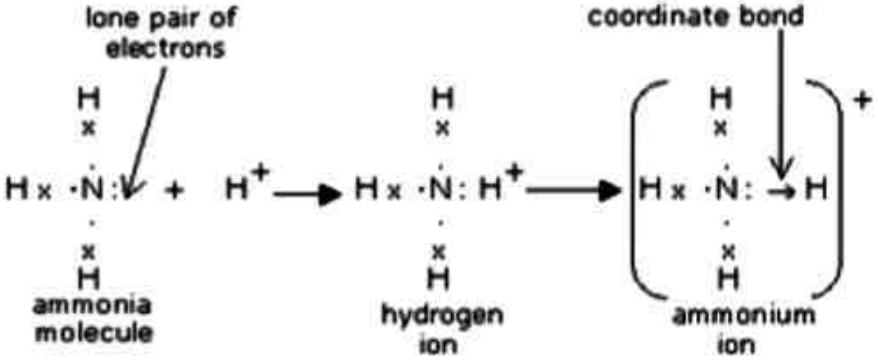
تنشأ بين مركب يحتوي على ذرة تحمل زوج (أو أكثر) من الإلكترونات وذرة أو مركب به ذرة مركزية تحتاج الى الإلكترونات حتى تستقر.

فالرابطة التناسقية تتكون بين ذرة مانحة تكون عليها شحنة موجبة وذرة مستقبلة تتكون عليها شحنة سالبة ويشار إلى الرابطة التناسقية عادةً بسهم يتجه من الذرة المانحة إلى الذرة المستقبلة.

وتسمى المركبات الحاوية للراوبط التناسقية بالمركبات التناسقية، والجدير بالذكر أن معظم العناصر الانتقالية ترتبط بروابط تناسقية وتكوّن هذا النوع من المركبات.



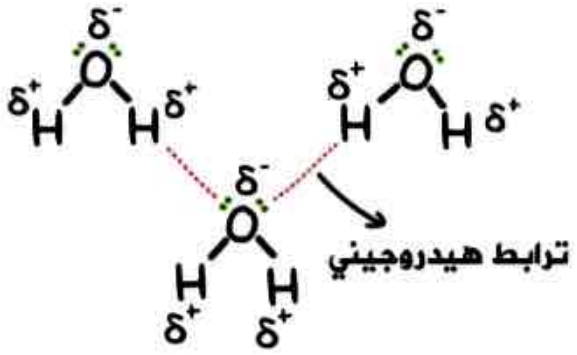
او:



٤. الرابطة الهيدروجينية Hydrogen Bond

تتكون عند اتحاد الهيدروجين مع عناصر ذات كهر سلبية عالية مثل الهالوجينات والأوكسجين تكون الأصرة التساهمية وهذه العناصر ذات قطبية عالية نظراً للفارق الكبير في الكهروسلبية مما يؤدي إلى ظهور شحنة جزئية موجبة على ذرة الهيدروجين مكوناً قطباً موجباً وشحنة جزئية سالبة على ذرة العنصر الأخر وبسبب وجود هذه القطبية العالية فإن أحد طرفي الجزيئة المستقطبة سوف تتجاذب مع طرف جزيئه مجاورة يحمل شحنة جزئية مغايرة، وهكذا فإن أطراف الجزيئات التي تحمل شحنة سالبة سوف تتجاذب مع أطراف جزيئات تحمل شحنة جزئية موجبة والعكس صحيح ويرمز لها عادة بخط منقط(----).

من الامثلة على الرابطة الهيدروجينية H_2O HF NH_3



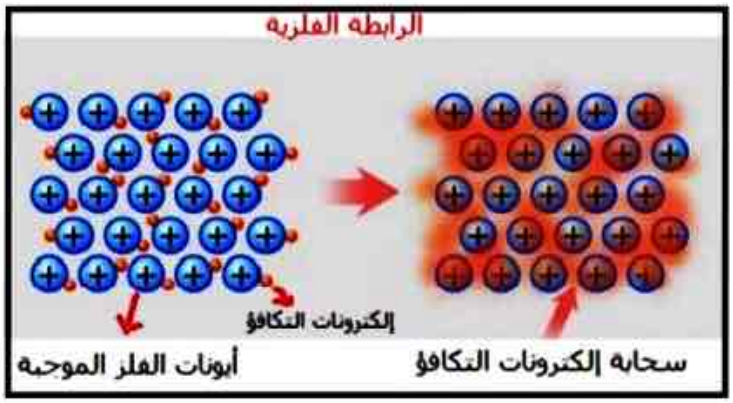
تؤثر الروابط الهيدروجينية على الخواص الطبيعية للمادة فدرجات غليان وانصهار المواد المحتوية على روابط هيدروجينية أعلى من درجات غليان وانصهار مثيلاتها من المواد ويبرز هذا الأثر بشكلٍ واضح في خواص الماء، فللماء صفات خاصة ترجع إلى الروابط الهيدروجينية المميزة التي تربط بين جزيئاته فدرجة غليان الماء (١٠٠ م°) مرتفعة جداً إذا ما قورنت بدرجات غليان مركبات عناصر المجموعة السادسة مع الهيدروجين بالرغم من أن الوزن الجزيء للماء أقل من الوزن الجزيء لهذه المركبات.

٥. الرابطة الفلزية:- Metallic Bonding

هي الرابطة التي تنتج من السحابة الالكترونية المتكونة من تجمع الكترونات التكافؤ الحرة في الفلزات والتي تقلل من قوى التنافر بين ايونات الفلز الموجبة في الشبكة البلورية.

جميع الفلزات (ماعدا الزنبق) توجد في الحالة العنصرية في الحالة الصلبة ولعل سبب ذلك هو تلك الروابط القوية التي تربط بين ذرات الفلز (المعدن) فيمكن النظر إلى الفلز في الحالة الصلبة كبحرٍ من الشحنات الموجبة (الأنوية) تتحرك بينها الالكترونات بحرية وتنتقل من ذرة إلى أخرى.

وترجع الكثير من خصائص الفلزات الطبيعية إلى طبيعة هذه الرابطة فالتوصيل الكهربائي والتوصيل الحراري للفلزات سببه هو حركة الالكترونات الحرة بين الذرات.



تكافؤ العنصر:- Valence

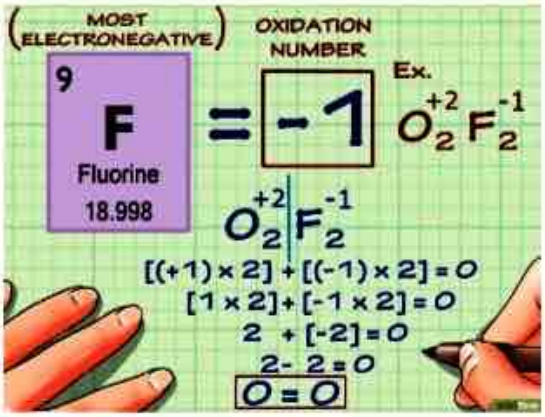
هو قوة الذرة الخاصة بأي عنصر على الاتحاد مع الذرات الأخرى ويتم قياس ذلك بعدد الإلكترونات الموجودة في الغلاف الخارجي التي ستقوم الذرة بإعطائها أو أخذها أو مشاركتها لعمل رابطة كيميائية.

س/ كيف نحدد التكافؤ؟ نوزع الكترونات الذرة وننظر إلى المستوى الأخير كالتالي:

العنصر	التوزيع	التكافؤ
الصوديوم	٢/٨/١	أحادي
المغنيسيوم	٢/٨/٢	ثنائي
الألمونيوم	٢/٨/٣	ثلاثي
السيليكون	٢/٨/٤	رباعي

عدد التأكسد:- Oxidation Number

هو عدد الشحنات الكهربائية الموجبة او السالبة التي تحملها الذرة او مجموعة الذرات (الجذور) ضمن جزئ المركب ويكون المجموع الجبري لأعداد التأكسد الموجبة والسالبة في جزئ المركب يساوي صفراً. ادناه مثال يوضح طريقة حساب عدد التأكسد:



معطيات عدد التأكسد :

١. عدد تأكسد الهيدروجين في مركباته هو (+١) ماعدا في حالة هايدرات الفلزات مثـل: LiH ، CaH_2 حيث يساوي –١ .

٢. عدد تأكسد الأكسجين في مركباته هو –٢ ما عدا في حالة الأكاسـيد الفوقيـة مثـل: H_2O_2 ، Li_2O_2 حيث يساوي –١ .

٣. عدد تأكسد الهالوجينات : F ، Cl ، Br ، I في الهاليدات هو –١ . أمـا المركبـات الأوكسجينية للبروم واليود والكلور فإن عدد تأكسدها قد يكون +١ ، +٣ ، +٥ أو +٧ .

٤. لبعض الفلزات أعداد تأكسده ثابتة في مركباتها .

أمثـلة :

العنصر	الرمز	عدد التأكسد
الصوديم	Na	+١
الليثيوم	Li	+١
البوتاسيم	K	+١
الفضة	Ag	(+١)

العنصر	الرمز	عدد التأكسد
الكالسيوم	Ca	+٢
المغنيسيوم	Hg	+٢
الخارصين	Zn	+٢
الألمنيوم	Al	+٣

قواعد حساب عدد التأكسد :

١. عدد تأكسد الذرة الحرة = صفر Zn ، Cl_2 ، S

٢. مجموع أعداد تأكسد ذرات العناصر الداخلة في تكوين مجموعة أيونية يساوي الـشحنة الظاهرة .

المجموعة	الصيغة	الشحنة
الأمنيوم	NH_4	+١
هيدروكسيد	OH	–١
نتريت	NO_2	–١
نترات	NO_3	–١
كبريتيت	SO_3	–٢
كبريتات	SO_4	–٢
كربونات	CO_3	–٢
بيكربونات	HCO_3	–١

المجموعة	الصيغة	الشحنة
سيانيد	CN	–١
أوكسلات	C_2O_4	–٢
بيرمنجنات	MnO_4	–١
ثنائي كرومات	Cr_2O_7	–٢
كرومات	CrO_4	–٢
كلورات	ClO_3	–١
ثيوكبريتات	S_2O_3	–٢
فوسفات	PO_4	–٣

أمثلـــة :

أحسب عدد تأكسد الكبريت في الآتي :

(i) S_8

الحـــل :

عدد التأكسد للذرة الحرة = صفر

(ii) SO_2

الحـــل :

نفرض لعدد تأكسد الكبريت = س

عدد تأكسد O × ٢ + عدد تأكسد S = صفر

٢ × −٢ + س = صفر . ∴ س = +٤

(iii) H_2SO_4

الحـــل :

[٤] عدد تأكسد O × ٤ + عدد تأكسد S + [٢] عدد تأكسد H = صفر

٤ × −٢ + س + ٢ × +١ = صفر .

−٨ + س + ٢ = صفر .

∴ س = +٦

∴ عدد تأكسد الكبريت = +٦

الفرق بين عدد التأكسد والتكافؤ :

١. التكافؤ لا يحمل إشارة ، عدد التأكسد يحمل إشارة (±) .

٢. التكافؤ ثابت للعنصر ، عدد التأكسد متغير حسب المركب .

٣. التكافؤ عدد صحيح ، عدد التأكسد يمكن أن يكون كسراً .

الجدول التالي يوضح تكافؤات واعداد التأكسد لأيونات الذرات والجذور الشائعة الاستخدام:

احادية التكافؤ		عدد التاكسد	ثنائية التكافؤ		عدد التاكسد
البوتاسيوم	K	+1	الزئبق (II)	Hg	+2
الصوديوم	Na	+1	القصدير (II)	Sn	+2
الفضة	Ag	+1	المغنيسيوم	Mg	+2
النحاس (I)	Cu	+1	الكالسيوم	Ca	+2
الهيدروجين	H	+1	الخارصين	Zn	+2
الامونيوم	NH_4	+1	الباريوم	Ba	+2
كلوريد	Cl	−1	الحديد (II)	Fe	+2
بروميد	Br	−1	النحاس (II)	Cu	+2
هيدروكسيد	OH	−1	الرصاص (II)	Pb	+2
نترات	NO_3	−1	كاربونات	CO_3	−2
نتريت	NO_2	−1	كبريتات	SO_4	−2
كلورات	ClO_3	−1	كبريتيت	SO_3	−2
يوديد	I	−1	كبريتيد	S	−2
فلوريد	F	−1	اوكسيد	O	−2
كبريتات هيدروجينية	HSO_4	−1			
كاربونات هيدروجينية	HCO_3	−1			
خلات	CH_3COO	−1			
ثلاثية التكافؤ			**رباعية التكافؤ**		
الالمنيوم	Al	+3	الرصاص (IV)	Pb	+4
الحديد(III)	Fe	+3	القصدير (IV)	Sn	+4
الفوسفات	PO_4	−3	المنغنيز (IV)	Mn	+4