

الباب الثانی الهیدروجین

obeikandi.com

الباب الثاني

" الهيدروجين "

مقدمة :-

الهيدروجين هو أول عناصر الجدول الدوري ولذرتة أبسط تركيب الكتروني معروف (مدار تكافؤي واحد والكترون واحد) . يولف الهيدروجين حوالي 0.87 % من وزن القشرة الأرضية (العشرة أميال الخارجية) ، اذ يوجد بصورة متحدة في جميع الأنسجة الحيوانية والنباتية وكذلك في الماء ومركبات الهيدروجين تفوق بقية مركبات العناصر وبضمنها الكربون .

واللهيدروجين بسبب خفة جزيئاته المتناهية ، سرعة انتقال كافية للإنفلات من مجال الجاذبية الأرضية . ويقترض من نتائج الدراسات الطيفية ان الهيدروجين يولف حوالي 30 % من وزن الشمس والأبعد من ذلك نجد أن احدي النظريات المهمة بدراسة نشوء الكون يعد الهيدروجين القاعدة الأساسية في تكوين النجوم . ونظراً لكون الهيدروجين أكثر عناصر الكون انتشاراً فمن المحتمل أن العناصر الأخرى تكونت منه تدرجياً بفعل عمليات الانصهار النووي Nuclear fusion في النجوم .

ومع أن الهيدروجين قد تم جمعه من قبل باحثين قدامى الا ان (هنري كافندش) يعد أول من صنفه ودرسه بصورة تفصيلية في سنة 1766 اذ لاحظ تحرر نص الكمية من الهيدروجين عند تفاعل وزن محدد من فلزات معينة (مثل الخارصين أو الحديد أو القصدير) مع الأحماض المخففة (مثل حامض الكبريتيك أو حامض الهيدروكلوريك) وعزى ذلك الي للغاز نفسه وعده مصدراً للغاز المنبعث وحينئذ أطلق عليه الهواء المشتعل من الفلزات . وفي السنوات 1781 - 1784 بين نص الباحث تكون الماء من تعجير الغاز في الهواء أو في الأوكسجين . وفيما بعد أطلق (لافوازيه) اسم الهيدروجين علي هذا الغاز والذي يعني في اللاتينية ، مكون الماء وفي سنة 1899 توصل (ترافرس) Travers الي طريقة إسالته .

الخواص الفيزيائية والكيميائية : -

للهدروجين صفات فيزيائية وكيميائية استثنائية وفريدة في حد ذاتها ويعزى ذلك الي الترتيب الالكتروني لحالته المستقرة أولاً وكونه أخف العناصر المعروفة ثانياً . وحسب مفهوم لويس يمكن الحصول من تركيب الحالة المستقرة ($1s^1$) علي ترتيبات الكترونية مستقرة أخرى أما عن طريق المشاركة أو اكتساب الكترون آخر . وبالإضافة الي كل ذلك فان البروتون H^+ المشتق من ازالة الكترون ذرة الهيدروجين التكافؤي هو مثال آخر للعينات المدروسة جيداً .

وهكذا نجد أن أبسط الاعتبارات التكافؤية تدل علي امكانية ذرة الهيدروجين علي تكون مركبات تحتوي علي رابطة تساهمية أحادية ومركبات أخرى تحتوي علي الهيدروجين بصورته الأيونية ومن هنا يتعامل الهيدروجين بصورة مستقلة وفضل تصنيفه في مكان مستقل في الجدول الدوري .

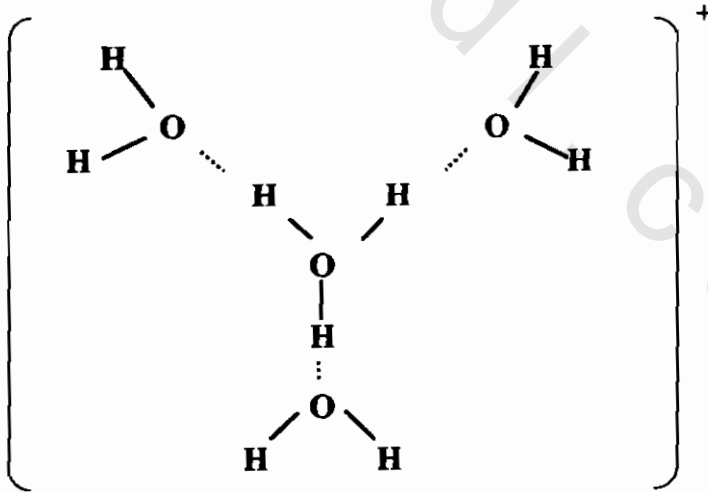
والهدروجين الجزيئي غاز قليل الكثافة عديم اللون والطعم والرائحة ، لا يساعد علي التنفس أو الاحتراق ولكن يشتعل في الهواء بلهب أزرق غير مضيء مكوناً الماء وهو عديم النويان فيه وأهم صفاته مبينه في الجدول التالي .

ويتضح من الجدول التالي تأثير المحيط الكيميائي للعينات علي انصاف الاقطار الأيونية والذرية اذ نلاحظ التباين للمميز في حالة الأيونات والجزيئات التساهمية المحتوية علي الهيدروجين نظراً لامتلاك الهيدروجين شحنة نووية واحدة ($1+$) وكون مدار $1s$ لا يحجبه أي غلاف الكتروني آخر عن تأثير الشحنة النووية .

صفات الهيدروجين

259- (C°)	درجة الانصهار
253- (C°)	درجة الغليان عند ضغط 760 مم
0.0899 جم لتراً (gm.l ⁻¹)	الكثافة عند 0 م وضغط 760 مم
21.5 مل لتراً (ml.l ⁻¹)	الذوبان في الماء عند 0 م وضغط 760 مم
241 -	الحرارة الحرجة
20 ضغط جوي (atm.)	الضغط الحرج
1.0080	الوزن الذري H
2.0160	الوزن الجزيئي H ₂
1	العدد الكتلي
1s ¹	الترتيب الالكتروني
434.1 كيلو جول مول (Jmol ⁻¹)	حرارة التفكك (ΔH) :
1306.9 كيلو جول مول	$\text{H}_{2(\text{gas})} \rightarrow 2\text{H}_{(\text{gas})}$ جهد التأين (I) :
71.0 كيلو جول مول	$\text{H}_{(\text{gas})} \rightarrow \text{H}^{+}_{(\text{gas})} + \text{e}^{-}$ الألفة الالكترونية (E) :
1.54 - 1.26 A° أنجستروم (A°)	$\text{H}_{(\text{gas})} + \text{e}^{-} \rightarrow \text{H}^{-}_{(\text{gas})}$ نصف قطر الأيون H ⁻ (محسوب في الهيدريدات القلوية)
0.15 × 10 ⁻⁵ أنجستروم	نصف قطر H ⁺
0.0375 A° أنجستروم	نصف القطر التساهمي H (محسوب من طول رابطة H ₂)
0.28 A° أنجستروم	نصف القطر التساهمي H (محسوب من طول روابط هاليدات الهيدروجين)

ويكون أيون الهيدريد بصورة خاصة أكثر تأثيراً وأشد حساسية لتغير شدة المجال الكهربائي في محيطه نظراً لوجود الكترونين أثنين في مجال الشحنة النووية الأحادية وهكذا تكون السحابة الالكترونية كثيرة الانتشار . ويظهر أغرب انكماش في نصف القطر الأيوني عندما تفقد ذرة الهيدروجين الكترونها مكونة الأيون الموجب H^+ إذ انه بروتون عاري (غير محجوب) نو نصف قطر حوالي 1.5×10^{-5} أنجستروم وهو أصغر من أي أيون آخر بمقدار مائة ألف مرة (بالمقارنة مع نصف قطر أيون Li^+ البالغ 0.6 أنجستروم) ولذلك يكون له تأثير استقطابي كبير على الجزيئات القريبة منه نظراً لكون كثافة الشحنة الموجبة على البروتون أعلى بكثير من أية شحنة تحملها عينة كيميائية أخرى . وهذا يفسر سبب عدم تواجد البروتون في أي وسط كيميائي بصورة مستقلة بل ظهوره يوماً بصورة متحدة . فعند تأين الحامض في الماء يتكون أيون الهيدروكسونيوم H_3O^+ وليس البروتون H^+ . ولأيون الهيدروكسونيوم هذا قبلية التمذوب مرة أخرى كما هو الحال مع أي أيون موجب ومن الممكن أن يكون البروتون في الماء عينات متمذوبة ذات التركيب الأيوني $H_9O_4^+$ الموضح في الشكل التالي :



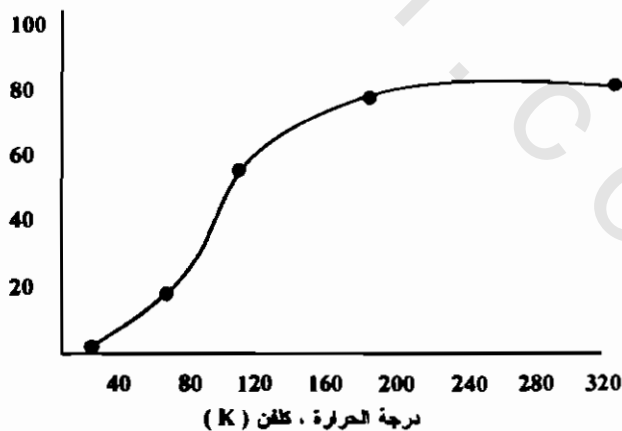
العينات المتمذوبة $H_9O_4^+$

وكما هو معروف يمكن استخلاص هذه العينات من المحلول المائي للحامض علي هيئة قاعدة عضوية غير ممتزجة ، وعلي سبيل المثال يمكن مقارنة هذا الاستخلاص باستخلاص أيون النيكل من محلوله المائي علي هيئة $Ni(H_2O)_6^{2+}$.

ولجزيئة الهيدروجين صفة فيزيائية أخرى جديرة بالإهتمام هي الأورثو - والبارا - هيدروجين (Ortho - and para - hydrogen) . وكما هو الحال في جميع الجزيئات الثنائية الذرة والتي تمتلك نواياتها صفة البرم نجد أن جزيئة الهيدروجين تظهر ما يسمى بأيزومرزم البرم Spin isomerism وهذا ناتج من احتمالية ظهور برم النواتين بصورتين مختلفتين معتمداً علي الاتجاه . فعندما يكون البرم النووي للنواتين بنفس الاتجاه (متوازيين) وعلي سبيل المثال أما كلاهما باتجاه عقرب الساعة أو عكسه يطلق عليه بالأيزومر اورثو (Ortho-hydrogen) وفي حالة كون برم النواتين باتجاهين متعاكسين كان يكون أحدهما باتجاه عقرب الساعة والآخر عكسه يعرف بالأيزومر بارا (Paraisomer) .

كما ان غاز الهيدروجين العادي عبارة عن مزيج متزن من الأورثو - والبارا - هيدروجين كما في الشكل التالي :

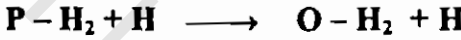
أورثو - هيدروجين %



اعتماد نسبة الأورثو - الـ بارا - هيدروجين علي درجة الحرارة

وكما يتبين من الشكل يكون الأيزومر بارا - هيدروجين أكثر استقراراً في درجات الحرارة المنخفضة إذ تبلغ نسبته حوالي % 100 عند الصفر المطلق . وبارتفاع درجة الحرارة تزداد نسبة اتزان الأورثو - هيدروجين حتي تصل الي حوالي % 75 عند درجة حرارة الغرفة .

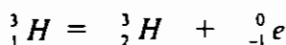
ان التحول من أيزومر الي آخر بطيء ولكن يمكن تحفيزه باستعمال العديد من المواد الحفازة مثل الهيدروجين الذري أو المواد البارامغناطيسية مثل NO , O_2 ومركبات العناصر الانتقالية وتزداد نسبة التحول بازدياد صفة البارامغناطيسية للعامل الحفاز Catalyst .



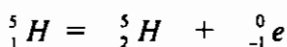
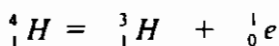
ويظهر الهيدروجين شابهاً ملحوظاً مع عناصر ثلاث مجموعات في الجدول الدوري والتي من الجدير نكرها هنا دليلاً تفاعلاته فهو وبصورة عامة ، يشبه الهالوجينات من حيث قابليته علي اكتساب الكترون واحد مكوناً أيون الهيدريد H^- ويشبه الفلزات القلوية إذ بإمكانه (وتحت ظروف خاصة) فقدان الكترونه الوحيد مكوناً البروتون H^+ وكذلك يشبه الي درجة ما عناصر مجموعة الكربون إذ انه يملك غلاف تكافؤي نصف مملوء يسهل عليه عملية تكوين روابط تساهمية ذات مدي واسع من القطبية . والصفة الأخيرة هذه تنطبق فقط في حالة مقارنته مع الكربون الحاوي علي غلاف تكافؤي واحد وحر (غير مشغول) كما في H_3C^- .

أشكال الهيدروجين :

يوجد للهيدروجين خمسة نظائر وهي موضحة في الجدول التالي وتعد النظائر الثلاثة الأولى بالنسبة للكيميائيين أهم النظائر الخمسة . ولنظير للترينوم ^3H نشاط إشعاعي تبلغ فترة عمر النصف ($t_{1/2}$) 12.4 سنة والمعادلة التالية تعبر عن طريقة انحلاله :



بيما النظيران 4_1H و 5_1H فإنهما نظائر مصنعة (أي مخلقة) أكتشفت حديثاً وأعمار نصفها قصيرة جداً والمعادلتان الآتيتان تعبران عن انحلالهما



نظائر الهيدروجين

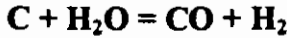
النظير	اسم النظير	الكتلة	النسبة المئوية المنتشرة للطبيعي
1_1H	الهيدروجين الاعتيادي أو الخفيف	1.008	99.98
2_1H	الدوتريوم أو الهيدروجين الثقيل	2.015	0.02
3_1H	التريتيوم	3.017	10^{-17}
4_1H	-	-	-
5_1H	-	-	-

تحضير الهيدروجين :

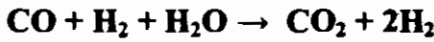
يمكن الحصول على الهيدروجين بعدة طرق منها مختبرية ومنها صناعية ، ففي المختبر مثلاً يحضر الهيدروجين من تفاعل الفلزات مثل الخارصين أو الحديد مع الأحماض المخففة أو من تفاعلات الفلزات القلوية مثل الصوديوم أو هيدريدات الفلزات مثل هيدريد الكالسيوم CaH_2 مع الماء أو بتحليل كهربائياً .

أما صناعياً فيمكن الحصول على الهيدروجين بإحدى الطريقتين الآتيتين :-

1- امرار بخار الماء على فحم الكوك المسخن :



ومن ثم يمرر الناتج الذي يسمى بغاز الماء مع بخار الماء على عامل حفاز مكون من أوكسيد الحديد وأوكسيد الكروم ، عند درجة 300 م .

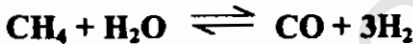


ويمكن التخلص من غاز ثاني أوكسيد الكربون وأول أكسيد الكربون بإمرار الغازات المتحررة في الماء تحت ضغط 50 جو أولاً ومن ثم خلال كلوريد النحاسوز الأمونيا .

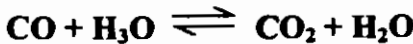
2- امرار غاز الميثان CH_4 على عامل حفاز مكون من طبقة من النيكل

المنشط والمسخن الي 750 م :

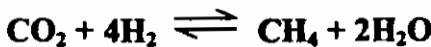
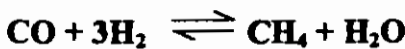
ومع أن هذه العملية معقدة جداً الا انه يمكن التعبير عنها بالتفاعل الاساسي الآتي :



ويعقب هذا تفاعل آخر يجري على سطح العامل الحفاز المكون من الحديد والنحاس .



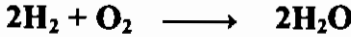
ويزال غاز ثاني أكسيد الكربون من مزيج التفاعل بإمراره في محلول كاربونات البوتاسيوم ، ولما لكميات الضئيلة المتبقية (والتي تعتبر كسموم) فإنها تحول بتأثر العوامل الحفازة الي غاز الميثان .



الخواص الكيميائية :-

بالرغم من عدم فعالية الهيدروجين الا انه يحترق في الهواء مكوناً الماء ويتفاعل مع معظم اللافلزات في ظروف متباينة كما هي موضحة في التفاعلات الآتية :-

1- يحترق الهيدروجين في جو من الاوكسجين :



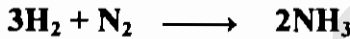
2- ان التفاعل في حالة الفلور يكون مصحوباً بانفجار ، وأما في حالة الكلور فيكون مصحوباً باشتعال أما في حالتي البروم واليود فان التفاعل عكسي .



3- يحترق الكبريت في جو من الهيدروجين :



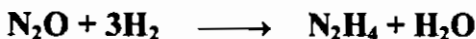
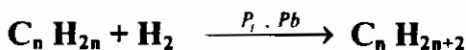
4- يحدث هذا التفاعل عند درجة حرارة 500 م و 200 ضغط جوي وفي وجود الحديد عاملاً حفازاً :



5- وكذلك يتحد الهيدروجين مع الفلزات الكهروموجبة وتحت ظروف معينة مكوناً هيدريدات .

6- ومن الصفات الكيميائية الأخرى للهيدروجين قابليته علي الاختزال ، اذ يختزل العديد من الأكاسيد بدرجات الحرارة العالية محولاً أياها أما الي أكاسيدها الأقل (بالنسبة الي تكافؤ الفلز) أو الي الفلز نفسه . وبوجود عوامل حفازة مثل البلاتين أو أكسيد البلاتين يكون الهيدروجين قادراً علي اختزال الكثير من المركبات العضوية (في محاليل مذيبات عضوية معينة مثل الكحول أو حامض الخليك) ، فمثلاً يختزل المركبات غير المشبعة ، عن طريق الاضافة ، فيحولها الي مركبات مشبعة وكذلك

يختزل الألدهيدات إلى كحولات أولية ، ومركبات نيتروجينية محدودة الي الأمونيا أو الأمينات . كما في المعادلات الآتية :

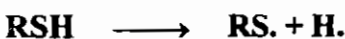


7- تتطلب عملية تفكك الهيدروجين H_2 الي حرارة عالية جداً (تقريباً 2000 م) وهذا يعتبر تفسيراً جزئياً لعدم فعاليته في درجات الحرارة العادية :



وفي الحالة الغازية وتحت ضغط منخفض فإن اعادة تكون الهيدروجين الجزيئي (كما في المعادلة السابقة عملية بطيئة نسبياً فمثلاً لنترات الهيدروجين تحت ضغط 0.2 م . زئبق عمر نصف زمني قدره ثانية واحدة . ولكن في وجود غاز غير فعال وتحت ضغط عالي أو في وجود فلزات معينة مثل البلاتين أو البلاديوم أو التتجستين يكون مثل هذا الاتحاد (اعادة تكوين الهيدروجين الجزيئي) سريعاً جداً نظراً لأن الحرارة المتحررة من تكوين جزيئة H_2 يمكن ازالتها من وسط التفاعل .

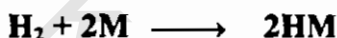
وتتم عملية تفكيك الهيدروجين في أنابيب التفريغ ذات الضغط المنخفض وبفعل الأتوس الكهربية أو قصفه بالكترونات ذات مدي طاقلي 10 - 20 الكتتون فولت أو بالاشعة فوق بنفسجية . ويمكن تحرير الهيدروجين الذري في المحلول أيضاً أما بتعريض منبيات معينة حاوية علي الهيدروجين الي اشعاع مؤين أو بتحليل النايولات ضوئياً كما بالمعادلة :



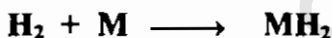
ولقد تمت دراسة تفاعلات الهيدروجين لذري مع كثير من المواد في الحالة الغازية وكذلك في المحلول باستعمال طرق حركية (Kinetic methods) وذلك بسبب قصر مدة عمر النصف الهيدروجيني الذري .

ويمكن تنشيط الهيدروجين الجزيئي بواسطة أملاح ومعقدات الفلزات الانتقالية ومركبات عناصر المجموعتين IB , IIB وقد تم تشخيص ثلاث ميكانيكيات لتفسير هذه العملية والتي تعد بطبيعتها عمليات محفزة وهي كما يلي :

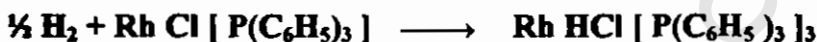
أولاً: في وجود المعقدات الأيونية قبل $[\text{Co}(\text{CN})_5]^{3-}$ تنشط جزيئات الهيدروجين بصورة متجانسة لتكون معقدات هيدريدية . كما يلي :



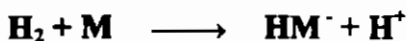
ثانياً: ينشط الهيدروجين الجزيئي عند تفاعله مع عينات أخرى موجودة في المحلول بصورة غير متجانسة مكوناً أيون الهيدريد وأيون الهيدروجين اللذين كلاهما يرتبط بالعينة لتكوين ثنائي الهيدريد (Dihydrido) كما يلي :



وتظهر هذه العملية في مجملها وكأنها مكافئة التي تفاعل ايلاجي أو اقحامي (Insertion reaction) ومن الأمثلة على ذلك هو تفاعل المعقد $\text{RhCl} [\text{P} (\text{C}_6\text{H}_5)_3]_3$ مع الهيدروجين .



ثالثاً: ينشط الهيدروجين المحفز بصورة غير متجانسة وفي الحالة تتكون فصيلة الهيدريدات الأحادية (Monohydrides) كما يلي :



ويظهر مثل هذا التفاعل في كيمياء الروثينيوم كما يلي :



الروابط الهيدروجينية : -

تظهر المركبات التي تحتوي علي ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة عنصر ذات كهروسالبية عالية مثل N , O , F خواص معينة يمكن تفسيرها علي أساس ان لذرة الهيدروجين في هذه المركبات ميلاً صغيراً ولكنه ملموس نحو ذرات أخري ذات كهروسالبية معينة مع بقائها مترابطة مع الذرة الأصلية . ان هذا الميل ، الذي هو بحد ذاته إستقطابي لذرة الهيدروجين علي الذرات الأخرى .

وهذا بدوره يؤدي الي تكوين رابطة جديدة سببها صغر حجم ذرة الهيدروجين وعدم قدرة نواته علي حجب تأثير الزوج الالكتروني المشترك . تسمى هذه الرابطة الجديدة والضعيفة نسبياً بالرابطة الهيدروجينية . ولأجل التبسيط سنحاول استعمال بعض المختصرات في تفسيرها كان تكون ذرة الهيدروجين H مرتبطة في الأساس برابطة تساهمية مع ذرة X ومرتبطة برابطة هيدروجينية مع ذرة أخري Y المحتوية في الأصل علي زوج منفرد واحد أو أكثر من الالكترونات غير مترابط كما يلي :



وعلي مستوى الجزيئة يمكننا التحقق من وجود الترابط الهيدروجيني وذلك بملاحظة المسافات القصيرة جداً بين الذرات ، تلك المسافات التي تكون أقل من المتوقعة من مجموع أنصاف أقطار فان درفالز . وبالفعل تعد هذه طريقة عملية للتمييز بين حالة الترابط الحقيقي والحالة التي تكون فيها ذرة الهيدروجين قريبة من نرتسين ولكنها مترابطة مع احدهما .

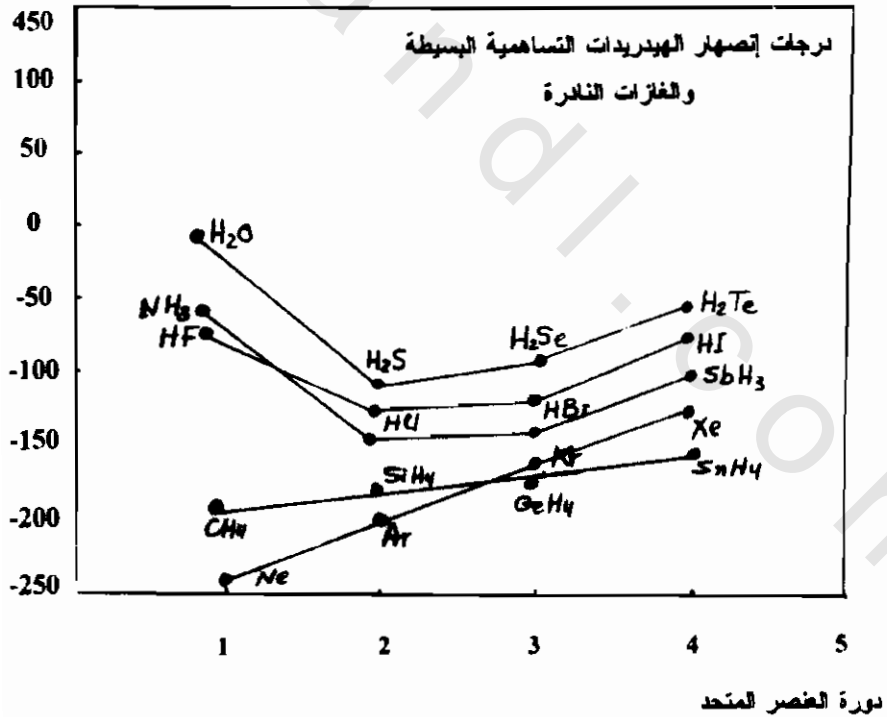
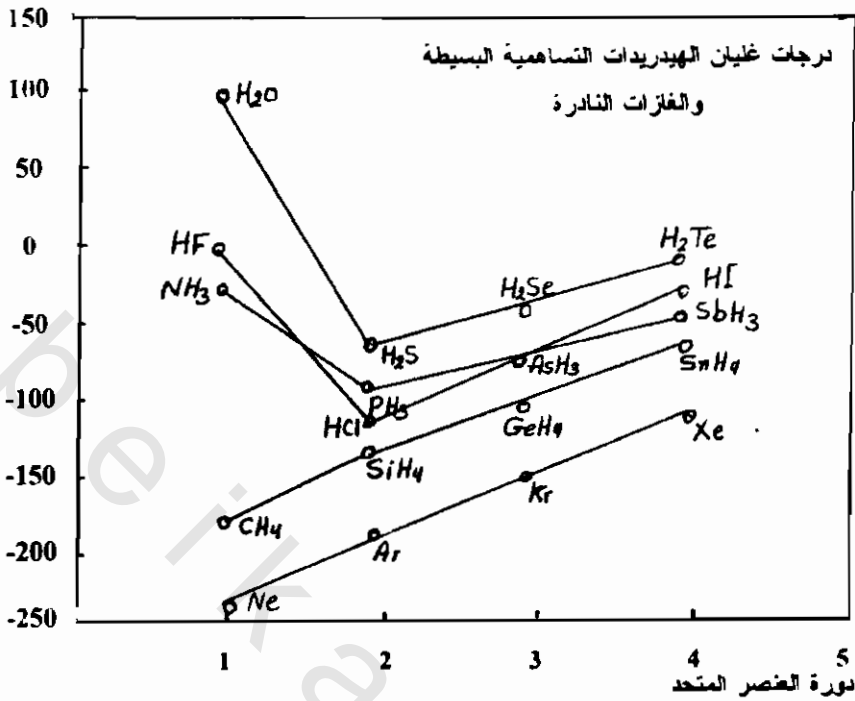
ويبين الجدول التالي مقارنة بين بعض المسافات (أطوال الروابط) الملحوظة في أنظمة بها تترابط هيدروجيني والمحبوبة علي أساس مجموع أنصاف أقطار فان درفالز . وفي العديد من الروابط الهيدروجينية $X - H \dots Y$ ، يكون طول الرابطة (المسافة) بين الذرتين X و Y أقصر من مجموع أنصاف أقطار فان درفالز والأبعد من ذلك تكون ذرة الهيدروجين أقرب بكثير من الذرة Y عن ما هو متوقع علي أساس مجموع أنصاف أقطار فان درفالز وهذا يدل علي جذب السحابة الالكترونية للذرة X باتجاه الهيدروجين .

في حالة نموذجية للترباط الهيدروجيني ترتبط ذرة الهيدروجين بذرتين كهروسالبيتها عالية مكونة نظاماً خطياً يكون فيه الهيدروجين أقرب الي أحدي الفواتين من الأخرى ، وهكذا في معظم أنظمة الجدول يعد الهيدروجين مرتبباً بالذرة X بواسطة رابطة تساهمية (عادية) قصيرة وبالذرة Y برابطة أطول وأضعف (رابطة هيدروجينية) وتحدث نفس الحالة حتي اذا كانت كل من الذرتين X و Y متشابهتين (ذرتين لنفس العنصر) .

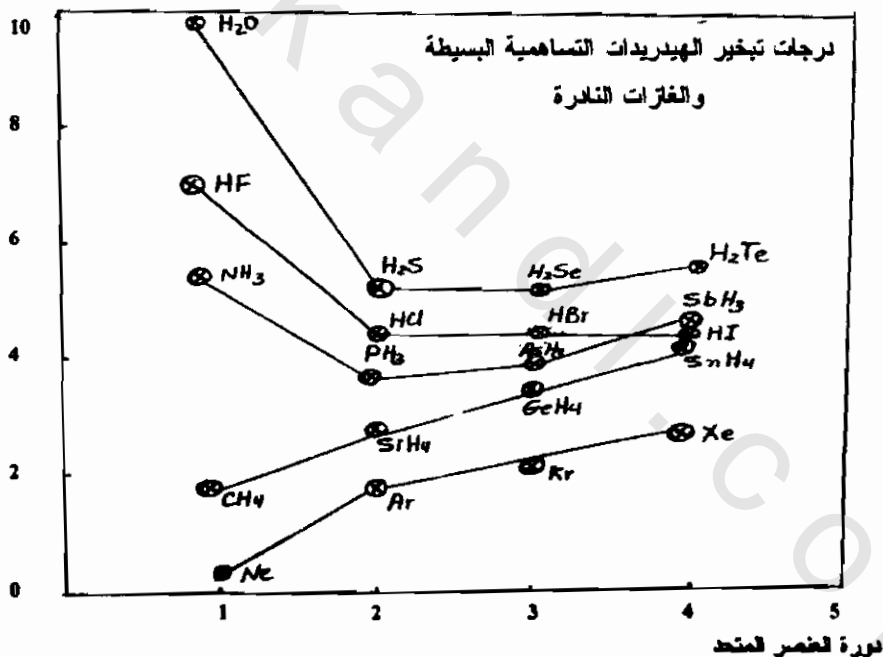
وهناك بعض الاستثناءات المهمة منها أملاح ذات الصيغة $M^+ HA_2$ حيث A يمكن ان تكون أيون الفلوريد أو أيونات أحماض عضوية معينة مثل أيون الخلات والبنزوات . ويعرف هذا النوع الأخير من الترباط الهيدروجيني بأنه متماثل (Symmetric) علي عكس الترباط الهيدروجيني غير المتماثل (Unsymmetric) والأكثر شيوعاً .

مقارنة بين المسافات الملحوظة والمحسوبة من مجموع أنصاف أقطار فان
درفالز لبعض الروابط الهيدروجينية الشائعة

H ... Y		X ... Y		نوع الرابطة
الملحوظة	المحسوبة	الملحوظة	المحسوبة	
1.2	2.6	2.4	2.7	F - H ... F
1.7	2.6	2.7	2.8	O - H ... O
1.7	2.6	2.7	2.8	O - H ... F
1.9	2.7	2.8	2.9	O - H ... N
2.2	3.0	3.1	3.2	O - H ... Cl
2.0	2.6	2.9	2.9	N - H ... O
1.9	2.6	2.8	2.9	N - H ... F
2.4	3.0	3.3	3.3	N - H ... Cl
2.2	2.7	3.1	3.0	N - H ... N
2.4	3.1	3.4	3.4	N - H ... S
2.3	2.6	3.2	3.0	C - H ... O



ينعكس تأثير هذه القوي البينية (الترابط الهيدروجيني) الكبيرة نسبياً والتي تظهر في الجزيئات مثل HF , H_2O , NH_3 علي درجات غليان وانصهار وحرارة تبخير هذه المركبات . ويمكن توضيح ذلك بالمخطط البياني في الشكل التالي والشكل الذي يليه ويتضمن المخططان البيانيان لقيم درجات الغليان والانصهار وحرارة التبخير للغازات النبيلة وهيدريدات المجموعة الرابعة وذلك لاستخدامها مرجعاً نظراً لآثارها سلوكياً منتظماً فيما يخص هذه الصفات . ومن الملاحظ ان درجات غليان وحرارة تبخير ودرجات انصهار المواد التي لها نفس البنية (مثل الغازات النبيلة) تتخفض مع نقصان وزنها الجزيئي . ومن الممكن ملاحظة هذه الميزة أيضاً في الهيدريدات الثقيلة للمجموعة الخامسة والسادسة والسابعة في حين نجد أن صفات الأمونيا NH_3 والماء H_2O وفلوريد الهيدروجين HF تشذ عن هذه القاعدة .

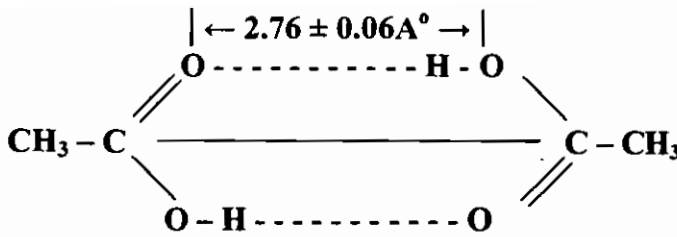


وهكذا تكون درجات الحرارة من غليان وانصهار وتبخير هذه الهيدريدات أعلي مما هو متوقع من أوزانها الجزيئية الخاصة ويتضح من ذلك وجود تغير ملموس في طبيعة القوي البينية (intermolecular forces) في هذه الهيدريدات ومن دراسة

درجات غليان بعض مشتقات هذه العناصر تم التوصل الي ان سبب شذوذ هذه الهيدريدات (HF , H_2O , NH_3) ناجم عن تكون الرابطة الهيدروجينية ، التي تؤدي بدورها الي تجمعات جزيئية **Molecular association** ، ($\text{X} - \text{H}$) حيث X عنصر كهروسالبية عالية يحمل زوجاً منفرداً واحداً أو أكثر من الالكترونات غير المترابطة .

وعند استخدام الهيدروكاربونات مرجعاً نجد أن المشتقات الألكيلية للأمونيا والماء وفلوريد الهيدروجين تظهر درجات غليان أعلى مما تظهره الهيدروكاربونات التي لها نفس الوزن الجزيئي نظراً لاحتوائها علي الروابط F-H , O-H , N-H والتي تظهر علي شكل تجمعات جزيئية . وعند استبدال (أو تعويض) جميع روابط $\text{X} - \text{H}$ في هذه المركبات بمجموعات الكيل نجد أن درجات الغليان تقترب من القيم الاعتيادية . وان قوي التجاذب بين الجزيئات المحتوية علي وحدات F-H , O-N , N-H أكبر من قوي فان درفالز .

وهكذا فان التباين في هذه الصفات يعزي الي التجمع الجزيئي الناجم عن تكون الروابط الهيدروجينية . ومن هذا يمكن القول بان جميع المعلومات العملية فيما يخص الصفات المذكورة أعلاه تدل علي أهمية الروابط الهيدروجينية عندما تكون العناصر Y , X أما ذرة فلور F أو نيتروجين N أو كلور Cl وكما يتضح من الشكلين السابقين لا يظهر الميثان روابط هيدروجينية محسوسة ولكن اذا حدث ان ارتبط الكربون المترابط مع الهيدروجين بمجموعة ذي كهروسالبية عالية كما في مركب الكحول الميثيلي $\text{CH}_3 - \text{OH}$ فعندئذ يكون روابط هيدروجينية بينية . ومن الحالات الأخرى الواضحة جداً والمعروفة والتي تلقي الضوء علي التجمع الجزيئي هو التجمع الثنائي (**Dimerization**) للأحماض الكربوكسيلية ، فمثلاً لحامض الخليك الثنائي التجمع (**Dimmer**) لترتيب الموضع في الشكل التالي :



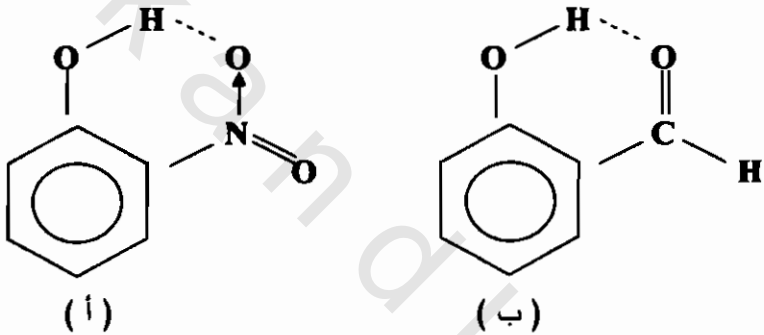
بنية حامض الخليك الثنائي التجمع

ان المشتقات الأكثر تعقيداً للماء والأمونيا تظهر أيضاً صفات ذات علاقة بالروابط الهيدروجينية وعلي سبيل المثال يمكن أن نستدل من دراسة درجات غليان وانصهار أيزومرات الهيدروكسي بنزالدهيد (Hydroxybenzaldehyde) والنيتروفينولات (Nitrophenols) . والجدول التالي يحتوي علي وجود نوعين من الروابط الهيدروجينية ، معتمداً علي مواقع المجموعات الفعالية (التي يعزي لها تكوين الرابطة الهيدروجينية)

جدول درجات انصهار وغليان بعض مشتقات الفينول والبنزالدهيد

المشتق	الأيزومر	درجة الانصهار م	درجة الغليان م
نيتروفينول	أورثو (ortho)	45	214
(nitrophenol)	ميثا (meta)	96	195
	بارا (para)	114	279
هيدروكس بنزالدهيد	أورثو (ortho)	-7	197
(hydroxybenzaldehyde)	ميثا (meta)	106	240
	بارا (para)	116	يتسلي (sublime)
كلوروفينول	أورثو (ortho)	-4.1	176
(Chlorophenol)	ميثا (meta)	29	214
	بارا (para)	41	217

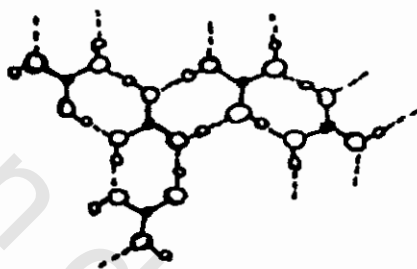
الرابطه الهيدروجينية الفعالة (التي يعزى لها تكوين الرابطه الهيدروجينية) ، الرابطه الهيدروجينية وبين ذرات نفس الجزيئة (الضمنية) ، كما في الشكل التالي والرابطه الهيدروجينية البينية (أي بين الجزيئات) **Intermolecular hydrogen bond** ، فمثلاً يكون للفينولات المعوضة في الوضع أورثو درجات انصهار وغلbian أقل من المشتقين ميتا وبارا المقابلين . ويعزى ذلك الي طبيعة الرابطه الهيدروجينية المتكونة اذ تكونت في حالة الأيزومين الآخرين بينية في حين نجد في حالة الأيزومر أورثو تكون الرابطه الهيدروجينية بين ذرات نفس الجزيئة ويعتمد ذلك علي طبيعة التركيب الهندسي (الفراغي) للجزيئة لأن الترابط المفضل في هذه الحالة هو الترابط الهيدروجيني بين ذرات الحزينة أي ضمنى لكونه يقلل من مجموع القوي البينية ويعطي المركب استقرارية أو ثباتاً أكثر .



ترابط هيدروجيني ضمنى

واضافة لما سبق فهناك أدلة مقنعة أخرى علي وجود الرابطه الهيدروجينية مصدرها دراسة التركيب البلوري للمواد بواسطة الأشعة السينية (X - ray) والحيود النيوتروني (Neutron diffraction) للمواد الصلبة أو دراسة أطيف الأشعة تحت الحمراء (Infra red spectra) أو الرنين النووي المغناطيسي (Nuclear Magnetic Resonance) للمواد الصلبة والسائلة أو للمحاليل .

ومع ان دراسات حيود الأشعة السينية لا توضح مواقع ذرات الهيدروجين الا أنها تلقي الضوء علي طبيعة الروابط الهيدروجينية ، ودراسة المركب H_3BO_3 (حامض البوريك) هي الحالة الوحيدة التي تتضح فيها الروابط الهيدروجينية . وقد تبين من حيود الأشعة السينية بان لهذا المركب بنية وهي الموضحة في الشكل التالي المؤلف من صفائح متوازية ضعيفة الارتباط (loosely bound parallel sheets) وبصورة عامة تقاس المسافات الاجمالية من X الي Y وهكذا يتبين أن الدراسات التركيبية لا توضح موقع الالكترون علي امتداد المحور XY أو حتي فيما اذا كانت المجموعة $X - H \dots Y$ خطية . وبالرغم من ذلك فان قيم المسافات XY تكون ذات معني نظراً لكونها أقصر مما هو متوقع في حالة أزواج الالكترونات المنفردة المتجاورة غير المرتبطة ببعضها برابطة هيدروجينية .



تركيب حامض البوريك موضحاً الروابط الهيدروجينية

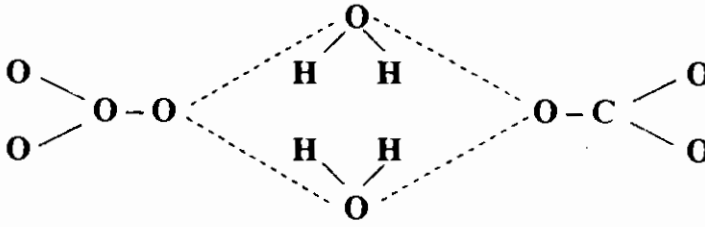
ولم يتوقف البحث عند ذلك بل تعداه الي استخدام طرق الحيود النيوتروني والرنين النووي المغناطيسي في تعيين مواقع ذرات الهيدروجين في المركبات المتوقع احتوائها علي روابط هيدروجينية ، وقد تبين من الدراسات ان المسافات (طول الروابط) $X - H$ و $X - Y$ في الأنظمة المترابطة هيدروجينياً - $X - H \dots Y$ تتباين بدرجة ملحوظة ، وبعض النتائج المعبرة عن هذه الصفة لبعض من المركبات تجدها مبينة في الجدولين التاليين . ومن الجدير بالذكر أن هناك بعض الأدلة للتركيبية علي انحراف الرابطة $H \dots Y \dots X$ فمثلاً يتبين من مواقع ذرات الهيدروجين المتجمعة مع جزيئات الماء في المركب $Na_2CO_3 \cdot NaHCO_3 \cdot 2H_2O$ الموضح في الشكل التالي أن زاوية $H - O - H$ تساوي 107 وهذه تختلف بصورة واضحة .

طول روابط O-H ، O ... O¹ ، في بعض المركبات المترابطة
هيدروجينيا (- O - H ... O¹ -)

O ... O ¹ A°	O - H A°	المركبات
2.55	0.955	H ₂ C ₂ O ₄ .2H ₂ O
2.70	0.98	CaSO ₄ . 2H ₂ O
2.69	0.99	α - HIO ₃
2.77	1.01	Na ₂ CO ₃ . NaHCO ₃ . 2H ₂ O
2.73	1.02	H ₃ BO ₃
2.58	1.54	HCOOH

طول الرابطة (X - H ... Y) في بعض أنظمة الترابط الهيدروجيني

طول الرابطة A°	المركب	الرابطة
2.86	CH ₃ CONH ₂	N - H ... O
3.00	CO(NH ₂) ₂ .2H ₂ O	
3.38	NH ₃	N - H ... N
2.97	NH ₄ N ₃	
2.62	N ₂ H ₆ F ₂	N - H ... F
2.63	NH ₄ F	
2.80	NH ₄ HF ₂	
2.26	KHF ₂	
2.55	H ₃ F ₂	



جزيني الماء في المركب $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ المترابط هيدروجينياً مع وحدتي الكربونات
 الرابطة الهيدروجينية لا تقع على الخط الواصل بين مركزي الأكسجين

وإذا أمعنا النظر في المعلومات التركيبية المتوفرة عن الأنظمة المترابطة
 هيدروجينياً يتبين لنا أن طبيعة رص الوحدات الجزيئية تتأثر بالرابطة الهيدروجينية .

ومن هذا تتضح حقيقة كون مثل هذه التركيبات غير محكمة الرص من وجهة
 نظر الكثافة المتوقعة . بالإضافة الي ذلك ان طول الروابط الهيدروجينية بين نفس
 المجاميع الفعالية تتباين بدرجة أكبر مما هو الحال في المسافات بين الذرات في
 الجزيئات أو البلورات الأيونية وبغض النظر عن هذا التباين يكون متوسط
 المسافة $X \dots Y$ في المركبات المتشابهة كيميائياً أقل من مسافات فان درفالز المقابلة
 ويعد هذا دليلاً علي وجود تجانب قوي كما في الجدول التالي . أي أن الروابط
 الهيدروجينية أقوى من قوي فان درفالز الضعيفة .

مقارنة بين المسافة $X \dots Y$ في أنظمة الترابط الهيدروجيني ومجموع أنصاف
أقطار فان درفالز المقابلة

$A^\circ (X \dots Y)$		$X - H \dots Y$
2.80	2.55 (1)	O - H - O
2.80	2.74 (2)	
2.80	2.73 (3)	
3.05	2.80	O - H ... N
3.05	2.88 (4)	N - H ... O
3.30	3.10	N - H ... N
3.20	3.08	O - H ... Cl
3.00	2.78	N - H ... F
3.45	3.21	N - H ... Cl
2.70	2.44	F - H ... F

ولو اننا قد عدنا فيما سبق عن الروابط الهيدروجينية بكونها قوية نسبياً ، فانها عادة أضعف بكثير من الروابط الكيميائية العادية . ومن هذا المنطلق فقد تم استخدام طرق عديدة لتقدير انثالي التجمع في الأنظمة المترابطة هيدروجينياً . ومن قيم الانثالي لمختلف الأنظمة المبينة في الجدول التالي يتبين (باستثناء KHF_2) ان معظمها دون 10 كيلو سعر / مول وهذه صغيرة جداً بالمقارنة بانثالي الروابط للتساهمية العادية والتي تكون بحدود 48 كيلو سعر / مول .

اتثالي التجمعات الجزيئية في أنظمة الترابط الهيدروجيني

اتثالي التجمع $K cal mol^{-1}$	المركب	الرابطة
5.0 - 4.4	H_2O	$O - H \dots O$
7.3 - 3.2	CH_3OH	
4.0 - 3.7	NH_3	$N - H \dots N$
3.4	CH_3NH_2	
7.0 - 6.7	HF	$F - H \dots F$
27	KHF_2	
3.3	HCN	$N - H \dots N$

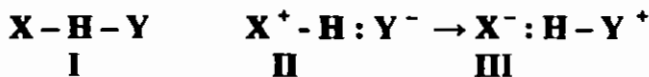
كما تم أيضاً استخدام طيف الأشعة تحت الحمراء علاوة على الطرق السابقة للاستدلال على وجود الرابطة الهيدروجينية حيث يتوقع ان تتغير مواقع حزم الامتصاص **Absorption bands** الخاصة بالتركيب $X - H$ عند معاناتها ترابطاً هيدروجينياً ($\dots X - H \dots Y$) .

وبالفعل لقد تبين من دراسة أطيف الأشعة الحمراء للمركبات المحتوية على مجموعة ($- OH$) انها تظهر حزم امتصاص في موقعين مختلفين ، الأولي واسعة (**Broad**) عند 3300 سم^{-1} والثانية ضيقة (**Sharp**) عند 3600 سم^{-1} في حين وجد ان المركبات التي لا تحتوي على روابط هيدروجينية تظهر فقط حزمة امتصاص واحدة عند 3600 سم^{-1} فمثلاً يظهر المركب أورثو-هيدروكسي بنزالدييد حزمة امتصاصية واحدة فقط قرب 3300 سم^{-1} على عكس أطيف الكحولات النقية التي تعطي كلتا الحزمتين (3300 سم^{-1} و 3600 سم^{-1}) .

ومن هذه المعلومات يتضح أن الحزمة ذات الطاقة المنخفضة (عند 3600 سم⁻¹) هي من مميزات تراكيب الرابطة الهيدروجينية البينية ... H - O في حين أن حزمة الامتصاص عند 3600 سم⁻¹ (الأعلى طاقة) هي مميزة لمجموعة (OH) الحرة ، أو المشتركة في تكوين رابطة هيدروجينية ضمنية .

وبعبارة أخرى يمكن القول أن التردد الامتصاصي (أو الارتخائي) (Stretching frequency) لمجموعة X - H ينخفض عند تكوينها رابطة هيدروجينية مع ذرة Y (الكهروسالبية) ومن هنا جاءت فكرة استخدام طيف الأشعة تحت الحمراء في تشخيص الروابط الهيدروجينية .

بعد كل هذا التفصيل في تفسير الرابطة الهيدروجينية لابد لنا أن ننكر أنه لا يتوفر حتي وقتنا الحالي أي تفسير نظري للرابطة الهيدروجينية بصورة مقنعة كلياً . لقد تم اقتراح النموذج الإلكتروني IV ، $X^{\delta-} - H^{\delta+} \dots Y^{\delta-}$ من قبل بولنك انطلاقاً من قابلية الهيدروجين علي اظهار مدار واحد فقط بطاقة منخفضة وعندئذ لا يمكنه أن يكون أكثر من رابطة تساهمية واحدة (نظراً لأن تكوين رابطتين تساهميتين من قبل الهيدروجين يتطلب استخدام مدار 2s أو 2p وهذا مستحيل من حيث الطاقة في حالة الهيدروجين) وهكذا فإن التركيب (I) $X - H - Y$ لا يمكن أن يسهم بدرجة مهمة في الدالة الموجبة الجزئية والذي يمكن عده أساساً في مساهمة التركيبين (II) ، (III) وعلي هذا ووفقاً للمفهوم الحديث للنموذج $X^{\delta-} - H^{\delta+} \dots Y^{\delta-}$



الكهروستاتيكي بعد توزيع شحنة الالكترونات غير المترابطة مهماً جداً ويأخذ السهجن الأوربيتالي (مثلاً SP^3 في الماء أو في الأمونيا أو في فلوريد الهيدروجين وفي المركبات الكربونيلية) الذي يفسر لتوزيع الفراغي لالكترونات المجموعة

المستقبل (Acceptor) في الرابطة الهيدروجينية نحصل علي تقدير جيد ومقبول لطاقة النظام . وكذلك يمكن التنبؤ بالاتجاهات النسبية للروابط الأخرى في النظام بالنسبة للرابطة الهيدروجينية ولقد ظهرت في الأونة الأخيرة العديد من المحاولات التي تستخدم نظم المدار الجزيئي في تفسير الرابطة الهيدروجينية .

مركبات الهيدروجين :-

يتحد الهيدروجين مع مختلف العناصر ليكون مركبات ثنائية العنصر تختلف فيما بينها بدرجة واسعة من حيث الخواص معتمدة علي طريقة الاتحاد ، وتسمى هذه المركبات بالهيدريدات ، **Hydnides** فالعناصر ذات الكهروسالبية المنخفضة جداً (حوالي واحد أو أقل) تكون مركبات يظهر فيها الهيدروجين بصورة أيونية H^+ . تكون صفاتها شبيهة بصفات المواد الأيونية ويطلق عليها أحياناً بالمركبات الشبيهة بالأملاح **Salt-like compounds** أو الهيدريدات الملحية **Saline hydrides** في حين تكون العناصر التي تكون سالبيتها الكهربائية حوالي 2.0 أو أكثر مع الهيدروجين مركبات تحتوي علي روابط تساهمية وتكون عادة متطايرة وغالباً تسمى بالهيدريدات التساهمية .

أما العناصر التي تقع قيم سالبيتها الكهربائية بين القيم المذكورة أعلاه (أي بين واحد وأثنين) فإنها تكون مع الهيدروجين مركبات تسمى بالهيدريدات الشبيهة بالفلزات وفي هذا النوع من الهيدريدات تكون ذرات الهيدروجين متناثرة خلال الهيكل الشبكي للمعدن المحكم الرص . وهكذا نجد أن الهيدروجين يكون ثلاثة أنواع من الهيدريدات مع عناصر الجدول الدوري معتمداً علي الفرق في السالبية الكهربائية بين الهيدروجين وهذه العناصر .

وقبل تناول هذه الهيدريدات بشيء من التفصيل لابد من الإشارة الي أنه من المستحسن مناقشة كيمياء هذه الهيدريدات في ثلاث مجموعات تعكس كل منها الطريقة التي يدخل فيها الكترولون للهيدروجين في الترابط وهذه هي :

1- اكتساب الكترول واحد لتكوين مركب أيوني يحتوي على أيون الهيدريد " H^- " .

2- مشاركة الكترول واحد لتكوين الهيدريدات للتساهمية .

3- تكوين روابط معدنية مع لاموقعية الالكترولون خلال ما يسمى بالهيدريدات الخلالية .

لما كانت الألفة الالكترونية للهيدروجين منخفضة بالمقارنة بألفة الهالوجينات نجد أن عملية توزيع الهيدريدات الأيونية في الجدول الدوري تكون مفيدة أكثر من توزيع أيونات الهاليدات . تتكون الهيدريدات الأيونية فقط من اتحادها مع مجموعتي العناصر القلوية والقلوية الترابية (أو الأرضية) ومن المحتمل أيضاً مع مجموعة اللنثيدات .

ان معظم عناصر المجموعة الرئيسية تكون الهيدريدات التساهمية في حين تكون العناصر الانتقالية كلاً من الهيدريدات التساهمية والخلالية - والشكل التالي يوضح التوزيع التقريبي لأنواع الهيدريدات المختلفة في الجدول الدوري ، ووجود الحدود الفاصلة في الشكل بين أنواع الهيدريدات المختلفة لا يعني عدم وجود أنواع أخرى من الهيدريدات الوسطية الخواص بالاضافة الي وجود بعض الشك في تكون هيدريدات عدد من العناصر وخاصة مع العناصر الثقيلة .

Li	Be											B	C	N	O	F
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Ni?	Cu	Zn	Cd	Cu	Ge	As	Se	Br		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Pd					(In)	Sn	Sb	Te	I		
Cs	Ba	La	Hf	Ta						(Hg)	Tl	Pb	Bi	Po (At)		
(Fr) (Ra)	Ac ⁺															

Z_1, Z_2, \dots y_n x_n ? ? Z_1, Z_2, \dots —1 —2 3

أنواع الهيدريدات في الجدول الدوري

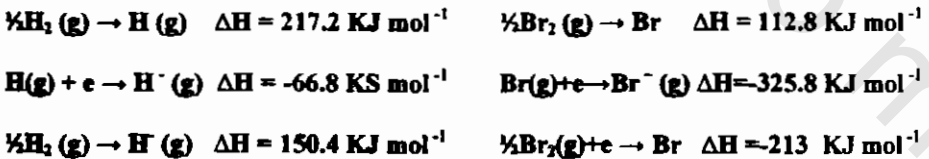
تتغير أنواع الهيدريدات عند الانتقال في الجدول الدوري من هيدريدات أيونية في يسار الجدول الي جزيئات تساهمية متطايرة في النهاية الأخرى منه . وفي وسط الدورة القصيرة يوجد انتقال مميز بين هذين النوعين من الهيدريدات اذ تتكون هيدريدات صلبة مثل هيدريدات المغنسيوم والأمينوم ذات بنية بوليمرية ولها روابط ذات صفة وسطية بين الأيونية والتساهمية . وخلال العناصر الانتقالية في الدورة الطويلة يتغير نوع الهيدريدات من خلاية الي نوع مشكوك في وجوده عند يمين القطاع الانتقالي وقبل المجيء الي الهيدريدات التساهمية لعناصر p . وفيما يلي سنتطرق الي هذه الأنواع الثلاثة من الهيدريدات بشيء من التفصيل .

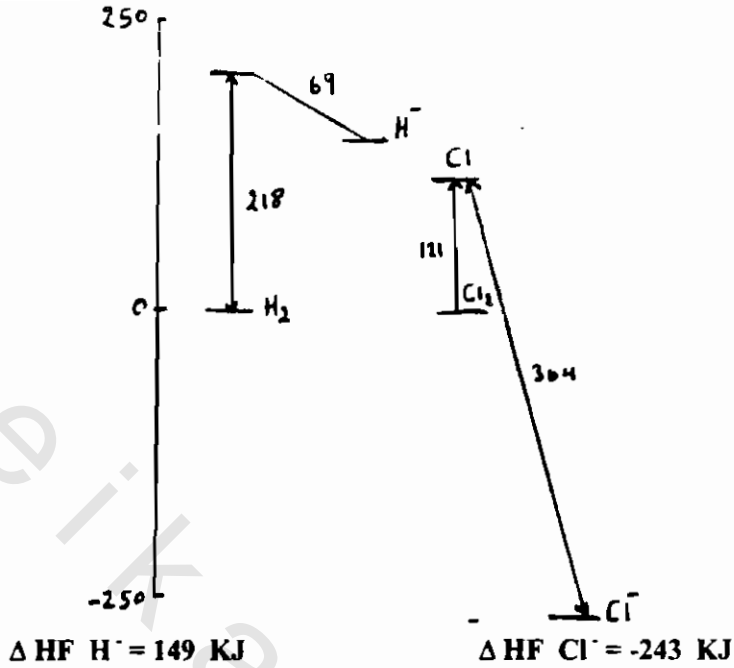
أولاً : الهيدريدات الأيونية أو الهيدريدات الملحية :-

عندما تكتسب نرة الهيدروجين كتروناً واحداً يصبح الترتيب الالكتروني لها مماثلاً لترتيب نرة الهيليوم $1s^2$ ويتكون أيون الهيدريد H^- الشبيه بأيون الهاليد X^- . ومع ذلك فان عملية تكوين أيون الهيدريد لسيت بذلك السهولة أو الايجابية التي يتكون بها أيون الهاليد ويعزي ذلك الي :

أ- كون الألفة الالكترونية للهيدروجين منخفضة جداً .

ب- كون حرارة تكوين الرابطة في جزيئة الهيدروجين عالية . ويمكن ملاحظة ذلك من طاقات تفاعلات التكوين الآتية ومن الشكل :



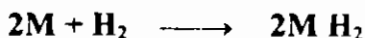


طاقات تكوين أيونات الهيدريد والكلوريد

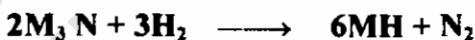
ونتيجة لذلك نجد أن تكون الهيدريدات الأيونية تقتصر فقط على العناصر الفعالة جداً ذات جهد التأين المنخفض ، مثل عناصر المجموعتين القلوية والقلوية الترابية (المجموعة الأولى والثانية في الجدول الدوري) . ويستثنى من ذلك هيدريدي البريليوم والمغنسيوم إذ يكون الأول في الأساس تساهمياً أما هيدريد المغنسيوم فصافته وسط من الهيدريدات التساهمية والأيونية وربما يعزى ذلك إلى نسبة كثافة شحنة الأيون الموجب إلى نصف قطره التي تكون عالية جداً بالمقارنة ببقية عناصر المجموعة .

جميع الهيدريدات المتكونة مع العناصر لقلوية (MH) والقلوية الترابية ($M^I H_2$) مراد صلبة عديمة اللون تتصهر وتنتفك فوق 600 م° ويمكن

تحضيرها من التفاعل المباشر بين الهيدروجين والفلز المسخن الي درجة حرارة عالية كما يلي :



حيث M , M' تمثل العناصر القلوية والقلوية الترابية علي التوالي ويمكن تحضير كل من هيدريد الليثيوم LiH وهيدريد الصوديوم NaH بتسخين النتريد المقابل في تيار من الهيدروجين كما يلي :



ومع أن جميع هذه الهيدريدات تعد فعالة الا ان فعاليتها تزداد بازدياد الوزن الذري لعناصر المجموعة الواحدة وتقل هذه الفعالية خلال الدورة الواحدة عند الانتقال من اليسار الي اليمين وفعلاً نجد أن هيدريدات العناصر القلوية أكثر فعالية من هيدريدات العناصر القلوية الترابية المقابلة .

ولهيدريدات العناصر القلوية بنية مماثلة لنية كلوريد الصوديوم التي يزداد فيها طول $M - H$ بازدياد حجم الفلز القلوي بصورة منتظمة كما هو متوقع . وفي محاولة لاجاد نصف قطر أيون الهيدريد H^- من معرفة المسافات $M - H$ في بلورات هيدريدات الفلزات القلوية ظهرت نتائج متناقضة كما هي مبينة في الجدول التالي . ويتضح من هذا الجدول حقيقة كون أنصاف أقطار (H^-) المحسوبة في حالة الهيدريدات RbH و KH و C_6HI ثابتة في حدود $1.53 \pm 0.01 \text{ \AA}$ ولكنها متباينة في حالة هيدريدي الليثيوم والصوديوم (LiH , NaH) .

ويوحى هذا التباين الواضح في أنصاف الأقطار الأيونية المحسوبة علي أساس المعلومات المتوفرة من هيدريدي الليثيوم والصوديوم بوجود ترابط تساهمي ابتدائي في هذه الاظمة . ولما كانت كثافة الشحنة علي أيونات الفلزات القلوية تعتمد علي أنصاف

أقطار هذه الأيونات وتبعاً لذلك فإن أيون الليثيوم (Li^+) الأصغر حجماً يجب أن يظهر قابلية استقطابية أعلى من أيونات مجموعته .

المسافات البلورية في هيدريدات الفلزات الترابية وأصناف أقطار H

H ⁻	A°	M - H	A°	المركب
1.36		2.04		LiH
1.46		2.44		NaH
1.52		2.85		KH
1.54		2.02		RbH
1.52		3.19		CsH

وفي هيدريدات الفلزات القلوية للترابية يشغل الفلز تركيب الشكل الثماني السطوح المحكم الرص ويكون محاطاً بتسعة أيونات هيدريدية وعلي بعدين مختلفين ، إذ تكون المسافة بين سبعة أيونات (H^-) وأيون الفلز متكافئة ولكنها أقصر من المسافة بين أيوني الهيدريد المتبقية وأيون الفلز . فمثلاً تكون المسافة بين كل من أيونات الهيدروجين والسبعة وأيون الكالسيوم الموجب 2.32 أنجستروم في حين تكون المسافة بين كل من أيوني H^- المتبقيتين وأيون Ca^+ بيكومتر . وفي جميع الهيدريدات الأيونية تكون المسافة M - M أو $\text{M}^1 \text{M}^1$ أقصر مما هي في حالة الفلزات نفسها وهكذا تكون الهيدريدات أكثر كثافة من الفلزات .

ويمكن الاستدلال على الطبيعة الأيونية لهيدريدات الفلزات القلوية والقلوية

الترابية من الحقائق الآتية :

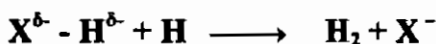
أولاً : إن الهيدريدات موصلة للكهرائية عند درجة انصهارها أو أقل منها فمثلاً لهيدريد الليثيوم توصيل أيوني ومنصهرة عند التحليل الكهربائي يحرر الهيدروجين عند القطب الموجب . وتشارك بقية الهيدريدات في نفس الصفة ولكن بسبب تفككها

عند الانصهار فمن المستحسن ان تذاب في منصهر كلوريدات الفلزات القلوية للحيلولة دون تفككها ، ومن ثم تحلل كهربائياً لتحرر الهيدروجين عند القطب الموجب .

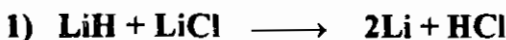
ثانياً : مكنت دراسة هيدريد الليثيوم بواسطة الأشعة السينية والحيود النيوتروني من رسم مخطط للكثافة الألكترونية والتي منها يتبين بان حوالي (0.8 - 1) من الالكترتون ينتقل من كل ذرة ليثيوم الي الهيدروجين (ليعطي $\text{Li}^+ \text{H}$) وهكذا فإن هيدريد الليثيوم يكون أيوناً تقريباً . ويمكن الاستنتاج من فكرة كون التأثير الاستقطابي علي أشده في هيدريد الليثيوم بأن بقية الهيدريدات القلوية هي أيونية أيضاً وتكونت بانتقال الكترتون من كل ذرة فلز .

ثالثاً : يستدل من التركيب البلوري للهيدريدات عدم وجود تروابط اتجاهي (أي أن التركيب ليس علي شكل سلاسل أو جزيئاتها منفصلة) وكون معدل أنصاف الأقطار يتناسب والتركييب الأيوني لها .

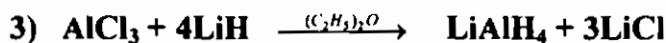
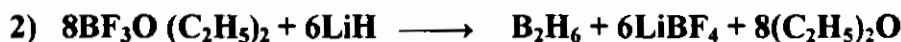
تتفاعل الهيدريدات الأيونية بصورة مباشرة وبشدة مع الماء أو مع أية مادة أخرى تحتوي علي بروتون - حتي لو كان - ضعيف الحامضية (باعتبارها قواعد لويس قوية) . ويمكن التعبير عن التفاعل مع البروتون الحامضي بالمعادلة الآتية :



ولما كان للهيدروجين ميل شديد للاتحاد باللافلزات مثل الأوكسجين والكلور لذلك فان الهيدريدات الأيونية ، ومن هذا المنطلق ، تصنف عوامل مختزلة جيدة منتجة الفلز الحر أو مركبات تحتوي الهيدروجين والمركبات الهيدروجينية في التفاعلات الآتية :



كما تسلك هذا السلوك عند تفاعلها مع المركبات المحتوية علي الهيدروجين مثل :



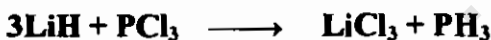
ومن أمثلة التفاعلات الأخرى للهيدريدات الأيونية نوبانها في الماء أو الكحولات محررة الهيدروجين كما يلي :



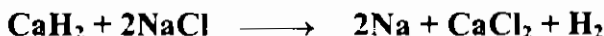
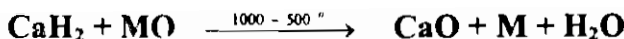
كما يتحرر الهيدروجين عند امرار غاز الأمونيا أو غاز الاستيلين علي الهيدريدات المسخنة كما يلي :-



وتتفاعل الهيدريدات أيضاً مع الهاليد التساهمية مثل ثالث كلوريد الفسفور كما يلي :

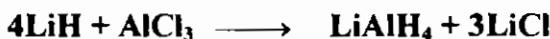


نستخدم الهيدريدات الشبيهة بالأملاح في المعمل بكثرة في تجفيف المنبيبات وكذلك تكون عوامل مختزلة ولو أنها استبدلت أخيراً بالهيدريدات المعقدة . أما في مجال الصناعة فنجد ان هيدريد الصوديوم وهيدريد الكالسيوم يستعملان بكثرة نظراً لرخصتهما وسهولة تدولهما بصفة عوامل مساعدة في تفاعلات التكاثف لتحضير المركبات العضوية وكذلك عوامل مختزلة كما يلي :



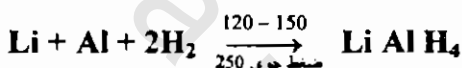
ومن التفاعلات المهمة لهيدريدات الفلزات القلوية تفاعلات تحضير أيونات

الهيدريدات السالبة المعقدة فمثلاً يحضر رباعي هيدرو ألومينات الليثيوم Li Al H_4 من تفاعل هيدريد الليثيوم مع كلوريد الألومنيوم في الأيث كما يلي :



وقد دلت الأبحاث الجديدة على إمكانية تحضير معقد هيدريد الألومنيوم من

التفاعل المباشر للعناصر تحت ضغط عال واستعمال الأثير كمذيب . وتعد هذه الطريقة اقتصادية جداً بالمقارنة مع التفاعل الأول نظراً لأنها تستنفذ جميع الليثيوم الغالي الثمن في الناتج :



ويمكن استخدام نفس الطريقة في تحضير رباعي هيدروألومينات الصوديوم أو

البوتاسيوم . ويعتبر المعقد Li Al H_4 عامل مختزل جيد وخاصة ان له قابلية نوبان مناسبة ونجده يستخدم في تحضير الهيدريدات التساهمية وكذلك في اختزال الأكسيدات والكيونات الي كحولات والنتريلات الي الأمينات المقابلة .

ثانياً : الهيدريدات المشابهة بالفلزات :-

تتفاعل مجموعة الفلزات الانتقالية مع الهيدروجين تحت ظروف مختلفة لتكون مركبات يطلق عليها هيدريدات خلالية ، ويأتي مفهوم المركبات الخلالية من ترتيب ذرات الفلز الذي لا يختلف جوهرياً مما كان عليه في الحالة الفلزية النقية مسوي ان ذرات الهيدروجين تحتل المواقع الخلالية في ذرية الفلز . وعلى عكس الهيدريدات الأيونية العديمة اللون والتي تشغل حجماً أقل من الفلز الذي تكونت منه فان الهيدريدات

الشبيهة بالفلزات تشعل حجماً أكبر من الفلز المكون لها وتكون قنزية في المظهر ولها بنيات متغيرة .

ويمكن تحضير الهيدريدات الفلزية من تفاعل الفلز مباشرة مع الهيدروجين عند درجة حرارية عالية وضغط مرتفع في أغلب الأحيان . وهكذا ينفذ الهيدروجين خلال البلاتين والبلاديوم والحديد في درجات الحرارة العالية واما التانتالوم فانه يمتص الهيدروجين مكوناً مركباً هشاً . ويمكن ان يمتص الهيدروجين تحت ظروف أكثر اعتدالاً فمثلاً يمتص القطب الفلزي الموجب ، المستخدم في التحليل الكهربائي للمحاليل المائية واللامائية الهيدروجين بكميات كبيرة وفي بعض الأحيان تمتص الفلزات .

وبالرغم من وجود العديد من الهيدريدات الفلزية ذات التركيب النسبي (Stoichiometry) والتي توحي بوجود مركبات حقيقية كما في الجدول التالي ، فان هناك أدلة مقنعة علي عدم كون هذه المواد مركبات حقيقية بكل ما تعنيه الكلمة . وهكذا يتبين من دراسة مخطط طور الهيدروجين الزركونيوم وجود الفازركونيوم ببنيات متعددة منها بنية الشكل السداسي المحكم الرص ، الذي بإمكانه ان يذيب عدة نسب مئوية من الهيدروجين وكذلك بيتا - زركونيوم ذو بنية المكعب مركزي الحجم الذي يكون مستقراً عند درجات الحرارة العالية ، وبإمكانه أيضاً اذابة حوالي 50 ذرة % هيدروجين . يظهر المركب ZrH_2 علي هيئة بنيتين هي المكعب مركزي الوجه ورباعي الأوجه . وبالرغم من كون المركبين LaH_2 , LaH_3 معروفين وسبق تحضيرهما . فهناك أيضاً مركبات لاثمبية للفلز نفسه (La) ذات تركيب متغير يتراوح بين $LaH_{1.8}$, $LaH_{3.0}$.

مقارنة بين بنيات بعض الفلزات وهيدريداتها

تركيب نرات الفلز في		الهيدريد
لفلز النقي	الهيدريد	
مكعب مركزي الوجه ، الرص المحكم السداسي	الفلوريدات	TiH ₂
مكعب مركزي الوجه ، الرص المحكم السداسي	زنك بلند	ZrH ₂ TiH
الرص المحكم المكعب	زنك بلند	Pd ₂ H
مكعب مركزي الوجه ، الرص المحكم السداسي	زنك بلند	Zr ₄ H
الرص المحكم المكعب	الفلوترايت	CuH
الرص المحكم السداسي	الفلورايت	LaH ₂ , PrH ₂ , NdH ₂
الرص المحكم المكعب ، الرص المحكم السداسي	الفلورايت	CeH ₂
الرص المحكم المكعب	الفلورايت المنحرف	ThH ₂
مكعب مركزي الوجه	الفلوترايت	CrH
مكعب مركزي الوجه	الفلورايت	CrH ₂

(1) تكون جميع الفراغات الرباعية السطوح في الرص المحكم المكعب لنرات الفلز مملوءة .

(2) تكون نصف الفراغات الرباعية السطوح في الرص المحكم المكعب مملوءة .

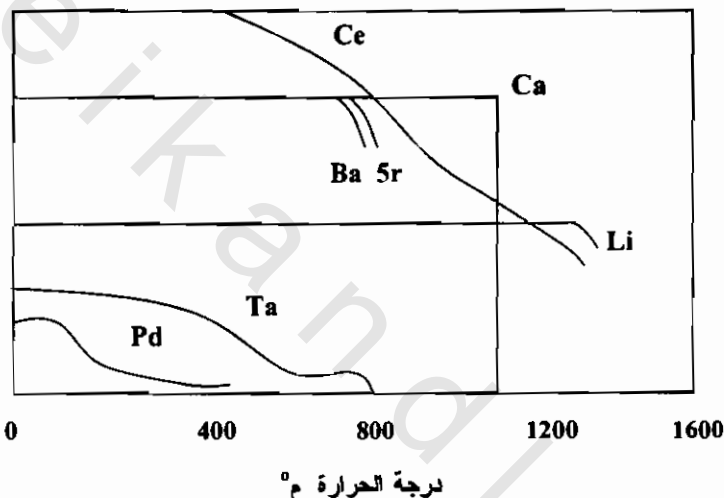
(3) تكون ربع الفراغات الرباعية السطوح في الرص المحكم المكعب مملوءة .

(4) تكون ثمن الفراغات الرباعية السطوح في الرص المحكم المكعب مملوءة .

ويمكن توضيح الفرق الجوهري بين الهيدريدات الأيونية والهيدريدات الفلزية بواسطة الطريقة الموضحة في الشكل التالي التي تمتص بها الفلزات المتناظرة الهيدروجين .

حيث نجد الفلزات المكونة للهيدريدات الأيونية لا تمتص الهيدروجين أثناء التسخين قبل ان تصل الي درجة حرارة التفاعل التي عند بلوغها تمتص الكمية النسبية الضرورية من الهيدروجين لتكوين الهيدريد الأيوني المعين بينما نجد أن بعض الفلزات التي تكون الهيدريدات الفلزية تمتص الهيدروجين بكميات ثلاثم المركب النسبي المتوقع في حين ان البعض الآخر ترتفع فيها نسبة الهيدروجين الممتص بارتفاع درجة الحرارة .

ذرات H في فلزات الفلز



امتصاص الهيدروجين من قبل فلزات مختلفة

ووجد ان طبيعة ترابط ذرات الهيدروجين في الهيدريدات الفلزية غير واضحة وغير مفهومة جيداً . وتوحي حقيقة كون هذه المواد عوامل مختزلة لوجود أيون الهيدريد H^- أو لوجود الهيدروجين الذري . ان انتشار الهيدروجين السريع في الفلزات مثل البلاتينوم قد يعزز فكرة وجود الهيدروجين الذري بصورة غير مترابطة ومن المحتمل ان تتغير بعض صفات هذه الأنظمة بتغير نسب مكوناتها فمثلاً في حالة

النظام $Pb-H_2$ يكون للتركيب ذي الصيغة $PdH_{0.5}$ كحد أعلى صفات المواصلات في حين يصبح التركيب عند زيادة تركيز الهيدروجين شبه موصل .

وليس ذلك فقط بل نجد أيضاً أن الصفات البارامغناطيسية تصبح دون ما هي عليه في الحالة الفلزية النقية وبالإضافة الي ذلك فانها تتأقصر أكثر بزيادة تركيز الهيدروجين الي ان تضمحل تقريباً عندما يتكون المركب ذو الصيغة $PdH_{0.6}$. ومن هذا يستدل علي عدم وجود وصف شامل وموحد للهيدريدات الفلزية حتى وقتنا الحالي .

وهناك آراء ونقاشات كثيرة في تفسير الترابط في الهيدريدات الفلزية هذه (وفي مركبات الهاليدات المنخفضة التكافؤ للفلزات الانتقالية لبتني تظهر صفات فلزية أيضاً) .

وبالرغم من ذلك فلا توجد حتي الآن فكرة واحدة شاملة ومقبولة . ففي احدي النظريات التي اخذت بكثير من الحقائق تعد الهيدريدات الفلزية فلزات معدلة ، وهكذا يعد الفلز المحتوي علي صفر من الكترولونات التكافؤ مكوناً لأيون موجب M^n و n من الالكترولونات (لكل أيون فلزي) في أوربيتالات لا موقعية تماماً . وبالتالي سيحتوي الهيدريد الفلزي MH علي M^{n+} و XH و $(n - X)$ من الالكترولونات اللاموقعية . وهكذا تتحدد بنية الهيدريد بالعدد النسبي لأيونات الفلز الموجبة وحجومها وكذلك أيونات الهيدروجين السالبة في حين تعطي الالكترولونات الفلز المتبقية $(n - X)$ الهيدريد صفاته الفلزية .

تتفكك الهيدريدات الفلزية عند رفع درجة حرارتها معطية للهيدروجين ويستفاد من الهدرجة العكسية هذه في الحصول علي هيدروجين نقي جداً . فعند تحضير الهيدريد يتحد الفلز مع الهيدروجين والشوائب الموجودة معه وعند تسخينه الي درجات

حرارية أعلى يتحرر منه الهيدروجين النقي جداً . والفائدة الثابتة من الهدرجة العكسية هي الحصول علي الفلز بهيئة مسحوق ناعم وعلي درجة عالية من الفعالية .

وكما ذكرنا تكون هيدريدات الفلزات الانتقالية هشة ويمكن تحويلها الي مسحوق ناعم بعملية أسهل بكثير من الفلزات نفسها . وهكذا يسخن مسحوق الهيدريد لإزالة الهيدروجين منه تاركاً الفلز بصورة ملائمة وحر من الأكسدة السطحية للاشتراك في تفاعلات معينة أخرى . وبالإضافة الي ذلك فإن الهيدريدات الفلزية تعد في حد ذاتها مواد أولية ملائمة لتحضير المركبات الأخرى للفلزات المقابلة .

وللعديد من الهيدريدات الفلزية استخدامات صناعية وخاصة في مجال تعدين المساحيق (Powder metallurgy) اذ ان الهيدروجين المتحرر خلال التصنيع يكون جواً واثقاً ولها استعمال آخر في تلميط وتحسين المواد في المفاعل النووي فالهيدريد الفلزي مثل هيدريد الزركونيوم يعطي كثافة أعلى من الهيدروجين مما يمكن ان يوفره الماء ولذلك بالامكان استخدامه في درجات حرارية أعلى .

ثالثاً : الهيدريدات التساهمية :-

بإمكان ذرة الهيدروجين ان تكتسب تركيب الغاز النادر بمشاركتها بزوج من الالكترونات في رابطة تساهمية . جميع الهيدريدات الثنائية العنصر والتي لم نتطرق اليها حتي الآن تقع ضمن هذه المجموعة وهيدريدات معينة منها تكون وسطية في صفاتها . وهكذا يكون هيدريد المغنسيوم MgH_2 وسطياً في خواصه بين الهيدريدات الأيونية والتساهمية في حين تكون CdH_2 , ZnH_2 , CuH وسطياً في خواصه بين الهيدريدات الفلزية والتساهمية .

كما تكون العناصر في المجموعات الرابعة ، الخامسة ، السادسة والسابعة بالإضافة الي البورون من المجموعة الثالثة ، مع الهيدروجين هيدريدات تساهمية

متطابرة ذات الصيغة العامة MH_n (حيث n تمثل تسلسل المجموعة في الجدول الدوري التي ينتمي إليها العنصر M) . وهذه مبينة في الجدول التالي ففي كل مركب من المركبات السابقة تكون الذرة الوسطية M قد اكتسبت ترتيب العنصر النادر نتيجة تكوين رابطة تساهمية مع عدد مناسب من ذرات الهيدروجين . وتتل صيغة أبسط هيدريد للبورون والألمونيوم $(AlH_3)_n$ و (B_2H_6) علي تكون روابط تختلف في طبيعتها عن الروابط في بقية الهيدريدات التساهمية (وتسمى بالروابط الجسرية) .

بعض الهيدريدات التساهمية الشائعة

المجموعة السادسة	المجموعة الخامسة	المجموعة الرابعة
H_2O , H_2O_2	NH_3 , N_2H_4	$CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 \dots$
$H_2S , H_2S_2 , H_2S_3 , H_2S_2$	PH_3 , P_2H_4	$SiH_4 , Si_2H_6 , Si_3H_8 \dots$
	AsH_3	$GeH_4 , GeH_6 , Ge_3H_8 \dots$
	SbH_3	$Sn H_4$
	BiH_3	$Pb H_4$

ومع ان عناصر المجموعات التي تلي المجموعة الثانية بإمكانها تكوين هيدريدات ذات صيغ تكافؤية واعداد تناسقية أعلى مما هو متوقع في نظرية لويس البسيطة ، الا ان الهيدروجين يعيق ذلك بسبب عدم ملائمة ساليته الكهربائية . وهكذا ، وعلي سبيل المثال ، تكون صيغة هيدريدات جميع عناصر المجموعة الخامسة هي MH_3 بالرغم من قابلية بعض هذه العناصر علي تكوين أكثر من ثلاث روابط مع ذرات أخرى (مثل $SbF_5 , AsCl_5 , PF_5$) .

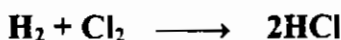
تقسم الهيدريدات التساهمية الي صنفين متميزين ، يشمل الصنف الأول علي مركبات مجموعة الكربون ، النيتروجين ، الأوكسجين ، الفلور والتي يرتبط فيها العنصر بالهيدروجين بواسطة رابطة مزدوج الكتروني اعتيادية ، أما الصنف الثاني

فيشمل علي مركبات أبسطها هيدريد البورون B_2H_6 الذي ليس له الكترولونات تكافؤية كافية لتكوين روابط المزدوج الالكتروني مع جميع ذرات الهيدروجين ويطرق عليها بالمركبات الناقصة الكتروليد (**Electron - deficient compounds**) ويتضمن هذا الصنف أيضاً هيدريدات الألمونيوم والجاليوم وهيدريد الليثيوم الذي لا يظهر أيه صفات أيونية . ويعتقد بان الهيدريدات MgH_2 , ZnH_2 وربما CdH_2 CuH تقع ضمن هذا الصنف من الهيدريدات أيضاً استنادا الي كون بعض من صفاتها متشابهة لصفات المركبات الناقصة الكتروليداً .

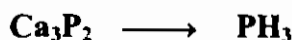
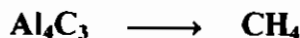
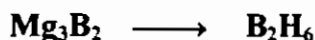
تتكون الروابط التساهمية روابط المزدوج الالكتروني أيضاً بين الهيدروجين والفلزات الانتقالية في المركبات التي يكون فيها الفلز الانتقالي مرتبطاً بلجنيدات لها القابلية علي تكوين رابطة باي (π - bonds) مثل CO , R_3P (الفوسفينات) و R_3As (الزرنيخات) و S^2 (الكبريتيدات) و NO (أوكسيد النترريك) . ومن الأمثلة علي ذلك المركب $(R_3P)_2PtH_2$ حيث R تمثل مجموعة أروماتية أو أليفاتية ، والمركب $(CO)_5 MnH$. وتكون الرابطة التساهمية بين الفلز والهيدروجين بدرجة من الاستقرارية بحيث يمكن فصل هذه المركبات .

وهناك ثلاث طرق لتحضير الهيدريدات التساهمية بالاضافية الي وجود طرق أخرى تستخدم في حالات خاصه ومن ضمنها كثرة استعمال طريقة الاتحاد المباشر في حالة الفلزات الأقل فعالية تحت ضغط منخفض ووجود عامل حفاز . وفيما يأتي نذكر الطرق العامة في التحضير :

1- طريقة الاتحاد المباشر البسيطة وخاصة في حالة الفلزات العالية الفعالية
كما يلي :

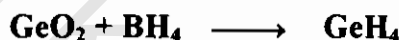


2- طريقة التحلل المائي في وسط حامضي للمركبات ثنائية العنصر التي تحتوي على فلز فعال كم يلي :

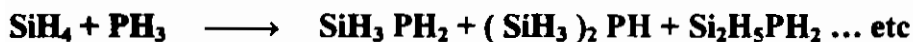


وتحدث جميعها بفعل حامض الهيدروكلوريك المخفف .

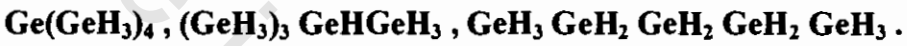
3- اختزال الهاليد أو الأوكسيد بواسطة هيدريد أيوني أو هيدريد معقد كما يلي :



يمكن اجراء جميع هذه التفاعلات في محلول ايثري . وهناك طريقة رابعة كثيرة الاستعمال في التحضير تتضمن التحول الذاتي للهيدريدات عن طريق تعادل الشحنات وهذه الطريقة مهمة وبصورة خاصة في تحضير هيدريدات طويلة السلسلة من الهيدريدات البسيطة كما يلي :



ان الهيدريدات العالية والمحتوية علي سلسلة من ذرات الفلز المركزية معروفة لعدد من عناصر القطاع P ، ولكن في أغلب الأحيان يكون طول السلسلة قصيراً والمركبات ليست مستقرة الي حد ما . ويستثنى من ذلك السيلكون والجرمانيوم اذ تم تشخيص هيدريدات ذات الصيغة M_nH_{2n+2} (حيث n تساوي من 11 - 10) . ولقد تم الحصول علي سلاسل مستقيمة ومتفرعة وكذلك علي سلاسل تحتوي علي مزيج من ذرات السيلكون والجرمانيوم فمثلاً يمكن ايجاد خماسي الجرمان (Pentagermane) في جميع الحالات الأيزوميرية الثلاث الآتية كما يلي :

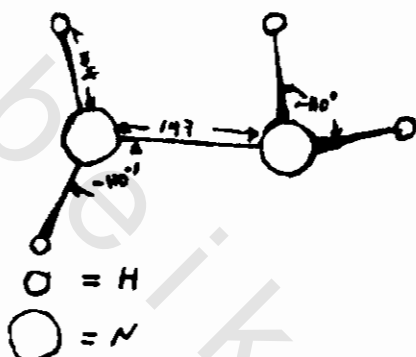


ويظهر المركب Si_2GeH_8 بصورتين هما $SiH_3 GeH_2 SiH_3$ و $SiH_3 SiH_2 GeH_3$ وتكون الهيدريدات المختلطة المحتوية علي السيلكون أو الجرمانيوم أو ذرات أخرى معينة مستقرة ومن الأمثلة علي ذلك ، هيدريدات السيلكون - الفوسفور $SiH_3 PH_2$ والأيزومرات $SiH_3 SiH_2 PH$, $(SiH_3)_3 P$, $(SiH_3)_2PH$.

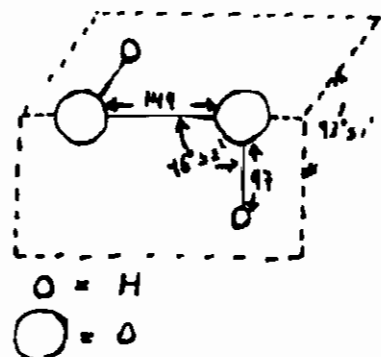
ويقل الاستقرار الحراري للهيدريدات في كل مجموعة بازياد الوزن الذري وتصبح هيدريدات العناصر الأكثر فلزية في المجموعة قليلة الاستقرار جداً . في حين يكون تغير الاستقرارية خلال الدورة غير منتظم لاذ أن هيدريدات مجموعة الكربون والهالوجينات أكثر الهيدريدات استقراراً .

أن بنيات الهيدريدات هي نفسها المتوقعة من فكرة عدد الأزواج المفردة للإلكترونات التي يحملها الفلز المركزي . تكون جميع هيدريدات مجموعة الكربون جزيئات رباعية الأوجه MH_4 وكذلك بالنسبة لهيدريدات النيتروجين والأكسجين مع وجود زوج منفرد الكتروني واحد في حالة النيتروجين وزوجين مفردين للإلكترونات في حالة الأكسجين .

وتقل روابا الروابط باتجاه 90 بازياد الوزن الذري للفلز المركزي . تتخذ جزيئتا الهيدرازين N_2H_4 وببروكسيد الهيدروجين (H_2O_2) البيئتين الموضحتين في الشكل التالي التي تسهل عمية تفريق زوجي الالكترونات المشتركة بالقدر المستطاع لتعطي الجزيية استقراراً أعظم ونشكل كما يلي :

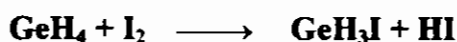


الهيدرازين

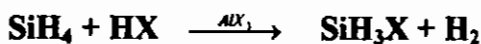


ببروكسيد الهيدروجين

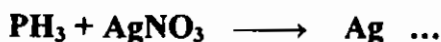
وبصورة عامة تعد جميع الهيدريدات التساهمية عوامل مختزلة وتتفاعل بشدة مع الأوكسجين والهالوجينات . ويكون التفاعل مع الأوكسجين في حالة الفوسفين (PH_3) مصحوباً بانفجار أو احتراق . ولو أن تفاعل الهاليدات التساهمية مع الهالوجينات يكون عنيماً الا ان التفاعل مع اليود يتم بهدوء متضمناً كسر رابطة واحدة فقط كما في التفاعل التالي :



ومن الأمثلة الأخرى علي للنواتج المعوضة جزيئياً هو تفاعل بعض الهيدريدات التساهمية مع هاليدات الهيدروجين كما يلي :

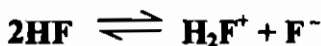


ومعظم هيدريدات الفلزات عوامل مختزلة قوية إذ باستطاعتها اختزال العديد مع أملاح الفلزات الثقيلة الي الفلز كما يلي :



ويستثنى من ذلك هيدريدات الدورة القصيرة التي تكون غير فعالة نسبياً . واحد أسباب هذه الميزة يمكن ان يعزى لغياب طريقة تفاعل بسيطة فمثلاً ، يتفاعل SiH_4 بصورة مباشرة نظراً لأن أوربيبتالاته $3d$ تمهد له الارتباط مع الكواشف في تفاعلات وسطية علي عكس الميثان الذي يفتقر الي هذه الصفة ، فيعتمد في تفاعلاته علي كير روابط C-H التي تتطلب طاقة عالية ولذلك تكون تفاعلاته بطيئة جداً .

ويعد التأين الهاليدات التساهمية الي فصيلة الهيدروجين الموجب من احدي تفاعلات الهاليدات التساهمية المهمة . وبالفعل تكون هيدريدات الفلزات ذات الكهروسالبية الأكبر مستقطبة (أي تحتوي علي هيدروجين موجب) ولما كان البروتون الحر مستحيلاً ، كما وضعنا سابقاً ، فان أيون الهيدروجين الموجب يرتبط بجزيئة متعادلة معطياً في النهاية أيوناً موجباً . وتحدث مثل هذه في حالة هيدريدات الفلزات F , O , N نتيجة تأينها الذاتي في حالتها السائلة كما يلي :



ومع أن هيدريدات الفلزات الأقل كهروسالبية لا تتأين في حالتها السائلة الا أنها تتأين عند اذابتها في مخيبات مثل الماء .

ويمكن تفسير تكوين أيون الهيدروكسونيوم (H_3O^+) والأمونيوم (NH_4^+) نتيجة منح ذرات الأوكسجين والنيتروجين لزوج الإلكترونات المنفردة الي البروتون كما يلي :



وهذه هي أحدي صفات المنح - الاكساب أو (المانح - المستقبل) (**donor - acceptor**) العامة للهيدريدات . ومن هذا نجد أن الهيدريدات المحتوية علي مزدوجات الكترونية لها القابلية علي تكوين معقدات تناسقية عن طريق منحها هذه الأزواج المنفردة الالكترونية الي جزيئات لها الاستعداد لتقبلها (أي اكتسابها) .

وبصورة عامة تقل قابلية المنح في الهيدريدات بازدياد عدد المزدوجات الالكترونية علي الذرة المركزية وكذلك بازدياد حجمها . وهكذا تكون هاليدات الهيدروجين مانحات ضعيفة نظراً لوجود ثلاثة مزدوجات الكترونية علي ذرة الهالوجين . بعد هيدريدات مجموعة النيتروجين والأوكسجين المعوضة بمجاميع عضوية مثل الفوسفينات R_3P والكبريتات R_2S حيث R تمثل مجاميع أليفاتية .