

الهيدروجين

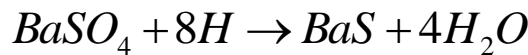
الهيدروجين أخف العناصر الكيميائية على الإطلاق، ويتكون هو ونظائره من إلكترون مفرد وبروتون. وفي درجة الحرارة والضغط القياسيين يقوم الهيدروجين بتكوين غاز ثنائي الذرة H_2 ، ودرجة غليانه $273,15\text{ K}$ ودرجة ذوبانه $273,15\text{ K}$. وتحت ظروف الضغط العالية، كالتى توجد في مركز كوكب المارد الغازي يفقد الهيدروجين خواصه ويصبح فلزا سائلا. وتحت ظروف الضغط المنخفض كالتى توجد في الفضاء، يميل الهيدروجين لأن يتواجد في شكل ذرات مفردة، نظرا لعدم وجود ظروف مناسبة لها لأن تتحد، تتكون سحب من الهيدروجين H_2 عند تكون النجوم.

ويلعب الهيدروجين دورا حيويا في الكون عن طريق تفاعل بروتون-بروتون ودورة كربون-نيتروجين. (وهذه عمليات انصهار نووي تطلق كميات هائلة من الطاقة خلال اتحاد ذرات الهيدروجين لتكوين الهيليوم).

ذرة هيدروجين. ذرة الهيدروجين هي ذرة عنصر الهيدروجين. وتتكون من إلكترون وحيد سالب الشحنة، يدور حول بروتون موجب الشحنة، والذي يعتبر نواة ذرة الهيدروجين. وحركة الإلكترون ثابتة في دورانها حول النواة عن طريق قوى كولوم.

الهيدروجين الذري : يمكن ان تتحلل جزيئة الهيدروجين الى ذرتيها في حاله الحره بواسطة سلك من التنكستن مسخن بتيار كهربائي ومحاط بجو من الهيدروجين عند ضغط منخفض . ان عملية اتحاد ذرات الهيدروجين تولد حراره عاليه واذا حصلت على سطح معدن فانها تؤدي الى صهره واستغلت هذه الظاهره لتوليد شعله تستعمل في لحيم المعادن التي لايفضل استخدام الاوكسجين في لحيمها لمنع حصول عملية الاكسده مثل لحيم معدن الالمنيوم .

ان الهيدروجين الذري عامل مختزل قوي يفوق في قوته الهيدروجين الاعتيادي كما في المثال التالي :



النظائر

- نظائر الهيدروجين
- النظائر : وهي الاصناف النوويه التي تتساوى في اعدادها الذريه وتختلف في عدد الكتله اي ان لها اعداد مختلفه من النيوترونات .

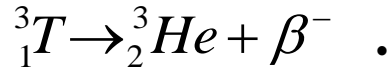
• يكون الهيدروجين عدد من النظائر لها اهمية في مجال الكيمياء والطب والصناعة وذلك لاختلاف خواصها كثيرا بين نظير واخر للفرق الكبير في كتلتها في الوقت الذي يكون الفرق قليل بين نظائر العناصر الاخرى ، ونظائر الهيدروجين هي :

• الهيدروجين الاعتيادي 1_1H (بروتون واحد)

• الديتيريوم 2_1H ، D (بروتون + نيوترون)

• التريتيوم 3_1H ، T (بروتون + ٢ نيوترون)

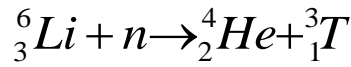
• التريتيوم نظير مشع عمر النصف له 12.4 سنة ومعادلة انحلاله هي انحلال :



• يكون الهيدروجين الاعتيادي مع الاوكسجين الماء الاعتيادي H_2O في حين يكون الديتيريوم مع الاوكسجين الماء الثقيل D_2O ، ويختلفان اختلاف كبير في درجة الغليان وهي ١٠٠ درجة مئوية و ٣٠١،٤٢ درجة مئوية على التوالي وهذه الصفة جعلت الماء الثقيل يستخدم في تبريد المفاعلات النووية

تحضير نظائر الهيدروجين

يحضر التريتيوم في المفاعلات النووية من الليثيوم بقصفه بنيوترون حراري :



اذ يتم الحصول على التريتيوم من بين الغازات الناتجة في المفاعل بتحويله الى احد المركبات الثابتة مثل T_2O الذي يمكن فصله بسهولة عن الهيليوم .

اما الديتيريوم فانه يتوفر في الطبيعه بنسبه يمكن ان يستخلص منها بتقنيات دقيقه ونسبته ذره واحده لكل ٦٠٠٠ ذره هيدروجين اعتيادي ، وطريقة الحصول عليه تتم بتحويل الهيدروجين الخليط النظائر الى ماء خليط النظائر اي H_2O و D_2O وتجري عملية تخصيب للماء الثقيل في هذا الخليط (والتخصيب هي زيادة نسبة النظير المعين في المزيج النظيري عن نسبته الاولي بمقدار يمكن فصله كميًا) وتستخدم لهذا الغرض تقنيات عاليه في التعقيد والدقه ولا تمتلكها الا الدول المتقدمه ومن هذه التقنيات تقنية التفريغ الكهربائي للغاز عند استخدام عملية التحليل الكهربائي لمحلول هيدروكسيد الصوديوم المائي باستعمال اقطاب من النيكل ، ولان الهيدروجين الاعتيادي اخف من الديتيريوم فعملية تفريغه الكهربائي من المحلول المائي لخلية التحليل تكون اسرع وباجراء عملية التحليل مئات المرات سيحصل تركيز الديتيريوم على شكل D_2O اكثر من تركيزه الاولي ويمكن فصله على شكل D_2 او D_2O نقيا

الهيدروجين هو العنصر الوحيد الذي له أسماء مختلفة لنظائره . (خلال الدراسات الأولى للمواد المشعة ، كان يطلق على النظائر المشعة أسماء مختلفة عن العناصر ، ولكن لا يتم استخدام هذه

الأسماء حاليا ، وبالرغم من ذلك فإن الرادون تم تسميته على اسم أحد نظائره) . يتم استخدام الرمز D بدلاً من ٢ H ، الرمز T بلداً من ٣ H وذلك للتعبير عن الديتريوم ، التريتيوم وهذا على الرغم من أن هذا ليس معتمد) . كما أنه الرمز P محجوز للعنصر فوسفور وبالتالي لا يمكن استخدامه للبروتيوم ^1H أكثر نظائر الهيدروجين ثباتاً، وهو أخفها]- و له نواة ذرة تتكون من بروتون واحد ، ويستخدم الاسم بروتيوم للتعبير عن هذا النظير . والهيدروجين الموجود في الماء العادي يتألف بأكمله تقريباً من البروتيوم.

^2H - D

النظير الثابت الآخر يسمى ديتريوم أو ديوتريوم ويرمز له بالرمز D وله نيوترون إضافي في النواة ، ويكون الديتريوم ٠,٠١٨٤ % 0.0082 - من كل الهيدروجين (IUPAC) ، نسبة الديتريوم إلى البروتيوم تم عملها بواسطة VSMOW والمرجع القياسي هو الماء. والديتريوم قليل جداً في الماء، إذ توجد منه ذرة واحدة فقط مقابل ٦٧٠٠ ذرة من البروتيوم

^3H

النظير الثالث الطبيعي للهيدروجين هو تريتيوم ويرمز له بالحرف T. وتتكون نواة التريتيوم من ٢ نيوترون بالإضافة إلى البروتون . وتتحلل عن طريق تحلل بيتا وله فترة نصف عمره (نصف تفككه) تساوي ١٣,٢ سنة. وهو يتكون باستمرار في الطبقة العليا من الغلاف الجوي (ستراتوسفير) بفعل الأشعة الكونية. وكميته على الأرض ضئيلة جداً جداً. فهي أقل من كيلوغرام واحد في الكرة الأرضية كلها

استخداماته

استخدامات الهيدروجين :

- ١ . في تحضير كلوريد الهيدروجين HCl وفي صناعة النشادر NH_3 .
- ٢ . في تحويل الكربون الى هيدروكربونات .
- ٣ . تحويل الزيوت الى دهون
- ٤ . تحضير الكحول الميثيلي CH_3OH من أول أكسيد الكربون CO
- ٥ . يستخدم في صناعة القنبلة الهيدروجينية
- ٦ . يستخدم لهب الهيدروجين الذري في صهر ولحام المعادن التي تنصهر عند درجات الحرارة العالية
تحضير بعض الفلزات باختزال مركباتها
يستخدم في تصنيع حامض الهيدروكلوريك واللحام.
يستخدم في وقود الصواريخ.
له قدرة على التوصيل الحراري أعلى من أي غاز آخر، ولذا فإنه يستخدم في المولدات الكهربائية في محطات الطاقة.
يساعد الهيدروجين السائل في أبحاث درجات الحرارة المنخفضة، متضمنة دراسات الموصلات الكهربائية الفائقة. وكذلك في هدرجة الزيوت والدهون. كما يستخدم الهيدروجين في الأكلية الهيدروجينية،

:

الموقع بالجدول الدوري:

للهدروجين موقع فريد بين جميع العناصر المشكلة للجدول الدوري وذلك لأنه:

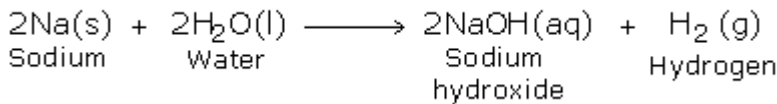
أخف العناصر قاطبة وذو تركيب بسيط.
ذو بنية إلكترونية $1s^1$: H^1_1 وله شكلان أحدهما أيون H^+ والثاني أيون هيدريد H^-
تقرب بنيته من بنية عناصر المجموعة الأولى (مجموعة فلزات القلوية) والتي تحتوي على إلكترون واحد في مدار الطبقة الخارجية $1s$. هذا الإلكترون قابل لان تفقده هذه العناصر بسهولة فتتحول بذلك إلى أيون موجب M^+ والهيدروجين يشبه عناصر الفصيلة (VII-A) لكونه يحتاج إلى إلكترون واحد لكي يصل إلى تركيب الغاز الخامل الذي يليه وهو الهليوم ويشكل بذلك الهيدريد السالب والذي يعطى الهيدريدات باتحاده مع العناصر الكهربائية الموجبة القوية ويكون أحادي التكافؤ ذو درجة أكسده (-1) لذلك نجد أن الهيدروجين يأخذ مكانه فوق العناصر القلوية أو فوق العناصر الهالوجينية في اغلب جداول الترتيب الدوري للعناصر

تحضيره

يحضر غاز الهيدروجين بعده طرق منها:

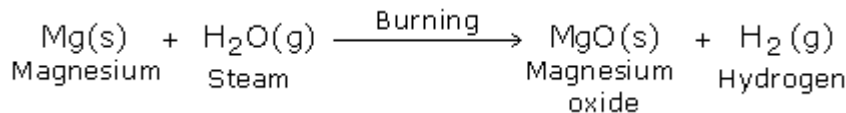
مختبريا من الفلزات مع

الماء البارد



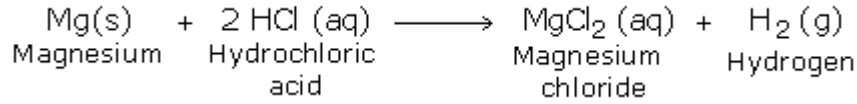
From steam

مع البخار



From Acids

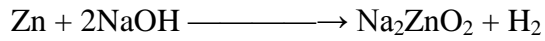
مع الحوامض



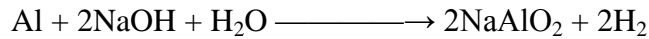
From Alkalis

مع القواعد

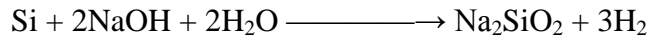
By reaction of metals like Zn, Sn, Al with alkalies (NaOH or KOH)



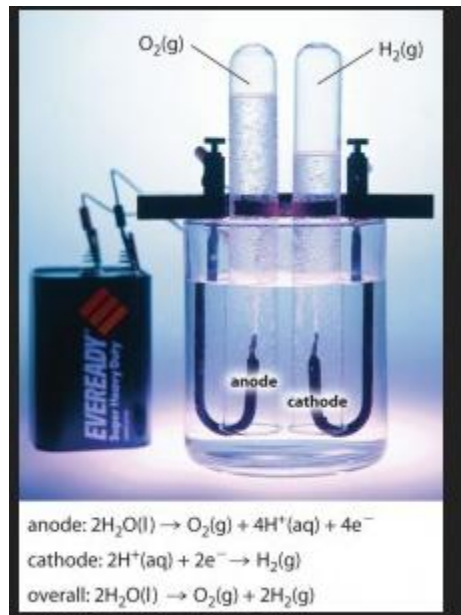
Sod. zincate



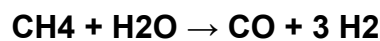
Sod. meta-aluminate



٢- التحلل الكهربائي للماء



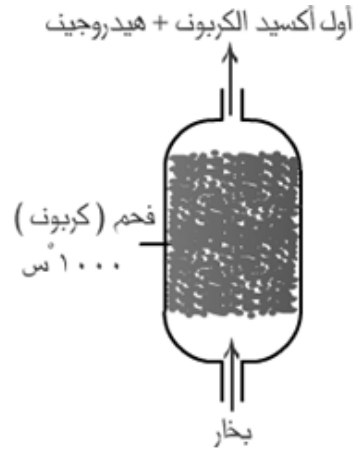
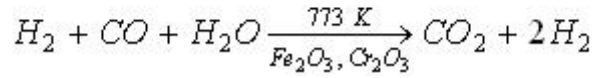
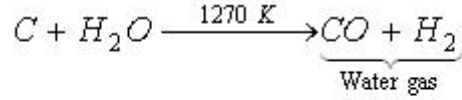
٣- من التكسير الحراري للبرافينات



كما يمكن الحصول على هيدروجين إضافي من أول أكسيد الكربون خلال عملية تبادل ماء غاز.

هنالك ثلاث طرق لاستخلاص الهيدروجين صناعياً .

أولاً : اختزال البخار باستخدام الفحم الساخن . وتعرف هذه الطريقة بطريقة بوش Process Bosch . وفيها يحضر الهيدروجين بامرار بخار الماء فوق الساخن على فحم الكوك الساخن فيتكون اولاً غاز الماء وهو خليط من الهيدروجين واول اوكسيد الكربون ويخلط غاز الماء المتكون مع بخار الماء ويمرر الخليط علناوكسيد الحديد الساخن وقليل من اوكسيد الكروم كعامل مساعد فيتاكسد واول اوكسيد الكربون الى ثاني اوكسيد الكربون



ثانياً : التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم

التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم يعطي محلول هيدروكسيد الصوديوم ويتصاعد غاز الهيدروجين على المهبط وغاز الكلور على المصعد .



ثالثاً : ناتج ثانوي في الصناعات البتروكيمياوية

تتفاعل الهيدروكربونات مع البخار بوجود النيكل الساخن كعامل مساعد وينتج غاز أول أكسيد الكربون وغاز الهيدروجين .



رابعاً-طريقه لين

في هذه الطريقة يمرر بخار الماء الساخن على فلز الحديد الساخن لدرجة الاحمرار فيتأكسد الحديد مكونا أكسيد الحديد المغناطيسي (Fe_3O_4) وهو عبارة عن خليط من أكسيد الحديدوز وأكسيد الحديدك ($FeO + Fe_2O_3$)



وحيث أن التفاعل عكسي يجب إمرار تيار بخار ماء باستمرار لإزاحة الاتزان ناحية تكوين غاز الهيدروجين. أما أكسيد الحديد المغناطيسي فيمكن اختزاله إلى حديد بإمرار غاز الماء على الأكسيد الساخن.

أشكال الهيدروجين

في الظروف العادية فإن غاز الهيدروجين خليط من نوعين من الجزينات والذاتان يختلفان عن بعضهما بطريقة الدوران حول النواة. وهذان النوعان يعرفان أورثو-هيدروجين ، بارا-هيدروجين (وهذا يختلف عن موضوع النظائر - (الأورثو-هيدروجين يكون دوران النواة متوازي (ويكون ثلاثيات) ، بينما في البارا-هيدروجين يكون الدوران عكس توازي (ويكون أحاديات) . وفي الظروف القياسية يتكون الهيدروجين من ٢٥ % من البارا و ٧٥ % من الأورثو (والذي يكثر عليه الشكل العادي للهيدروجين) . وتعتمد نسبة الإتزان بين هذين الشكلين على الحرارة ، ولكن حيث ان الأورثو له طاقة أكبر (في الحالة المثارة لا يكون ثابت في حالته النقية . وفي درجات (درجة حرارة الغليان) فإن حالة الإتزان تتكون كلها غالبا من البارا.

وحالة التحول بين النوعين بطيئة ولو تم تبريد الهيدروجين وتكثيفه سريعا ، فإنه يحتوى على كميات كبيرة من الأورثو . ومن المهم أثناء تحضير وتخزين الهيدروجين السائل حيث أن التحول بين أورثو-بارا ينتج حرارة أكبر من طاقة تبخره ويتم فقد كميات كبيرة من الهيدروجين بالتبخر بهذه الطريقة بعد عدة أيام من تسييله . ولذا فإنه يتم استخدام عوامل حفازة لتحويلات أورثو-بارا خلال تبريد الهيدروجين . كما أن النوعين لهما اختلاف طفيف في الخواص الفيزيائية . فمثلا درجة الذوبان والغليان في البارا-هيدروجين أقل ٠,١ كلفن من الشكل العادي.

جزئ الهيدروجين خطي ومتناظر ويشمل على رابطة تساهمية وهناك نموذجان من جزينات الهيدروجين.



دوران متواز

هيدروجين آرثو

اللف الذاتي للنواتين في اتجاه واحد

دوران متعاكس

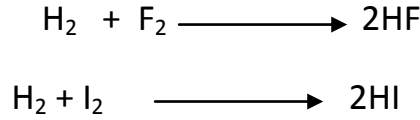
هيدروجين بارا

اللف الذاتي للنواتين في اتجاهين متعاكسين

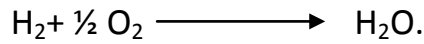
الصفات الكيميائية للهيدروجين :

تفاعل الهيدروجين:

أ- مع الهالوجينات :

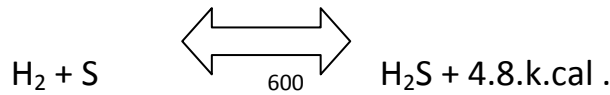


ب- مع الأكسجين :
يحترق الهيدروجين في الأكسجين معطياً الماء

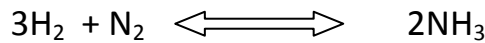


ج- مع أشباه الفلزات :

عند تفاعل الهيدروجين مع الكبريت يكون التفاعل متوازناً (انعكاسياً).

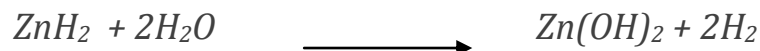


عند تفاعل الهيدروجين مع النيتروجين يكون التفاعل متوازناً (انعكاسياً).

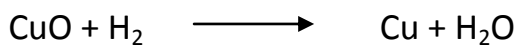
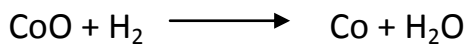


د- مع الفلزات :

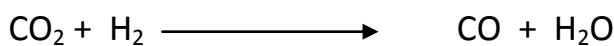
يتفاعل الهيدروجين مع الفلزات القلوية والقلوية الأرضية عند درجة حرارة تراوح ما بين 150° و 700°م وتحصل بذلك على هيدريدات الفلزات مثل NaH ، LiH وهي مركبات أيونية وتتفكك بالحرارة كما أنها تتحلل بالماء مطلقاً الهيدروجين .

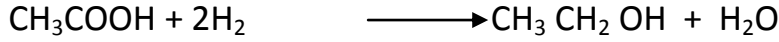
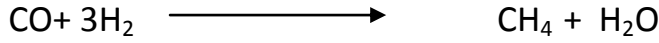


يختزل الهيدروجين الأكاسيد مشكلاً الماء :

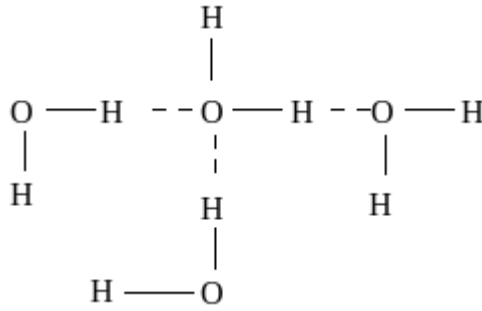


مع المركبات الكربون



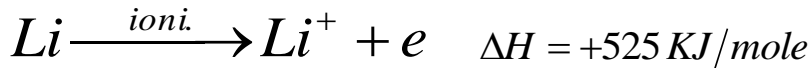
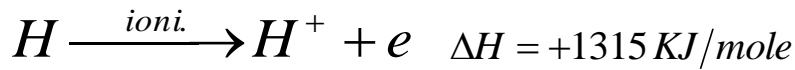
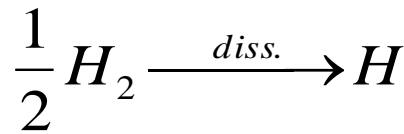


أيون الهيدرونيوم (أيون الهيدروجين) $\text{H}^+(\text{aq})$ ليس سوى بروتون منفرد (نواة ذرة هيدروجين) ، وبسبب حجمه الصغير وكثافته شحنته الموجبة ، فمن الطبيعي أن يبحث عن شحنة أو شحنات سالبة يرتبط بها ، وفي حالة الماء يجد البروتون ضالته في ذرة الأوكسجين حيث يوجد عليها زوجين من الإلكترونات غير الرابطة يدعى الأيون (H_3O^+) باسم أيون الهيدرونيوم وهو ينتج عن ارتباط البروتون بجزيئات الماء . يعتقد علماء الكيمياء أن تمثيل أيون الهيدرونيوم بالصيغة (H_3O^+) هو تمثيل مبسط جداً ، ذلك لأنهم يعلمون علماً أكيداً وثابتاً بأن البروتون يرتبط بأكثر من جزيء ماء واحد ، وواقع الأمر أن أيون الهيدرونيوم أعقد من ذلك بكثير ، ويمكن تمثيل البروتون بالصيغة $(\text{H}_2\text{O})_n^+$ حيث n ترمز لعدد صحيح صغير (ربما لا يصل أكثر من عشرة) . وعندما تكون $n = 4$



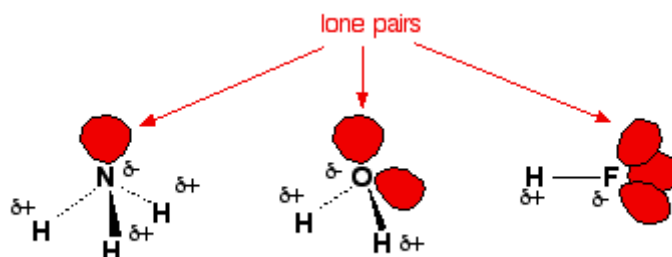
n تكون صيغة أيون الهيدرونيوم. (H_9O_4^+)

أيون الهيدروجين H^+ : للهيدروجين الكتلون واحد فقط في الغلاف الخارجي مثل الفلزات القلوية ولكن بينما تكون العناصر القلوية ايونات موجبه بسهوله فان الهيدروجين له ميل ضعيف لمثل هذا السلوك ويمكن معرفة ذلك من مقارنة طاقات التأين لكل منهما حيث نلاحظ ان طاقة التأين لجزيئة الهيدروجين عاليه جدا مقارنة بطاقة التأين لليثيوم مثلا وهذه تعزى الى حجم ذرة الهيدروجين الصغير وقوة التجاذب العاليه بين بروتونه والكترونه



- الاواصر الهيدروجينية

الرابطه الهيدروجينية الرابطه الهيدروجينية تتكون عند اتحاد الهيدروجين مع عناصر ذات كهروسالبية عالية مثل الهالوجينات او كسجين أو نيتروجين وهذه العناصر ذات قطبية عالية نظرا للفارق الكبير في الكهروسالبية مما يؤدي إلى ظهور شحنة جزئية موجبة على ذرة الهيدروجين مكونا قطبا موجبا وشحنة جزئية سالبة على ذرة العنصر الأخر. وبسبب وجود هذه القطبية العالية فان احد طرفي الجزئية المستقطبة سوف تتجاذب مع طرف جزئية مجاورة يحمل شحنة جزئية مغايرة وهكذا فان أطراف الجزئيات التي تحمل شحنة سالبة سوف تتجاذب مع أطراف جزئيات تحمل شحنة جزئية موجبة والعكس صحيح ويرمز لها عادة بخط منقط.



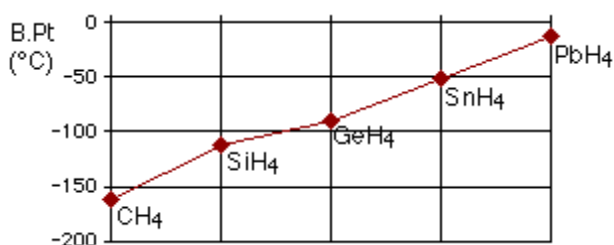
مقارنة الروابط الهيدروجينية الاواصر التساهميه

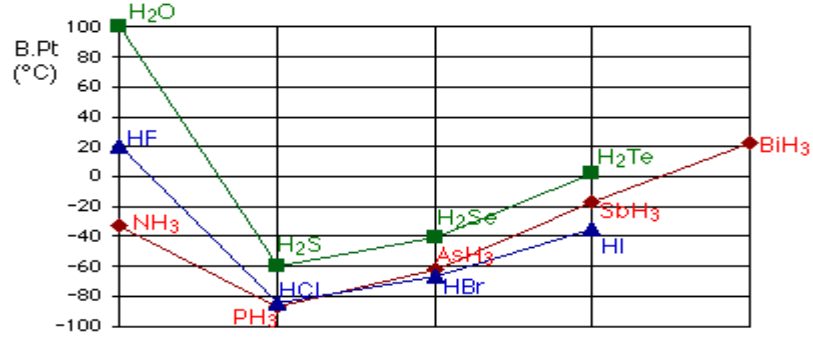
- الاصرهالهيدروجينيهأطول بمرتين ، تقريبا من الاصره التساهميه
قوة الرابط الهيدروجيني أضعف من قوة الاصره التساهميه.

تأثيرها على الصفات القيزيائية

وجود الروابط الهيدروجينية يؤثر على درجة الغليان

On Boiling Point





بالاستناد على الرسم البياني يمكن أن تستنتج:

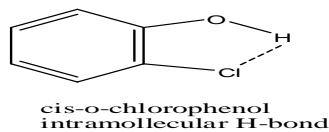
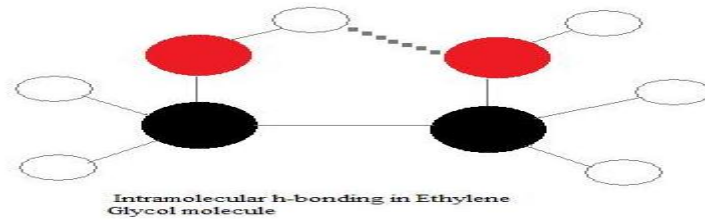
- من الممكن ملاحظة أنه في ما عدا الماء ، الأمونيا وفلوريد الهيدروجين ترتفع درجة الحرارة مع ارتفاع تقطب الجزيئات وحجم الذرات (حجم الغيمة الالكترونية) في الجزيء. تتكون قوى فاندر فالس أقوى بين الجزيئات .
- للماء ، الأمونيا وفلوريد الهيدروجين درجات غليان مرتفعة أكثر مما هو متوقع لمواد لها حجم وعدد ذرات مشابه . السبب في ذلك هو وجود أربطة اضافية وهي – الاواصر الهيدروجينية .
- للماء درجة الغليان الأعلى بسبب القدرة في تكوين أربطة هيدروجينية أكثر وأقوى.
- درجات الغليان للهيدريدات التي بين جزيئاتها أربطة هيدروجينية أعلى من أغلب الهيدريدات الأخرى في نفس السطر بالرغم من أن لهذه الهيدريدات ذرات صغيرة الحجم (غيمة الكترونية صغيرة)

درجها لانصهار

انواعها

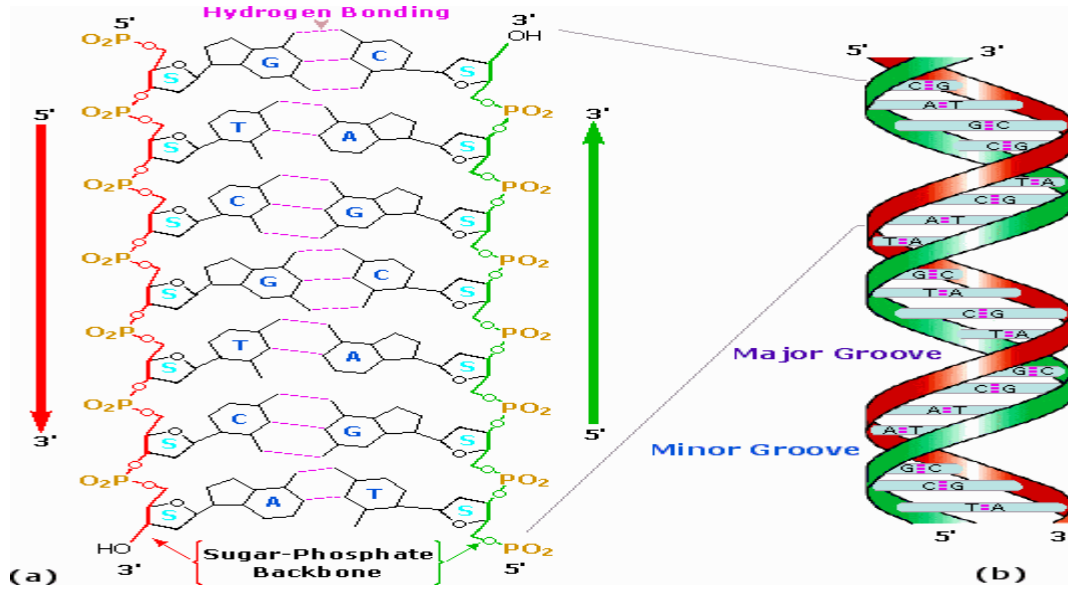
الاواصر الهيدروجينية الضمنية

Intramolecular hydrogen bonds



Intermolecular hydrogen bonds

الواصر الهيدروجينية البينية



DNA double helix

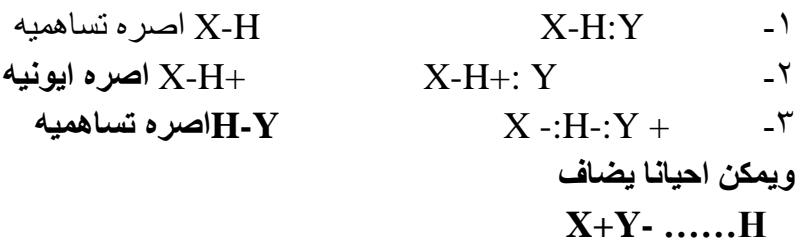
تفسير الواصر الهيدروجينية

التجاذب لالكتروستاتيكي $X-H \cdots Y$

١- ان تفسير الاصره الهيدروجينية على اساس التجاذب لالكتروستاتيكي تدعمه حقيقة ان هذه الاصره تتكون فقط عندما تكون ذرات X, Y ذات ساليبه كهربائيه عاليه مثل Cl, N, O, F

٢- على الرغم من ان طبيعه لاصره الهيدروجينية تعتمد على التجاذب لالكتروستاتيكي $X-H \cdots Y$

الا ان اصره التكافؤ تعطي بعض الادله علا وجود صيغ الرنين في تراكيب الاصره وكمايلي



مركبات الهيدروجين (الهيدرات)

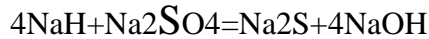
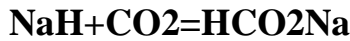
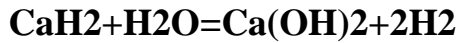
يمتلك الهيدروجين المقدرة على تكوين مركبات ثابتة مع العناصر على اختلاف ساليبتها الكهربائية في الجدول الدوري من عناصر الزمرتين الأولى والثانية (واحدة جدا) الى عناصر الزمرتين السادسة عشر والسابعة عشر (عالية جدا)، ماعدا هيدرات العناصر الثقيلة للزمر 13، 14، 15 فتكون غير مستقرة ويمكن تقسيم الهيدرات حسب خواصها الكيميائية والفيزيائية الى ثلاثة اقسام هي: الايونية، التساهمية، والبيئية.

هناك أنواع من الهيدريد

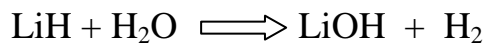
1-الهيدرات الايونية: تسمى احيانا بالهيدرات الملحية Saline hydrides او الهيدرات شبيهة الاملاح، حيث تمتلك عناصر الزمرتين الأولى والثانية المقدرة على تكوينها (يكون الهيدروجين على شكل ايون الهيدريد السالب H⁻ والفلز على شكل الايون الموجب) بسبب كونها اعلى العناصر من حيث Electropositivity، او بعبارة اخرى يمكن النظر الى الطبيعة الماصة للحرارة لايون الهيدريد السالب كما في المعادلات بالاسفل .
على الرغم من قدرة الهيدروجين على تكوين ايون الهيدريد السالب عند اكتسابه الكترونا الا ان الفته الالكترونية ضعيفة بالقياس الى الالفة الالكترونية للهالوجينات، هذه الخاصية تجعل ميل الهيدروجين الى تكوين ايون الهيدريد اقل بكثير من ميل الهالوجينات الى تكوين ايون الهاليد كما في قيم انتالبي التكوين لايون الهيدريد والفلوريد في المعادلتين الاتيتين:



وكذلك المعادلة $\Delta\text{H} = - 259,4 \text{ KJ/mole}$ مما سبق، وبالنظر الى ثبات ايون الهيدريد النسبي تكون الهيدرات الايونية قواعد قوية وكذلك مواد مختزلة كما يتضح من التفاعلات التالية



وهذه الهيدرات لها درجة انصهار عالية ومنصهرها يوصل التيار الكهربائي وتتفاعل مع الماء ويتصاعد الهيدروجين.



ومن أمثلتها $\text{SiH}_4, \text{CaH}_2, \text{NaH}$

2-الهيدرات التساهمية: توجد عدة خواص دورية لهذه الهيدرات من أمثلتها طاقة الاصرة X-H ،

الصفات الحامضية، درجة الغليان وانثالي التبخير، حيث تكون عناصر الزمر 13 وحتى 17 هيدريدات متطايرة والواصر فيها تحتوي على نسبة عالية من الصفات التساهمية

ب- الخواص الحامضية :

1-تزداد الصفات الحامضية في الهيدريدات التساهمية بزيادة العدد الذري في الدورة الواحدة <math>NH_3 < HF</math>

2-تزداد حامضية الهيدريدات بزيادة العدد الذري في الزمرة الواحدة خصوصا في الزمرتين 16 و 17 من الجدول الدوري.

ج- درجة الغليان:

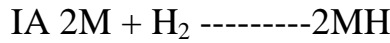
تزداد درجات غليان هيدريدات عناصر الزمر من 14 وحتى 17 بازدياد العدد الذري باستثناء هيدريدات العناصر الاولى في الزمر 15-17 حيث تمتلك درجات غليان اعلى من المتوقع وقد فسر هذا الشذوذ على اساس وجود الاصرة الهيدروجينية. كما يلاحظ وجود توافق بين زيادة غليان الهيدريدات وزيادة انثالي التكوين لها، حيث تزداد انثالي تكوين الهيدريدات بازدياد العدد الذري للعنصر في الزمرة الواحدة،

ويظهر نفس الشذوذ لانثالي تكوين هيدريدات العناصر N, O, F.

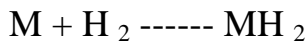
3-الهيدريدات البينية: ومن امثلتها هيدريدات العناصر الانتقالية اذ ان الهيدروجين يمثل مكانا بين ذرات هذه العناصر بدون ان يغير كثيرا في المسافات بين الذرات لذلك اطلق عليها هذا الاسم، حيث يمكن اعتبارها كمحلول (يمثل الهيدروجين المذاب والعنصر الانتقالي المذيب) حيث يمكن استخدامها كعوامل مساعدة في بعض العمليات الصناعية:

يمكن تحضير هيدريدات الأيونية مباشرة على تمرير غاز الهيدروجين على المعادن القلوية الساخنة أو المعادن القلوية الترابية.

لهيدريدات من المجموعة



لهيدريدات من المجموعة الثانية



الخصائص الفيزيائية

- ◆ هيدريدات الأيونية هي المواد الصلبة
- ◆ فهي حراريا مستقرة للغاية .
- ◆ قابلة للذوبان في الماء .
- ◆ فهي غير قابلة للذوبان في المركبات العضوية .
- ◆ موصله للتيار الكهربائي

٢- الهيدريدات التساهمية :

وتتكون نتيجة ارتباط الهيدروجين مع العناصر ذات الكهروسالبية العالية مثل عناصر القطاع P وهي مركبات لينة- لها درجات منخفضة من حيث الانصهار والغليان والتطاير وعدم القدرة علي التوصيل

وتركيبتها $XH_{(n-8)}$ حيث (n) رقم المجموعة في الجدول الدوري حيث ينتمي العنصر X ($B_2 H_6$,) ALH_3 .

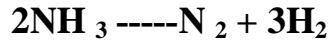
هيدريدات التساهمية

عناصر المجموعة الثالثة A - إلى السابعه تكون هيدريدات التساهمية بنيتها وعلى سبيل المثال : ..
 BH_3 ، ALH_3 ، CH_4 ، NH_3 ، $H_2 S$ ، حمض الهيدروكلوريك

طريقة التحضير

يمكن تحضير هيدريدات التساهمية .

الطريقة المباشرة



٣- الهيدريدات الفراغية (البينية) أو الفلزية :

حيث يحتل الهيدروجين الفراغ البيني في التركيب البلوري للعنصر حيث يتواجد الهيدروجين في الحالة الذرية وتركيبها الكيميائي ليس قياسيا (متغير) وهي تشبه خواص الفلز الأصلي فتكون نتيجة ارتباط الهيدروجين مع عناصر القطاع-d و Be، Mg من عناصر القطاع S . من أمثلتها هيدريد النيكل NiH_2 وهيدريد البلاديوم PdH_2 حيث تختفي جزيئات الهيدروجين في فراغات التركيب البلوري لكل من النيكل أو البلاديوم