المحاضرة الثانية

الهيدروجين H_2

ما هو عنصر الهيدروجين : هو عنصر كيميائي له الرمز H وله العدد الذرّي 1. يقع الهيدروجين في الجدول الدوري ضمن عناصر الدورة الأولى وفوق عناصر المجموعة الأولى. في الظروف القياسيّة من الضغط والحرارة يكون الهيدروجين غازًا عديم اللون والرائحة، سريع الاشتعال، غير سام، ثنائي الذرّة أحادي التكافؤ له الصيغة الجزيئيّة H2.

تاريخ اكتشافه :

يعود الفضل في اكتشاف الهيدروجين إلى العالم هنري كافيندش وذلك عام 1766 حيث عرف الهيدروجين لأوّل مرّة كمادّة متميّزة عن غيرها من الغازات القابلة للاشتعال. سمّى كافيندش الغاز المنطلق الناتج عن تفاعل الفلزّات مع الأحماض بالهواء القابل للاشتعال(الهواء الملتهب)، برهن العالم (كافندش) بان الغاز نفسه يتكون من فعل الحامض المخفف في الحديد والخارصين والقصدير وان له خواص معينه في عام 1783، قام العالم أنطوان لافوازييه بمنح العنصر المكتشف اسم الهيدروجين، وذلك باشتقاق التسمية من الإغريقيّة، حيث أن لفظة هيدرو تعني ماء ولفظة جين تعني مكوّن أو مولّد اي(مولد الماء)

وجوده

يوجد (H_2) بكميات قليله بين الغازات المنبعثه من البراكين ولكن كثرة وجوده مع الغازات المحيطه بالشمس وبغيرها من الكواكب . ويوجد بكميات صغيرة جدا في الهواء الجوي تقدر نسبته واحد الى عشرين الف وتزداد هذه النسبه في طبقات الجو العليا (لانه اخف الغازات) ا ان مركبات الهيدروجين كثيره جدا ويدخل في تركيب عدد هائل من المركبات لا سيما العضوية منها كالدهن والخشب والورق والنشاء والبترول والحوامض وغيرها .

موقعه بالجدول الدورى:

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

1 -أخف العناصر وذو تركيب بسيط.

2 - 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 الفلزات 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 أحادى التكافؤ ذو درجة أكسده (-1) لذلك نجد آن الهيدروجين يأخذ مكانه فوق العناصر القلوية أو فوق العناصر الهالوجنية في اغلب جداول الترتيب الدوري للعناصر

تحضير غاز الهيدروجين في المختبر

1 -من التحلل الكهربائي للماء : يتم بعد اضافة كمية قليلة من H_2SO_4 للماء لزيادة قدرته على توصيل التيار الكهربائي حيث يتحرر غازي (H_2) (O_2) عند قطبي الكاثود والانود على التوالي ويكون حجم (H_2) ضعف (O_2) .

2 -من تفاعل بعض الفلزات مع الماء : ان العناصر الفلزية التي تقع فوق الهيدروجين في جدول الاحلال تستطيع ان تحل محل الهيدروجين في الماءوقد يتحرر كليا او جزئيا الصوديوم والبوتاسيوم والكالسيوم تحرر (H2) عند وضعها في الماء مكونه هيدروكسيداتها

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$$
$$Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$
$$Mg \xrightarrow{\triangle} MgO + H_2$$
$$3Fe + 4H_2O \xrightarrow{\triangle} Fe_3O4 + 4\,H_2$$

اما المنغنسيوم والحديد فانهما يتفاعلان مع بخار الماء الساخن ويتحرر (H_2) كما في المعادلات اعلاه .
اما النحاس فلا تاثير له على بخار الماء الساخن ولا يتحرر غاز (H_2) ولا يتاكسد النحاس (لماذا)

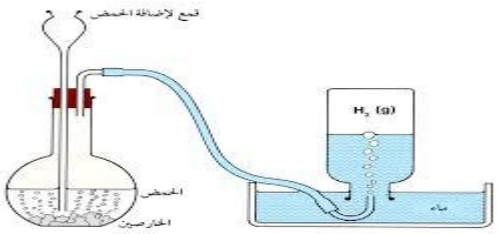
3 -من تفاعل بعض الفزات مع الحوامض : اغلب الحوامض تحوي في تركيبها عنصر الهيدروجين ويمكن ابداله بفلز ويستخدم لهذا الغرض الحديد والخارصين بسبب رخص ثمنها ومن الحوامض المستخدمه HCl , H_2SO_4 المخففين ولا بد من الاشاره الى ان العناصر التي تقع فوق الهيدروجين في جدول الاحلال هي التي تحرره فقط,

$$Zn + H2SO4 \text{ ---------- } ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

* كما لايستخدم الحوامض الموكسده مثل HNO_3 لهذا الغرض لانها تؤكسد (H_2) المتحرر الى ماء

4 -يحضر (H_2) من تفاعل الفزات الامفوتيرية مع القواعد (القلويات): مثل الالمنيوم (Al) والقصدير (Sn)

$$2Al + 2NaOH + 2H_2O \xrightarrow{\triangle} 2NaAlO_2 + 3H_2\uparrow$$
$$Sn + 2NaOH + H_2O \longrightarrow Na2SnO_3 + 2H_2\uparrow$$



تحضير الهيدروجين صناعيا

يحضر الهيدرزجين صناعيا بطريقة (بوش) (Bosch) وذلك بازالة غاز (CO) من غاز الماء وغاز الماء هو خليط من (H_2 , CO) ويحضر من امرار بخار الماء فوق فحم الكوك الساخن الى درجة الاحمرار ولازالة (CO) يضاف الى الخليط كمية من بخار الماء ويمرر فوق برادة الحديد كعامل مساعد حيث يتاكسد COالى CO_2 ثم يزال CO_2 برج الغازات مع الماء تحت ضغط (30) جو حيث يذوب CO_2 تاركا (H_2)

$$C + H_2O \longrightarrow CO + H_2 \uparrow$$

$$CO + H_2O \xrightarrow[\text{برادة الحديد}]{\Delta} CO_2 + H_2 \uparrow$$

الصفات الكيميائية للهيدروجين:

تفاعل الهيدروجين مع العناصر البسيطة :

1 - مع الهالوجينات

$$H_2 + F_2 \longrightarrow 2HF + 128Kcal$$

2 - مع الأكسجين :

يحترق الهيدروجين مع الأكسجين معطياً الماء

$$H_2 + \tfrac{1}{2} O_2 \longrightarrow H_2O + 58.K.cal .$$

3 - مع النتروجين :

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

$$3H_2 + N_2 \Longleftrightarrow 2NH_3 + 22.k.cal .$$

4 - مع الفلزات :

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

$$CaH_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$$
$$ZnH_2 + 2H_2O \longrightarrow Zn(OH)_2 + 2H_2$$

5 - تفاعل الهيدروجين مع العناصر المركبة

يختزل الهيدروجين الاكاسيد مشكلاً الماء :

$NiO + H_2 \longrightarrow Ni + H_2O$

$CoO + H_2 \longrightarrow Co + H_2O$

6 - مع المركبات الكاربونية :

$CO_2 + H_2 \longrightarrow CO + H_2O$

$CO + 3H_2 \longrightarrow CH_4 + H_2O$

$CH_3COOH + 2H_2 \longrightarrow CH_3CH_2OH + H_2O$

خواص الهيدروجين

1 -جزيئة الهيدروجين خطية ومتناظرة ويحتوي على آصرة تساهمية

2 -الكثافة النسبية لـ H_2 = 1 ووزنه اللتر الواحد منه تحت ض.ق = 0.09 غم ودرجة غليانه (-253) م

3 - وهو اخف الغازات وليس له لون او طعم او رائحه واخف من الهواء بحوالي (14.5) مرة وقليل الذوبان في الماء ووزنه النوعي = 0.08 وعند تبريده الى (-259) م يتجمد الى بلورات

4 يشتعل في الهواء بلهب ازرق فاتح جدا مكون الماء .

5 -الهيدروجين قليل الفعالية في درجات الحرارة الاعتيادية ولا يتفاعل مع الاوكسجين الابوجود عامل مساعد مثل البلاتين ولكن التفاعل يصبح واضحا عند (180)م ويصبح مفرقعا عند(550) م

6 -وللهيدروجين ميل كبير لاختزال المركبات الاوكسجينية حيث يتحد مع الاوكسجين تك المركبات مكونا الماء .

7 -في ضروف خاصة يتحد (H_2) مع عدد من الفلزات مكونا مركبات مهمة مثل(HX) و H_2S , NH_3

8 - يتفاعل مع الفلزات الساخنه مكونا صنفا من المركبات التي تسمى بالهيدريدات مثل هيدروكسيد الصوديوم(NaH) وهيدريد الكالسيوم (CaH2) وغيرها .

ان الهيدروجين الجزيئي (H2) يكون عديم الفعالية في درجات الحرارة الاعتيادية وسبب ذلك هو طاقة الاصرة (H----H) العالية والتي تبلغ (436) كج/مول الا انه عند درجات الحرارة العالية يتحد مباشرة او بوجود عامل مساعد مع معظم العناصر مكون معها مركبات مختلفة.

خواصه الاستثنائية

بالنظر كون(H2) لا يتلائم مع بقية الزمر في الجول الدوري يمكن اعتباره مقدمة للتصنيف الدوري للعناصر الا انه يظهر تشابها ملحوظا مع ثلاث من الزمر في الجدول الدوري وكما يلي :

1 - يظهر (H2) ميلا لاكتساب الكترون واحد ليكون ايون الهيدريد السالب (H-) وبذلك فهو يشبه الهالوجينات (X-) (F- , Cl Br , I-) .

2 - قد يفقد (H2) الكترون واحد ليكون ايونا موجبا (H+) وهو بذلك يشابه العناصر القلوية مثل (K+ , Na+) .

3 -للهيدروجين غلاف تكافؤي نصف مشبع (1S1) وله القدرة على تكوين اواصر تساهميةمع العديد من العناصر وبذلك فهو يشابه زمرة الكاربون .

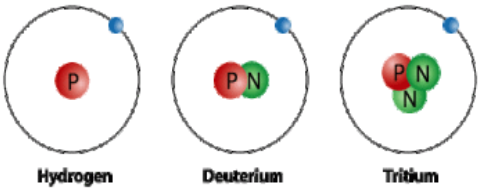
نظائر الهيدروجين :

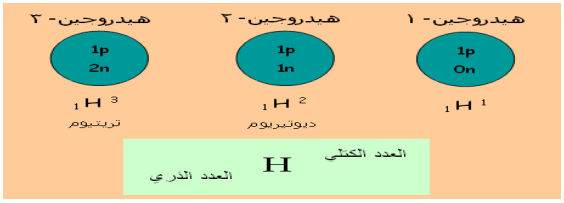
للهيدروجين ثلاث نظائر مهمة هي :

النظير H^1_1 : وهو هيدروجين خفيف يتكون من بروتون والكترون ويدعى بالهيدروجين الاعتيادي النظير H^2_1 :

النظير D^2_1 : وهو هيدروجين ثقيل ويتكون من بروتون ونيترون وإلكترون ويدعي بالديوتيريوم

النظير H^3_1 : وهو هيدروجين ثقيل يتكون من بروتون ونيترونيين والكترون ويدعي بالتريتيوم T^3_1





الهيدريدات:

1- الهيدريدات الأيونية (شبيهة الاملاح):- وتتكون نتيجة ارتباط الهيدروجين مع العناصر ذات الكهروسلبية الضعيفة وتشمل العناصر القلوية والقلوية الترابية وهذه الهيدريدات لها درجة انصهار عالية ومصهورها يوصل التيار الكهربائي وهي عوامل مختزلة قوية تتفاعل مع الماء ويتصاعد الهيدروجين. ومن أمثلتها SiH_4, CaH_2 , NaH

$$LiH + H_2O \longrightarrow LiOH + H_2$$

2- 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 وتركيبها $XH_{(n)}$ حيث(n) رقم المجموعة في الجدول الدوري حيث ينتمي العنصر X (B_2H_6 , AlH_3) .

3- الهيدريدات الفلزية (الفراغية)

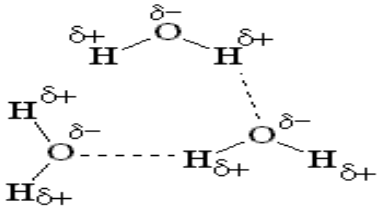
حيث يحتل الهيدروجين الفراغ البيني في التركيب البلوري للعنصر حيث يتواجد الهيدروجين في الحالة الذرية وتركيبها الكيميائي ليس قياسيا (متغير) وهي تشبه خواص الفلز الأصلي فتكون نتيجة ارتباط الهيدروجين مع عناصر القطاع-(d) وBeوMg من عناصر القطاع S . من أمثلتها هيدريد النيكل NiH_2 وهيدريد البلاديوم PdH_2 حيث تختفي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

الأصرة الهيدروجينية:

تتكون عند اتحاد الهيدروجين مع عناصر ذات كهروسلبية 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 فان احد طرفي الجزيئة المستقطبة سوف تتجاذب مع طرف جزئية مجاورة يحمل شحنة جزئية مغايرة وهكذا فان اطراف الجزئيات التي تحمل شحنة سالبة سوفتتجاذب مع اطراف جزئيات تحمل شحنة جزئية موجبة والعكس صحيح ويرمز لها عاة بخط منقط(0000.).

الرابطة الهيدروجينية

عبارة عن تجاذب كهربي ضعيف بين جزيئات المركب التساهمي القطبي المحتوي على ذرة هيدروجين .
مثال : الرابطة الهيدروجينية في الماء



وكما يتضح من المثال فإن الرابطة الهيدروجينية تربط الجزء السالب (ذرة ذات سالبية كهربية عالية) في جزيء المادة بالطرف الموجب (ذرة هيدروجين) في جزيء أخر .

أثر الرابطة الهيدروجينية على خواص المادة

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 100) درجة 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 .

استخدامات الهيدروجين :

1. في تحضيركلوريد الهيدروجين HCl وفي صناعة NH_3 .
2. في تحويل الكربون الى هيدروكربونات .
3. تحويل الزيوت الى دهون
4. تحضير الكحول الميثيلي CH_3OH من أول أكسيد الكربونCO
5. يستخدم في صناعة وقود الصوارخ والمركبات الفضائية
6. يستخدم لهب الهيدروجين الذري في صهر ولحام المعادن الشعة الاوكسي-هيدروجينية
7. تحضير بعض الفلزات باختزال مركباتها