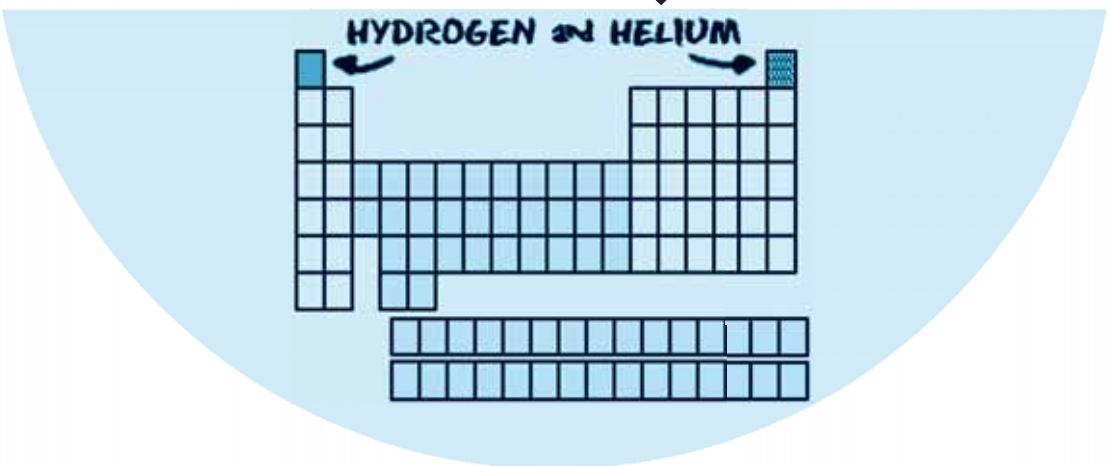
خانه هیدروژن کجاست؟

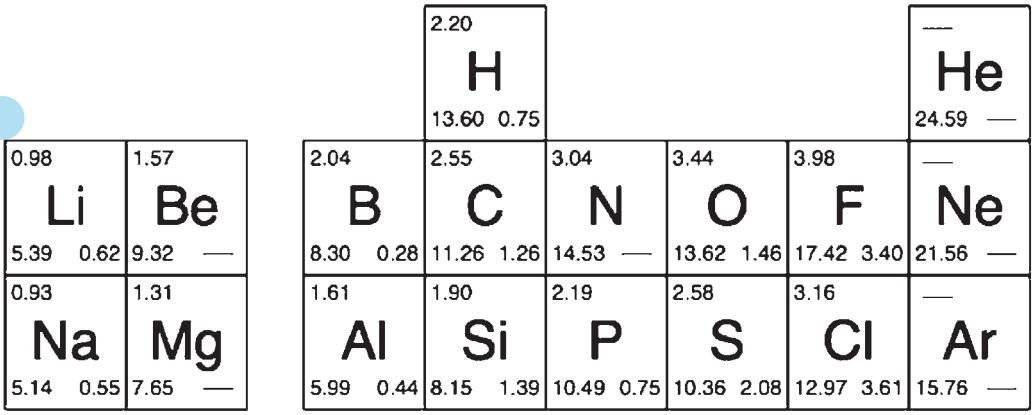


مجتبی جعفرزاده
کارشناس ارشد شیمی و معلم پژوهش‌سرای رازی ـ فریدون‌شهر

چکیده
از دیدگاه آرایش الکترونی و ظرفیتی می‌توان هیدروژن را هم یکی از اعضای گروه نخست جدول تناوبی در نظر گرفت و هم آن را از جمله عنصرهای گروه هفتم به‌شمار آورد. در همین حال، با توجه به مقدار الکترونگاتیوی هیدروژن باید برای آن، جایی در میان این دو گروه جدول در نظر گرفت.

کلیدواژه‌ها: هیدروژن، جدول تناوبی عنصرها، الکترونگاتیوی

مقدمه
با اینکه بیش از ۱۴۰ سال از تعیین جایگاه هیدروژن در جدول تناوبی می‌گذرد هنوز هم درستی این محل، با شک همراه است. آرتی ساندرسون پایه‌های اساسی این معما را خاطرنشان کرد. از سال ۱۹۶۴ در این زمینه پرسش‌هایی مطرح می‌شد که حل نشده باقی می‌ماند. نمایش این عنصر در بالای گروه فلزهای قلیایی و هالوژن‌ها متداول بود اما بررسی‌های دقیق، تشابه هیدروژن را به عنصرهای هر دو گروه کم‌وبیش ظاهری نشان می‌داد. از دیدگاه مقدار انرژی یونش و الکترونخواهی، هیدروژن مشابهت بیشتری با کربن و دیگر عنصرهای گروه چهارم جدول دارد. پس قراردادن آن در بالای این گروه نیز موجه به نظر می‌رسد. از سویی آرایش الکترونی $1s^1$، هیدروژن را به فلزهای قلیایی شبیه می‌کند؛ مانند عنصرهای این گروه می‌تواند هالید تشکیل دهد و نیز در فشار زیاد، ساختار فلزی به خود می‌گیرد. از سوی دیگر تشابه آن با هالوژن‌ها نیز بسیار زیاد است. در همین حال آرایش الکترونی نیم‌پر هیدروژن را می‌توان شبیه آرایش لایه ظرفیت نیم‌پر کربن درنظر گرفت اما هیدروژن برخلاف کربن ـ که یون‌های بسیار ناپایدار تشکیل می‌دهد ـ با کاتیون‌ها و آنیون‌ها ترکیب‌های پایدار ایجاد می‌کند. همه این مشاهده‌ها باعث شده است که هنوز جای هیدروژن در بالای هر یک از سه گروه ۱، ۴ و ۷ جدول مورد رضایت نباشد. به‌نظر می‌رسید قرار دادن هیدروژن در بالای کربن و کمی متمایل به سمت چپ آن بهترین گزینه باشد.



در سال ۱۹۸۹ با این استدلال که الکترونگاتیوی، بُعد سوم جدول تناوبی است، نوع سه بعدی جدول ارائه شد و هیدروژن در آن نخستین عنصر گروه فلزهای قلیایی درنظر گرفته شده بود.

هم اکنون هیدروژن رسماً عنصری از گروه نخست جدول است و بنا به آنچه گفته شد در کتاب‌ها و کلاس‌های شیمی این جایگاه پذیرفته شده است در حالی‌که شیمی آن غیرفلزی بودن این عنصر و مستقل بودن آن از فلزهای قلیایی را آشکارا ثابت می‌کند. گویی تلاش در جهت یافتن خانواده‌ای مناسب برای هیدروژن، به کلی فراموش شده است.

عددنگری به جای توجه به شیمی

در بحث‌های مربوط به جایگاه هیدروژن در جدول تناوبی، علم شیمی بارها نادیده گرفته شده است. به‌نظر می‌رسد شایع‌ترین خطا در این زمینه از نوعی عددنگری ناشی می‌شود؛ باوری که در آن، تعداد الکترون‌ها بدون توجه به زمینه و شرایط آن‌ها، شیمی یک عنصر را تعیین می‌کند. نادرستی این باور را با این استدلال غیرمنطقی به سادگی می‌توان توجیه کرد: «چون هلیم حاوی دو الکترون در لایهٔ ظرفیت خود است باید در جدول، بالای بریلیم قرار گیرد.» آیا قرار دادن هیدروژن در خانواده فلزهای قلیایی به دلیل داشتن یک الکترون در لایهٔ ظرفیت، به اندازهٔ قرار دادن هلیم، بالای بریلیم بی‌معنا نیست؟ هر دوی این دیدگاه‌ها ناشی از نادیده گرفتن زمینه و شرایط الکترون‌هاست و از عددنگری سرچشمه می‌گیرد.

شاخص خیلی روشن برای نشان دادن اختلاف بین الکترون هیدروژن و الکترون‌های ظرفیت فلزهای قلیایی، از مقایسهٔ عمق چاه‌های انرژی نسبی آن‌ها آشکار می‌شود. پتانسیل یونش برای هیدروژن و لیتیم به ترتیب ۱۳/٦ eV و ۵/۳ eV است. افزون بر این، بررسی ماهیت حالت‌های فلزی و نافلزی عنصرها توسط *ادواردز* سینکو نشان می‌دهد که هیدروژن در حقیقت یکی از نافلزترین عنصرهاست و حالت فلزی آن حتی از اکسیژن و بیشتر هالوژن‌ها نیز کمتر است. استقرار نابجای هیدروژن در رأس خانوادهٔ فلزهای قلیایی به مسابقه‌ای پرشور در پرداختن به تصورهای لجام گسیخته انجامیده است. پس از رسانا شدن هیدروژن در فشارهای بالا، گزارش شد که این معیاری برای تشابه ذاتی هیدروژن با فلزهای قلیایی است. تا هنگامی که واقعیت‌های محدود و بسته، محدودیت پژوهش برای کشف خواص فلزی در میان عناصر نافلزی را دربر می‌گیرد، دلیل منطقی برای درنظر گرفتن هیدروژن به‌عنوان عنصری که دارای خواص فلزی بیشتری نسبت به بسیاری از دیگر نافلزهاست، وجود ندارد. بور، اکسیژن، گوگرد، سلنیم و فسفر همگی در فشار زیاد به‌صورت رسانا در آمده‌اند. هم بور و هم اکسیژن نسبت به هیدروژن، نامزدهای بهتری برای نمایش خواص فلزی هستند زیرا اکنون هر دوی آن‌ها بر اثر فشار به اَبَررسانا تبدیل شده‌اند، در حالی‌که اِعمال فشار روی نیتروژن، یک نیم‌رسانا تولید کرده است. فلزی شدن هیدروژن در فشار بالا پرسش‌هایی مانند «فلز چیست؟» و «چه موقع ترکیب، حالت فلزی دارد؟» را پیش می‌کشد. پرسش در این مورد باید بدین صورت مطرح شود: در کجا یک نافلز مثل فلز عمل می‌کند؟ در پاسخ، باید به این سه

احتمال اشاره کرد:
آ. در محیط آزمایشگاهی با فشار بسیار زیاد؛
ب. در یک کیسه گازی بزرگ مانند سیارهٔ مشتری؛
پ. در مجاورت سیارهٔ نوترونی.

شیمی هیدروژن

تنها عملکرد جدول تناوبی که مورد پذیرش همگان بوده، تناوبی بودن خواص فیزیکی و شیمیایی عنصرها، با افزایش عدد اتمی آن‌هاست. با وجود این، حتی اگر تمام خواص مربوط به پتانسیل یونش، الکترونخواهی و الکترونگاتیوی بین هیدروژن و کربن رابطه نزدیکی ایجاد کند، مقایسهٔ شیمی آن‌ها به گونه‌ای شگفت‌آور فراموش شده است. رابطه هیدروژن با خانوادهٔ کربن و سیلیسیم به‌طور آشکار از مقایسه شیمی پیوندهای H-H، C-H و Si-H قابل مشاهده است. ماهیت هم‌خانواده بودن این پیوند با شیمی متان نشان داده شده است. انرژی پیوند کووالانسی برای فلزهای قلیایی چنان کم است، که آن‌ها تسلیم حالت فلزی می‌شوند: Li-Li (۱۱۰/۲۱) و Na-Na (۷۳/۰۸) و Li-K (۸۲) و Na-K (۶۵/۹۹). در صورتی‌که هیدروژن و کربن پیوندهای کووالانسی خیلی قوی تشکیل می‌دهند: H-H(۴۳۵/۹۹) و CH_3-H (۴۳۸/۹) و CH_3-CH (۳۷۶).

بر خلاف فلزهای قلیایی که در محلول‌ها به راحتی کاتیون‌های M^{n+} را ایجاد می‌کنند هیدروژن همیشه به‌صورت کووالانسی است و کاتیون H^+ آزاد فقط در خلأ وجود دارد. از واکنش هیدروژن با کلر، فراورده کووالانسی و گازی شکل HCl به‌دست می‌آید که یونی نیست.

تشابه با خانواده C و Si

سیلارد و هافمن در سال ۱۹۸۴ توضیح‌های روشنی در مورد هم‌خانواده بودن هیدروژن و کربن ارائه کردند و سی‌یر در سال ۲۰۰۱ این مشاهده‌ها را تأیید کرد. کرابتری در دو بررسی جداگانه، تشابه‌ها و تفاوت‌های رفتار شیمیایی پیوندهای Si-H، H-H، C-H، و C-C را تجزیه و تحلیل کرد. ایراد وارد به هم خانواده بودن هیدروژن و کربن این است که کربن، یون‌های بسیار ناپایداری ایجاد می‌کند اما هیدروژن کاتیون‌ها و آنیون‌های پایداری تشکیل می‌دهد. چنان که اشاره شد H^+ آزاد در هیچ سامانه‌ای وجود ندارد. نویسندگان کتاب‌های درسی در اثر یک عادت نادرست، اغلب H^+ را به جای H_3O^+ به‌کار می‌گیرند. از تشابه گونه‌های اکسونیومی H_3O^+ ، ROH_2^+ و R_2OH^+ می‌توان به هم‌خانواده بودن کربن و هیدروژن پی برد. بدون شک ارتباط خانوادگی همچون کربن تا سیلیسیم می‌تواند تعمیم یابد. در شیمی پیوند $C\text{-}SiR_3$ گروه تری‌الکیل سیلیل ارتباط چشمگیری با هیدروژن دارد. رفتار پیوندهای C-H و Si-C در فرایندهای اکسایش نیز مشابه است. دلیل دیگر هم‌خانواده بودن هیدروژن و سیلیسیم نیز از مقایسهٔ شیمی گروه متصل شده به اکسیژن نتیجه می‌شود. گروه $O\text{-}SiR_3$ مانند گروه O-H عمل می‌کند. در بسیاری از واکنش‌ها، گروه SiR_3 بیشتر شبیه پروتون آبی و قطبش‌پذیر عمل می‌کند و سرانجام اینکه، پیوندهای H-H و Si-H حتی در کاهش گروه‌های کربونیل هم، رفتار شیمیایی یکسان دارند. در میان دیگر خانواده‌های عنصرهای جدول تناوبی، با افزایش عدد اتمی تفاوت‌هایی به این شرح در واکنش‌پذیری عنصرها رخ می دهد:

در واکنش‌پذیری بسیار زیاد فلوئور نسبت به ید، پیوند چندگانه همه‌جا حاضر کربن، به ندرت در سیلیسیم مشاهده شده است. هیدروژن که از کمترین بار هسته در بین تمام عنصرها برخوردار است، خاصیت شیمیایی منحصر به‌فردی را به نمایش می‌گذارد. گذشته از این خصوصیات شیمیایی مشترک هیدروژن با خانواده کربن، وقتی به عنصرهایی با الکترونگاتیوی بسیار بالا همانند حالت موجود در پیوندهای N-H، O-H، H-F و C-H وصل می‌شود، توانایی استفاده از زوج الکترون ناپیوندی اتم دوم را دارد و پیوندهایی تشکیل می‌دهد که از دیدگاه قدرت و خواص زاویه‌ای، در هیچ برهمکنش الکترواستاتیک معمول، یافت نمی‌شود. هیچ عنصر دیگری مانند هیدروژن در حالتی که به شکل کووالانسی و با لایهٔ ظرفیت پُر در پیوند شرکت داشته باشد توانایی استفاده از زوج الکترون ناپیوندی اتم دوم را ندارد.

نتیجه‌گیری

خوب یا بد، افرادی هستند که به شیمی‌دانان اعتماد کرده‌اند و آرایش منسجمی از عنصرها را که به دلایل هم‌خانواده بودن بر اساس خواص فیزیکی و شیمیایی مشترک‌شان در جدول پیشنهاد کرده‌اند می‌پذیرند اما دیگر نباید بهانه‌ای برای پرداختن ظاهربینانه به هیدروژن وجود داشته باشد، به‌نحوی که تبار شیمیایی آن مورد انکار قرار بگیرد. اکنون ما آماده‌ایم که جدول خانوادگی جدیدی تهیه کنیم که تاکنون هیچ فرد یا گروهی آن را پیش‌بینی نکرده است. این جدول جدید خواص فیزیکی و منشأ پیدایش شیمی در هر گروه از عنصرهای یک خانواده را به خوبی به نمایش می‌گذارد.

*** منابع**

1. Cronyn, M. W. *J. Chem. Educ.*, **2003**, 80, *947*.
2. Laing, M. *Foundations of Chemistry*., **2007**, *9*,127.
3. van Spronsen. J.W. The Periodic System of Chemical Elements. Amsterdam: Elsevier, **1969**, pp. 129, 134, 137, 149, 151, 156, 160, 353.
4. Laing. M. *Foundations of Chemistry*, **2005**, 203.
5. Rayner - Canham, *Journal of Chemical Education,* **2000**. 77, 1053.
6. Kaesz H. ; Atkins. P. *Chemistry international,*. **2003**, 25, 14.