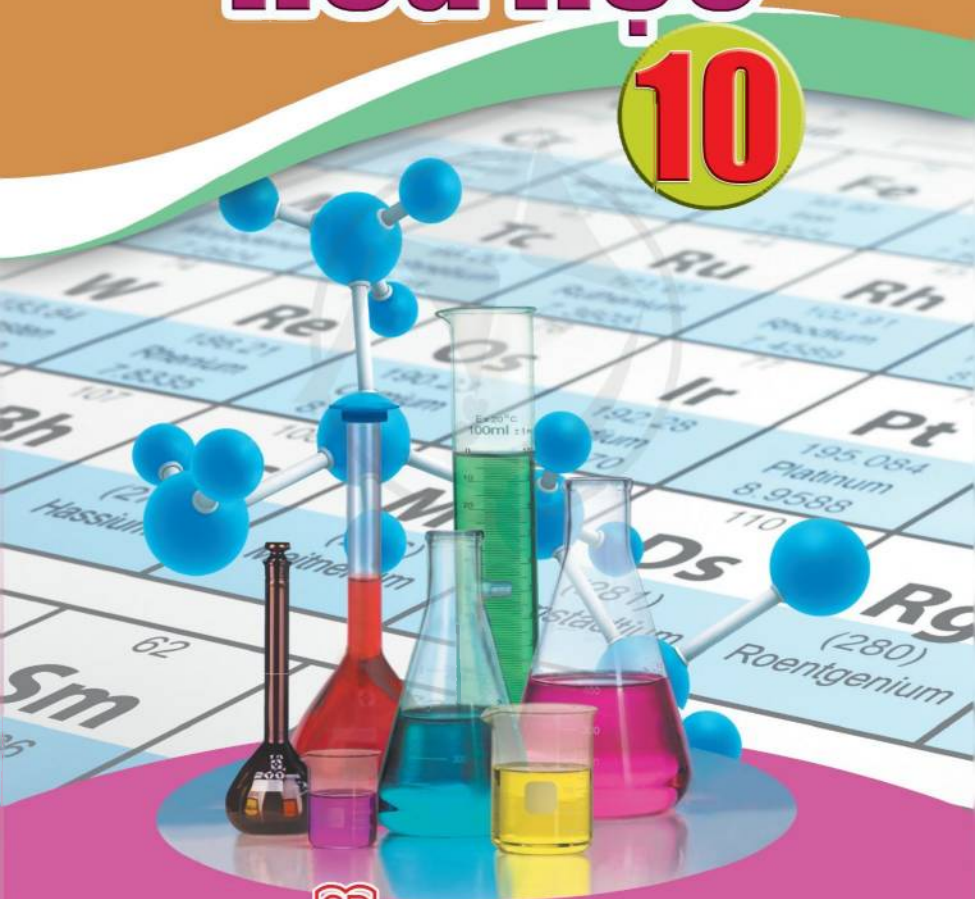




TRẦN THÀNH HUẾ (Tổng Chủ biên)
NGUYỄN NGỌC HÀ (Chủ biên) – DƯƠNG BÁ VŨ

Hoá học

10



NHÀ XUẤT BẢN ĐẠI HỌC SƯ PHẠM

TRẦN THÀNH HUỆ (Tổng Chủ biên)
NGUYỄN NGỌC HÀ (Chủ biên) – DƯƠNG BÁ VŨ

Hoá học



*(Sách đã được Bộ trưởng Bộ Giáo dục và Đào tạo phê duyệt sử dụng
trong cơ sở giáo dục phổ thông tại Quyết định số 442/QĐ-BGDĐT ngày 28/01/2022)*

NHÀ XUẤT BẢN ĐẠI HỌC SƯ PHẠM

MỤC LỤC

LỜI NÓI ĐẦU	3
HƯỚNG DẪN SỬ DỤNG SÁCH	4
Bài 1. Nhập môn hoá học	6
Chủ đề 1. CẤU TẠO NGUYÊN TỬ	11
Bài 2. Thành phần của nguyên tử	11
Bài 3. Nguyên tử hoá học	16
Bài 4. Mô hình nguyên tử và orbital nguyên tử	21
Bài 5. Lớp, phân lớp và cấu hình electron	26
Chủ đề 2. BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC	31
Bài 6. Cấu tạo của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học	31
Bài 7. Xu hướng biến đổi một số tính chất của đơn chất, biến đổi thành phần và tính chất của hợp chất trong một chu kì và trong một nhóm	38
Bài 8. Định luật tuần hoàn và ý nghĩa của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học	46
Chủ đề 3. LIÊN KẾT HOÁ HỌC	49
Bài 9. Quy tắc octet	49
Bài 10. Liên kết ion	53
Bài 11. Liên kết cộng hoá trị	57
Bài 12. Liên kết hydrogen và tương tác van der Waals	64
Chủ đề 4. PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ	70
Bài 13. Phản ứng oxi hoá – khử	70
Chủ đề 5. NĂNG LƯỢNG HOÁ HỌC	77
Bài 14. Phản ứng hoá học và enthalpy	77
Bài 15. Ý nghĩa và cách tính biến thiên enthalpy phản ứng hoá học	82
Chủ đề 6. TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG HOÁ HỌC	88
Bài 16. Tốc độ phản ứng hoá học	88
Chủ đề 7. NGUYÊN TỐ NHÓM VIIA (NHÓM HALOGEN)	99
Bài 17. Nguyên tố và đơn chất halogen	99
Bài 18. Hydrogen halide và hydrohalic acid	109
PHỤ LỤC 1. BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC	115
PHỤ LỤC 2. NĂNG LƯỢNG CỦA MỘT SỐ LOẠI LIÊN KẾT Ở ĐIỀU KIỆN CHUẨN	116
PHỤ LỤC 3. ENTHALPY TẠO THÀNH CHUẨN CỦA MỘT SỐ CHẤT	117
BẢNG GIẢI THÍCH THUẬT NGỮ	118
BẢNG TRÍCH DẪN NGUỒN TÀI LIỆU	119
BẢNG TRA CỨU TÊN RIÊNG NƯỚC NGOÀI	119



LỜI NÓI ĐẦU

Chào mừng các em đến với thế giới hoá học diệu kì và đầy màu sắc, một phần không thể thiếu giúp chúng ta hiểu biết về thế giới tự nhiên xung quanh. Hoá học sẽ góp phần giúp các em giải thích được những sự vật, hiện tượng của thế giới tự nhiên xảy ra hằng ngày, hằng giờ, chẳng hạn: Vì sao con người cần phải uống đủ nước? Vì sao than lại cháy được trong khi đá vôi thì không cháy được?... Hơn thế nữa, những kiến thức hoá học giúp chúng ta hiện thực hoá được những điều kì diệu, chẳng hạn: biến than chì thành kim cương, biến nước thành nhiên liệu sạch.... hay xa hơn là chuyển hoá chất độc hại thành những chất có ích.

Môn Hoá học ở trung học phổ thông gồm ba phần chính: **cơ sở hoá học chung**, **hoá vô cơ** và **hoá hữu cơ**. Phần cơ sở hoá học chung sẽ cung cấp những kiến thức nền tảng để các em hiểu và giải thích các nội dung cụ thể của phần hoá vô cơ và hoá hữu cơ. Từ sự biến đổi hoá học xung quanh ta, những kiến thức thu được sẽ giúp các em yêu thích sự sáng tạo, có thể tự mình thực hiện những thí nghiệm thú vị như nuôi tinh thể muối, làm sơn môi, làm xà phòng....

Nội dung môn Hoá học lớp 10 tập trung chủ yếu vào cơ sở hoá học chung, bao gồm các chủ đề: Cấu tạo nguyên tử, Bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học, Liên kết hoá học, Phản ứng oxi hoá – khử, Năng lượng hoá học, Tốc độ phản ứng hoá học và một phần hoá học vô cơ: Nguyên tố nhóm VIIA. Các kiến thức phần cơ sở hoá học chung có tính logic và quy luật cao. Do vậy, các em cần nắm vững các quy luật, bản chất hoá học để không chỉ **nhớ** mà còn **hiểu** và **vận dụng** được những quy luật đó.

Chúc các em luôn hào hứng và tìm thấy nhiều niềm vui khi học tập môn Hoá học, qua đó khám phá được những điều thú vị của thế giới xung quanh.

CÁC TÁC GIẢ

HƯỚNG DẪN SỬ DỤNG SÁCH

Các nội dung trong cuốn sách sẽ được trình bày chủ yếu trong hai tuyến: tuyến chính và tuyến phụ. Tuyến chính bao gồm toàn bộ những nội dung chính mà các em cần lĩnh hội được sau khi học xong bài học. Tuyến phụ được viết song song với tuyến chính, với mục đích hỗ trợ, giúp các em nhớ, hiểu và vận dụng được nội dung trong tuyến chính. Ngoài hai tuyến này, mỗi bài học còn có phần mở đầu, ghi nhớ và bài tập sẽ giúp các em hướng tới bài học, tóm tắt nội dung bài học, cũng như luyện tập để củng cố, vận dụng kiến thức và kỹ năng đã biết. Mục tiêu là khi học xong mỗi bài, các em sẽ đạt được những yêu cầu nêu ra trong phần đầu tiên của bài: “*Học xong bài học này, em có thể*”.

Sách giáo khoa Hoá học sử dụng hệ thống logo dễ nhớ và đẹp mắt, giúp các em sử dụng cuốn sách được dễ dàng hơn.



Mở đầu

Thực hiện hoạt động mở đầu sẽ giúp các em hướng tới nội dung chính của bài.



Trả lời câu hỏi hoặc thảo luận

Thực hiện hoạt động này góp phần giúp các em khắc sâu kiến thức ở tuyến chính tương ứng. Các em nên đọc kỹ nội dung tuyến chính để hiểu, sau đó trả lời câu hỏi. Các em cần thực hiện được tất cả yêu cầu của hoạt động này.



Thực hành

Thực hiện hoạt động này giúp các em khám phá kiến thức và rèn luyện kỹ năng thực hành. Các em cần liên hệ giữa lý thuyết với các quan sát từ thí nghiệm để thực hiện hoạt động này.

Trong điều kiện không thể thực hiện thí nghiệm, có thể thay thế bằng quan sát thí nghiệm ảo hoặc video, băng hình thí nghiệm.



Luyện tập

Thực hiện hoạt động này giúp các em nhớ, hiểu và vận dụng những nội dung chính của bài học, nhằm luyện tập nội dung ở tuyến chính tương ứng. Các em cần thực hiện được tất cả yêu cầu của hoạt động này.



Vận dụng

Thực hiện hoạt động này góp phần giúp các em vận dụng được kiến thức, kĩ năng đã học vào thực tiễn. Các em hãy cố gắng thực hiện được nhiều nhất các yêu cầu của hoạt động này.



EM CÓ BIẾT

Phần này cung cấp thêm những thông tin mở rộng so với tuyến chính. Kiến thức trong phần này chỉ có ý nghĩa đọc thêm.



Kiến thức cốt lõi

Phần này tóm tắt cô đọng những kiến thức cốt lõi mà các em cần đạt được sau mỗi bài học.

Phần “*Kiến thức bổ trợ*” cung cấp thêm các kiến thức nhằm hỗ trợ việc học tập các nội dung tuyến chính được tốt hơn.

Phần Bài tập ở cuối mỗi bài học rất quan trọng, giúp các em vận dụng kiến thức, kĩ năng trong bài học ở nhiều mức độ khác nhau, trong đó bài tập có đánh dấu sao (*) là những bài tập khó hơn, có tính vận dụng cao hơn. Các em hãy cố gắng làm được tất cả bài tập của phần này.

Mong rằng cuốn sách này vừa là người thầy, vừa là người bạn thân thiết của các em. Các em hãy làm theo những chỉ dẫn trong sách và không viết, vẽ vào sách nhé!

Bài 1

NHẬP MÔN HOÁ HỌC

Học xong bài học này, em có thể:

- Nêu được đối tượng nghiên cứu của hoá học.
- Trình bày được phương pháp học tập và nghiên cứu hoá học.
- Nêu được vai trò của hoá học đối với đời sống, sản xuất,...



Nội dung nào dưới đây thuộc đối tượng nghiên cứu của hoá học?

- (1) Sự hình thành hệ Mặt Trời.
- (2) Cấu tạo của chất và sự biến đổi của chất.
- (3) Quá trình phát triển của loài người.
- (4) Tốc độ của ánh sáng trong chân không.



Hoá học là ngành khoa học thuộc lĩnh vực khoa học tự nhiên, nghiên cứu về thành phần, cấu trúc, tính chất, sự biến đổi của các đơn chất, hợp chất và năng lượng đi kèm những quá trình biến đổi đó. Hoá học kết hợp chặt chẽ giữa lí thuyết và thực nghiệm, là cầu nối giữa các ngành khoa học tự nhiên khác như vật lí, sinh học, y dược, môi trường và địa chất học. Hoá học có năm nhánh chính, bao gồm: hoá lí thuyết và hoá lí, hoá vô cơ, hoá hữu cơ, hoá phân tích, hoá sinh.



a) Hoá lí thuyết và hoá lí



b) Hoá vô cơ



c) Hoá hữu cơ



d) Hoá phân tích



e) Hoá sinh

Hình 1.1. Năm nhánh chính của hoá học

1 ĐỐI TƯỢNG NGHIÊN CỨU CỦA HOÁ HỌC

Đối tượng nghiên cứu của hoá học là chất và sự biến đổi của chất.



1. Hãy kể tên một số chất thông dụng xung quanh em và cho biết chất đó được tạo nên từ các nguyên tử của nguyên tố nào.

1. Chất

Tất cả những chất xung quanh ta đều được tạo nên từ các nguyên tử của các nguyên tố hoá học. Nguyên tử có kích thước vô cùng nhỏ, nhưng thể hiện đầy đủ tính chất hoá học của một nguyên tố. Vậy nguyên tử có cấu tạo như thế nào?

Trong hầu hết các trường hợp, các nguyên tử *liên kết* với nhau để trở thành những phân tử lớn hơn. Vậy bản chất của liên kết đó ra sao? Có những loại liên kết nào?

Cấu tạo có quyết định đến tính chất của chất hay không? Ví dụ sau đây sẽ giúp trả lời câu hỏi này: Cùng có công thức phân tử là C_2H_6O , nhưng ethanol (C_2H_5-OH) hoá hơi ở $78,4^\circ C$ và tác dụng được với Na; trong khi dimethyl ether (CH_3-O-CH_3) hoá hơi ở ngay nhiệt độ rất thấp, $-24^\circ C$ và không tác dụng được với Na.

Như vậy, *cấu tạo quyết định đến tính chất* (vật lí và hoá học) của chất, nên những hiểu biết về cấu tạo hoá học là đặc biệt quan trọng, góp phần dự đoán và giải thích tính chất của các chất.

2. Sự biến đổi của chất

Hoá học nghiên cứu về các phản ứng xảy ra trong tự nhiên, chẳng hạn như trong khí quyển, trong các nguồn nước, trong cơ thể động vật và thực vật, cũng như trong sản xuất hoá học.... nhằm phục vụ các mục đích của con người. Một số câu hỏi lớn được đặt ra cho nội dung này: Các chất phản ứng với nhau theo quy luật nào để tạo ra chất mới mong muốn? Phản ứng xảy ra ở điều kiện nào? Tốc độ phản ứng thay đổi ra sao?...

II PHƯƠNG PHÁP HỌC TẬP VÀ NGHIÊN CỨU HOÁ HỌC

Có nhiều phương pháp khác nhau để giúp học tốt môn Hoá học, sau đây là một số điều cốt lõi cần thiết đối với em trong quá trình học tập môn này.

- Trước tiên, cần nắm vững nội dung chính của các vấn đề lí thuyết hoá học. Các nội dung đó bao gồm: cấu tạo của chất, sự biến đổi vật lí và hoá học của chất, các yếu tố ảnh hưởng đến quá trình biến đổi chất, ứng dụng của chất, hoá học trong đời sống và sản xuất. Để nắm vững các nội dung kiến thức, em cần chủ động tự học tại nhà, đồng thời tham gia tích cực vào các hoạt động học tập trên lớp.



2. Hãy cho biết loại liên kết trong phân tử nước và trong muối ăn.



3. Do có cấu tạo khác nhau mà kim cương, than chì và than đá dù đều tạo nên từ những nguyên tử carbon nhưng lại có một số tính chất vật lí, hoá học khác nhau. Hãy nêu những tính chất khác nhau của chúng mà em biết.



1. Hãy nêu một số ví dụ về phản ứng hoá học xảy ra trong tự nhiên và trong sản xuất hoá học. Vai trò và ứng dụng của chúng là gì?



4. Hãy cho biết sự khác nhau giữa biến đổi hoá học và biến đổi vật lí.
5. Hãy nêu vai trò, ứng dụng của nước và oxygen mà em biết.

2. Vì sao cần liên hệ nội dung bài học hoá học với nội dung những môn học khác cũng như các thí nghiệm, quá trình thực tiễn có liên quan? Nêu một ví dụ.

3. Vì sao người ta thường dùng thuốc muối (NaHCO_3) để làm giảm cơn đau dạ dày?
4. Vì sao không được đốt than, củi trong phòng kín?



6. Mỗi thực phẩm sau cung cấp nhóm chất dinh dưỡng nào là chủ yếu: thịt, cá, trứng, sữa, rau xanh, trái cây?

- Tiếp đến, em cần chủ động tìm hiểu thế giới tự nhiên thông qua các hoạt động khám phá. Hoạt động khám phá trong môn Hoá học bao gồm: quan sát hoặc tiến hành quá trình thực nghiệm nghiên cứu, thu thập thông tin: phân tích, xử lý số liệu; giải thích, dự đoán được kết quả nghiên cứu một số sự vật, hiện tượng trong tự nhiên và đời sống. Từ đó, em rèn luyện được kỹ năng tiến trình khám phá, bao gồm: (1) Đề xuất vấn đề; (2) Đưa ra phán đoán và xây dựng giả thuyết nghiên cứu về vấn đề; (3) Lập kế hoạch thực hiện quá trình khám phá; (4) Thực hiện kế hoạch khám phá; (5) Viết, trình bày báo cáo, thảo luận, tiếp thu, phản biện và kết luận về kết quả khám phá. Hình thức của hoạt động khám phá có thể bao gồm: tìm hiểu trên mạng internet; tham gia hoạt động trong lớp, trong phòng thí nghiệm; tham gia hoạt động ngoài lớp học do giáo viên, nhà trường tổ chức.
- Sau cùng, để việc học tập hoá học đạt hiệu quả cao nhất, em cần chủ động liên hệ, gắn kết những nội dung kiến thức đã học và kinh nghiệm đã được tích lũy trong quá trình tìm hiểu, khám phá để phát hiện, giải thích các hiện tượng tự nhiên, vận dụng vào các tình huống thực tiễn....

III VAI TRÒ CỦA HOÁ HỌC TRONG THỰC TIỄN

1. Trong đời sống

Hoá học luôn ở xung quanh ta và có vai trò rất quan trọng trong cuộc sống.

- Hoá học về lương thực – thực phẩm: Để hoạt động và phát triển, con người cần sử dụng các loại lương thực – thực phẩm chứa các chất đường, tinh bột, chất đạm, chất béo, vitamin và khoáng chất. Trong cơ thể con người, luôn diễn ra rất nhiều phản ứng hoá học, như phản ứng chuyển hoá thức ăn thành các dạng mà cơ thể có thể hấp thu, phản ứng oxi hoá – khử cung cấp năng lượng cho cơ thể,... Vậy những phản ứng hoá học này xảy ra như thế nào và bị ảnh hưởng bởi các yếu tố gì? Chế độ ăn uống của con người như thế nào là hợp lý và có lợi cho sức khoẻ? Làm thế nào để tăng khả năng hấp thu của cơ thể? Chế độ ăn kiêng thế nào là phù hợp?... Đây là những câu hỏi được đặt ra đối với các nhà hoá học.

- Hoá học về thuốc: Thuốc là những chất hoá học thường có khối lượng phân tử khoảng 100 – 500 amu. Trong cơ thể, chúng gây ra các phản ứng sinh hoá, có tác dụng chẩn đoán, phòng ngừa hoặc điều trị bệnh. Hoá học giúp chúng ta tìm và sản xuất được những loại thuốc có hiệu quả điều trị cao hơn, an toàn hơn cũng như rẻ tiền hơn.
- Hoá học về mỹ phẩm: Sơn môi, nước hoa,... là những ví dụ về việc sử dụng các chất hoá học trong mỹ phẩm. Nghiên cứu về hoá học sẽ giúp chúng ta biết cách lựa chọn hoặc tạo ra những chất có màu sắc đẹp và an toàn, có mùi hương thích hợp và tồn tại lâu hơn....
- Hoá học về chất tẩy rửa: Xà phòng; bột giặt; nước rửa chén bát, nhà vệ sinh,... là những ví dụ về việc sử dụng các chất hoá học với mục đích tẩy rửa trong gia đình.

2. Trong sản xuất

Bên cạnh các phản ứng xảy ra trong tự nhiên, bằng những hiểu biết về hoá học, con người đã chủ động tạo ra các quá trình hoá học phục vụ mục đích tồn tại và phát triển.

- Hoá học về năng lượng: Có rất nhiều phản ứng hoá học khi xảy ra sẽ kèm theo sự giải phóng năng lượng. Ví dụ các quá trình đốt cháy nhiên liệu như xăng, dầu, than củi,... Nhiên liệu cần cho tất cả các quá trình sản xuất, các nhà máy nhiệt điện, ô tô, máy bay, tên lửa,... Hiểu biết về hoá học giúp chúng ta lựa chọn được nhiên liệu phù hợp với từng quá trình sản xuất và đặc biệt là xu hướng sử dụng nhiên liệu sạch, nhiên liệu tái tạo trong tương lai.
- Hoá học về sản xuất hoá chất: Các hoá chất cơ bản như NH_3 , H_2SO_4 , HCl , HNO_3 ,... có vai trò đặc biệt quan trọng, là nguyên liệu cho các ngành sản xuất khác, được sản xuất với lượng lớn trong các nhà máy sản xuất hoá chất.
- Hoá học về vật liệu: Sự tiến bộ của khoa học công nghệ ngày nay có sự đóng góp không nhỏ của các loại vật liệu mới, tiên tiến như: vật liệu xúc tác nhằm đẩy nhanh tốc độ các phản ứng hoá học; vật liệu chịu nhiệt, chịu áp suất; vật liệu có điện trở cực thấp; vật liệu lưu giữ năng lượng,... Các vật liệu thông thường như sắt, thép, xi măng, nhựa,... đều được tạo ra từ các quá trình hoá học.

EM CỎ BIẾT

Cisplatin [$\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2$] thường được sử dụng để điều trị nhiều bệnh ung thư như: ung thư tinh hoàn, ung thư buồng trứng, ung thư cổ tử cung, ung thư vú, ung thư bàng quang, ung thư đầu cổ, ung thư thực quản, ung thư phổi, u trung biểu mô, u não,...



5. Vì sao hydrogen (H_2) được coi là nhiên liệu của tương lai?



7. Một lượng lớn NH_3 tổng hợp từ N_2 và H_2 sẽ được sử dụng để sản xuất phân bón hoá học. Đó là loại phân bón đạm, lân hay kali?

EM CỎ BIẾT

Tantalum carbide (TaC) và hafnium carbide (HfC) là những vật liệu có thể chịu được nhiệt độ tới 4 000 °C. Chúng là các vật liệu tiềm năng cho phần vỏ chịu nhiệt của những con tàu vũ trụ.



6. Chế tạo son môi từ dầu gấc

Dầu gấc được chiết từ quả gấc, có thành phần chủ yếu là β -carotene (màu vàng cam). Khi vào cơ thể, β -carotene sẽ chuyển thành vitamin A, một chất có tác dụng làm trắng sáng, mịn và giảm lão hoá cho da. Trong dầu gấc còn có lycopene với hàm lượng khá cao (gấp 68 lần trong cà chua). Lycopene cũng là chất chống oxy hoá, ngăn ngừa lão hoá, có tác dụng dưỡng sáng và giữ ẩm cho da.

Nguyên liệu: 1 thìa dầu dừa, 1 thìa sáp ong, 1 thìa bơ trắng, vài giọt tinh dầu yêu thích để tạo hương, một nửa thìa dầu gấc (có thể điều chỉnh tăng giảm), vitamin E (có thể lấy từ vài viên vitamin E).

Thực hiện: Cho dầu dừa, sáp ong, bơ và vitamin E vào bát hoặc cốc thủy tinh rồi đun cách thủy. Đảo đều đến khi tạo thành hỗn hợp đồng nhất. Tắt bếp rồi thêm dầu gấc và tinh dầu, trộn đều. Đổ hỗn hợp khi còn đang nóng vào ống đựng son.

Chú ý: Nếu không tìm được các nguyên liệu như trên, em có thể thay thế bằng các nguyên liệu khác tương tự. Ví dụ: thay dầu dừa bằng dầu ô liu, thay bơ trắng bằng bơ thực vật, thay dầu gấc bằng dầu thực vật khác hoặc hoa đậm bọt (để tạo màu), thay tinh dầu bằng hương vani,...

- Hoá học về môi trường: Những vấn đề về phòng chống và xử lý ô nhiễm môi trường ngày càng trở nên quen thuộc. Nước thải, khí thải nhà máy trước khi xả ra môi trường phải được xử lý bằng các biện pháp thích hợp; khí thải động cơ ô tô, xe máy cũng cần phải được xử lý để đạt đến tiêu chuẩn cho phép. Tầng ozone có vai trò bảo vệ Trái Đất bởi nó hấp thụ đến 99% các tia cực tím nguy hiểm từ Mặt Trời; tuy nhiên, tầng ozone đang bị đe dọa nghiêm trọng bởi sự ô nhiễm môi trường khí quyển. Những kiến thức về hoá học sẽ giúp chúng ta gìn giữ môi trường sống xanh, sạch đẹp và an toàn hơn.



Vì sao khí thải chứa SO_2 , NO_2 ,... cũng như nước thải chứa ion kim loại nặng như Fe^{3+} , Cu^{2+} ,... ở một số nhà máy thường được xử lý bằng cách cho tác dụng với sữa vôi ($\text{Ca}(\text{OH})_2$)?



- Đối tượng nghiên cứu của hoá học là chất và sự biến đổi của chất.
- Để học tập tốt môn Hoá học, cần:
 - Nắm vững nội dung chính của các vấn đề lí thuyết hoá học.
 - Chủ động tìm hiểu thế giới tự nhiên thông qua các hoạt động khám phá trong môn Hoá học.
 - Chủ động liên hệ, gắn kết những nội dung kiến thức đã học với thực tiễn.
- Hoá học luôn ở quanh ta, trong đời sống và sản xuất.



TRONG ĐỜI SỐNG

TRONG SẢN XUẤT

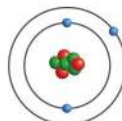
THÀNH PHẦN CỦA NGUYÊN TỬ

Học xong bài học này, em có thể:

- Trình bày được thành phần của nguyên tử.
- So sánh được khối lượng của electron với proton và với neutron.
- So sánh được kích thước của hạt nhân với nguyên tử.



Nguyên tử lithium được tạo nên từ ba loại hạt cơ bản (được tô màu khác nhau như ở Hình 2.1). Hãy gọi tên và nêu vị trí của mỗi loại hạt này trong nguyên tử.



Hình 2.1. Các hạt tạo nên nguyên tử lithium

1 THÀNH PHẦN VÀ CẤU TRÚC CỦA NGUYÊN TỬ

1. Thành phần nguyên tử

Mọi vật thể đều được tạo nên từ các chất và mọi chất đều được tạo nên từ các nguyên tử.

Bằng thực nghiệm, người ta đã xác định rằng nguyên tử được tạo nên từ các hạt nhỏ bé hơn, gọi là các hạt cơ bản.

Ba loại hạt cơ bản tạo nên nguyên tử là:

- Hạt electron, kí hiệu là e .
- Hạt proton, kí hiệu là p .
- Hạt neutron, kí hiệu là n .

Khối lượng và điện tích các hạt cơ bản này được thể hiện trong Bảng 2.1.

- Đơn vị của khối lượng nguyên tử là amu (atomic mass unit),
 $1 \text{ amu} = 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$.
- Đơn vị của điện tích các hạt cơ bản là e_0 (điện tích nguyên tố),
 $1 e_0 = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$.



1. Các nguyên tử đều trung hoà về điện. Dựa vào Bảng 2.1, em hãy lập luận để chứng minh rằng: Trong một nguyên tử, số proton và số electron luôn bằng nhau.



- Hạt proton, neutron nặng hơn hạt electron bao nhiêu lần?
- Hãy cho biết bao nhiêu hạt proton thì có tổng khối lượng bằng 1 gam.



EM CÒ BIẾT

Hydrogen là nguyên tố phổ biến nhất trong Mặt Trời, chiếm khoảng 74% khối lượng Mặt Trời.



- Khi các nguyên tử tiến lại gần nhau để hình thành liên kết hoá học, sự tiếp xúc đầu tiên giữa hai nguyên tử sẽ xảy ra giữa
 - lớp vỏ với lớp vỏ.
 - lớp vỏ với hạt nhân.
 - hạt nhân với hạt nhân.



- Nguyên tử lithium (Li) được tạo nên bởi 3 proton, 4 neutron và 3 electron. Khối lượng lớp vỏ của Li bằng khoảng bao nhiêu phần trăm khối lượng của cả nguyên tử Li?

Bảng 2.1. Khối lượng và điện tích của các hạt cấu tạo nên nguyên tử

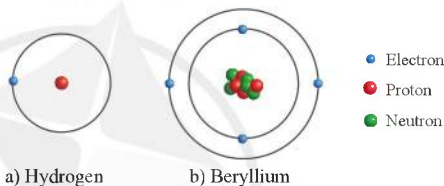
Loại hạt	Electron	Proton	Neutron
Khối lượng* (amu)	0,00055	1	1
Điện tích (e_e)	-1	+1	0

Trong tất cả các nguyên tố, chỉ có duy nhất một loại nguyên tử của hydrogen (H) được tạo nên bởi proton và electron (không có neutron).

2. Cấu trúc của nguyên tử

Nguyên tử gồm lớp vỏ được tạo nên bởi các hạt electron và hạt nhân được tạo nên bởi các hạt proton và neutron.

Hình dưới đây mô tả cấu tạo của một loại nguyên tử hydrogen và một loại nguyên tử beryllium.



Hình 2.2. Mô hình cấu tạo của một số nguyên tử



- Hãy chỉ ra những sự khác nhau về thành phần nguyên tử giữa nguyên tử hydrogen và beryllium được minh hoạ trong Hình 2.2.



II KHỐI LƯỢNG VÀ KÍCH THƯỚC CỦA NGUYÊN TỬ

Nguyên tử của các nguyên tố khác nhau có khối lượng và kích thước khác nhau.

1. Khối lượng của nguyên tử

Khối lượng của nguyên tử vô cùng nhỏ. Khối lượng nguyên tử thường được biểu thị theo đơn vị amu. Nguyên tử có khối lượng nhỏ nhất thuộc về nguyên tố hydrogen (H) là 1 amu; nguyên tử có khối lượng lớn nhất trong tự nhiên thuộc về nguyên tố uranium (U) là 238 amu.

Do khối lượng của các electron rất nhỏ so với khối lượng của proton hay neutron nên khối lượng nguyên tử tập trung chủ yếu ở hạt nhân nguyên tử. Một cách gần đúng, có thể coi khối lượng của nguyên tử bằng khối lượng của hạt nhân.

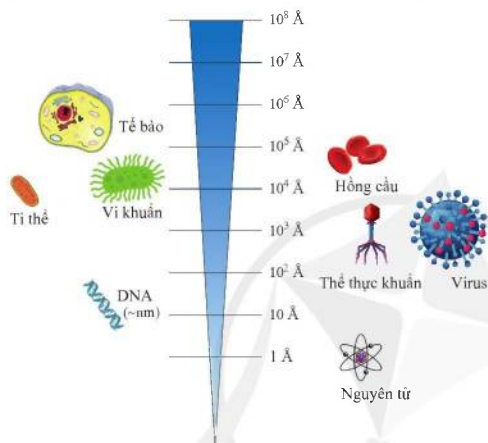
(*) Khối lượng gần đúng.

2. Kích thước của nguyên tử

Kích thước của nguyên tử là vô cùng nhỏ so với kích thước của vật thể khác trong tự nhiên (Hình 2.3). Coi nguyên tử có dạng hình cầu, khi đó, đường kính của nó chỉ khoảng 10^{-10} m. Nguyên tử có đường kính nhỏ nhất là helium (0,62 Å), nguyên tử có đường kính lớn nhất là francium (7,0 Å).

Angstrom là đơn vị đo độ dài, kí hiệu là Å,

$$1 \text{ Å} = 10^2 \text{ pm} = 10^{-10} \text{ m}.$$



Hình 2.3. So sánh kích thước của nguyên tử với một số vật thể

5. Hồng cầu được coi như có dạng đĩa tròn với đường kính $7,8 \times 10^4$ Å. Hỏi cần bao nhiêu nguyên tử Fr được sắp xếp thẳng hàng và khít nhau để tạo nên một đoạn thẳng có chiều dài bằng đường kính của hồng cầu?

EM CÓ BIẾT

Nếu nguyên tử có kích thước bằng một sân bóng đá thì hạt nhân chỉ có kích thước bằng một hạt đầu năm giữa sân bóng đá đó.

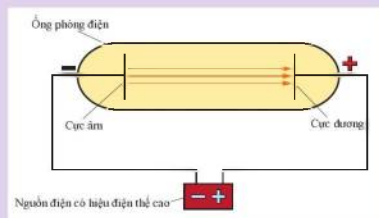
Hạt nhân nguyên tử có kích thước rất nhỏ so với nguyên tử. Kích thước hạt nhân bằng khoảng 10^{-5} đến 10^{-4} lần kích thước nguyên tử. Như vậy, phần không gian rỗng chiếm chủ yếu trong nguyên tử.



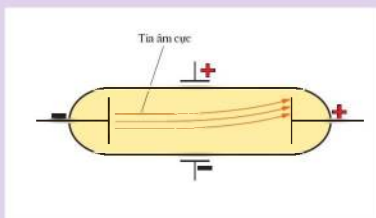
J. J. Thomson (1856 – 1940)

J. J. Thomson (J. J. Tô-m-xơn), nhà vật lí người Anh, được trao Giải thưởng Nobel (Nô-ben) Vật lí vào năm 1906 vì đã phát hiện ra một loại hạt cơ bản tạo nên nguyên tử. Thomson đã chế tạo ống tia âm cực gồm một ống thủy tinh được hút phần lớn không khí ra khỏi ống, một hiệu điện thế cao được đặt vào hai điện cực gần ở hai đầu ống (Hình 2.4a). Năm 1897, ông phát hiện ra một dòng hạt (tia) đi ra từ điện cực tích điện âm (cực âm) sang điện cực tích điện dương (cực dương). Tia này được gọi là tia âm cực.

Các hạt tạo nên tia âm cực có các đặc điểm: (1) Chuyển động theo đường thẳng trong ống (Hình 2.4a). (2) Hoàn toàn giống nhau dù các vật liệu làm cực âm khác nhau. (3) Bị lệch trong điện trường, về phía bản cực tích điện dương được đặt giữa ống tia âm cực (Hình 2.4b).



a) Ống tia âm cực



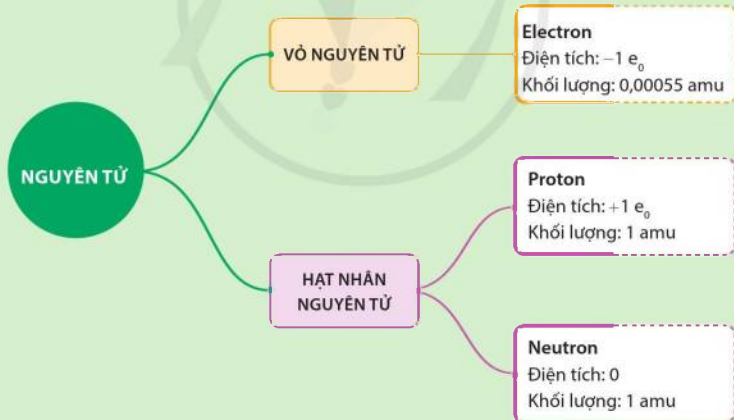
b) Tia âm cực bị lệch trong điện trường

Hình 2.4. Sơ đồ cấu tạo và hoạt động của ống tia âm cực

Hãy cho biết hạt tạo nên tia âm cực là loại hạt gì. Giải thích.



- Nguyên tử gồm lớp vỏ và hạt nhân nguyên tử. Lớp vỏ được tạo nên bởi các electron (e); hạt nhân được tạo nên bởi các proton (p) và neutron (n).



- Trong nguyên tử, số proton luôn bằng số electron.
- Khối lượng của nguyên tử vô cùng nhỏ. Đơn vị của khối lượng nguyên tử là amu.
- Kích thước hạt nhân rất nhỏ so với kích thước nguyên tử.

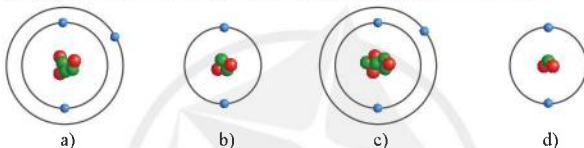
BÀI TẬP

- Bài 1.** Một loại nguyên tử hydrogen có cấu tạo đơn giản nhất, được tạo nên chỉ từ 1 electron và 1 proton. Những phát biểu nào sau đây là đúng khi nói về nguyên tử hydrogen này?
- (a) Đây là nguyên tử nhẹ nhất trong số các nguyên tử được biết cho đến nay.
 - (b) Khối lượng nguyên tử xấp xỉ 2 amu.
 - (c) Hạt nhân nguyên tử có khối lượng lớn gấp khoảng 1 818 lần khối lượng lớp vỏ.
 - (d) Kích thước của nguyên tử bằng kích thước của hạt nhân.
- Bài 2.** Các đám mây gây hiện tượng sấm sét được tạo nên bởi những hạt nước nhỏ li ti mang điện tích. Một phép đo thực nghiệm cho thấy một giọt nước có đường kính 50 μm mang một lượng điện tích âm là $-3,33 \times 10^{-17}\text{C}$. Hãy cho biết điện tích âm của giọt nước trên tương đương với điện tích của bao nhiêu electron.
- Bài 3.** Nguyên tử trung hoà về điện vì
- A. được tạo nên bởi các hạt không mang điện.
 - B. có tổng số hạt proton bằng tổng số hạt electron.
 - C. có tổng số hạt electron bằng tổng số hạt neutron.
 - D. tổng số hạt neutron bằng tổng số hạt proton.
- Bài 4.** Trả lời các câu hỏi sau:
- a) Loại hạt nào được tìm thấy trong hạt nhân nguyên tử?
 - b) Loại hạt nào được tìm thấy ở lớp vỏ nguyên tử?
 - c) Loại hạt nào mang điện trong nguyên tử?
 - d) Kích thước nguyên tử lớn hơn kích thước hạt nhân nguyên tử khoảng bao nhiêu lần?
- Bài 5.** Tính tổng số electron, proton và neutron trong một phân tử nước (H_2O). Biết trong phân tử này, nguyên tử H chỉ gồm 1 proton và 1 electron; nguyên tử O có 8 neutron và 8 proton.

Học xong bài học này, em có thể:

- Trình bày được khái niệm về nguyên tố hoá học, số hiệu nguyên tử, số khối và kí hiệu nguyên tử.
- Phát biểu được khái niệm đồng vị, nguyên tử khối.
- Tính được nguyên tử khối trung bình (theo amu) dựa vào khối lượng nguyên tử và phần trăm số nguyên tử của các đồng vị theo phổ khối lượng được cung cấp.

I Những nguyên tử nào dưới đây thuộc cùng một nguyên tố hoá học?



Hình 3.1. Minh họa cấu tạo của một số loại nguyên tử

EM CÒ BIẾT

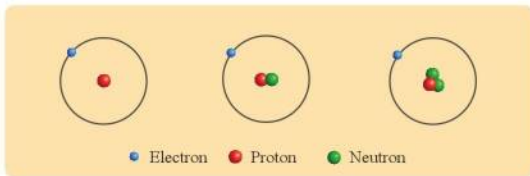
Cho đến năm 2020, đã có 118 nguyên tố hoá học được xác định, trong đó hơn 90 nguyên tố có nguồn gốc tự nhiên, còn lại là các nguyên tố nhân tạo*. Nguyên tố phổ biến nhất trong lớp vỏ Trái Đất là oxygen (O), chiếm khoảng 46,6% khối lượng, tiếp theo là silicon (Si) chiếm khoảng 27,7% khối lượng.

I NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

1. Khái niệm nguyên tố hoá học

Nguyên tố hoá học là tập hợp các nguyên tử có cùng số hạt proton.

Ví dụ Ba loại nguyên tử trong Hình 3.2 đều có một proton trong hạt nhân nên thuộc cùng một nguyên tố hoá học, nguyên tố hydrogen (H).



Hình 3.2. Minh họa cấu tạo một số loại nguyên tử của nguyên tố hydrogen



1. Nguyên tử lithium (Li) có 3 proton trong hạt nhân. Khí Li tác dụng với khí chlorine (Cl_2) sẽ thu được muối lithium chloride (LiCl), trong đó, Li tồn tại ở dạng ion Li^+ . Ion Li^+ có bao nhiêu proton trong hạt nhân?

(*) Theo IUPAC.

Kim cương và than chì có vẻ bề ngoài rất khác nhau nhưng đều được tạo nên từ các nguyên tử mà hạt nhân có 6 proton. Như vậy, kim cương và than chì đều được tạo nên từ cùng một nguyên tố hoá học, nguyên tố carbon (C).



Hình 3.3. Kim cương và than chì

EM CỐ BIẾT

Hạt nhân nguyên tử chì có 82 proton, hạt nhân nguyên tử vàng có 79 proton. Các tác động vật lí, hoá học thông thường không làm thay đổi hạt nhân nên không thể biến đổi chì thành vàng được.

2. Số hiệu nguyên tử, số khối, kí hiệu nguyên tử

Số proton trong một hạt nhân nguyên tử được gọi là số hiệu nguyên tử, kí hiệu là Z .

Ví dụ Hạt nhân nguyên tử helium (He) có 2 proton, vậy số hiệu nguyên tử của He là 2 ($Z_{\text{He}} = 2$).

Tổng số proton (Z) và neutron (N) trong một hạt nhân nguyên tử được gọi là số khối, kí hiệu là A .

$$A = Z + N$$

Như vậy, số khối chính bằng tổng số hạt có trong hạt nhân nguyên tử. Giá trị này xấp xỉ bằng giá trị khối lượng nguyên tử (khi tính theo đơn vị amu).

Kí hiệu nguyên tử ${}_Z^AX$ cho biết kí hiệu hoá học của nguyên tố (X), số hiệu nguyên tử (Z) và số khối (A).



Hình 3.4. Kí hiệu nguyên tử của helium

Đôi khi, người ta viết tắt kí hiệu nguyên tử. Ví dụ: Sử dụng ${}^4\text{He}$ thay cho ${}_2^4\text{He}$, bởi kí hiệu He đã cho biết đây là nguyên tử nguyên tố helium, hạt nhân có 2 proton.



1. Phân tử S_8 có 128 electron, hãy cho biết số hiệu nguyên tử của lưu huỳnh (S) là bao nhiêu.
2. Một nguyên tử có Z hạt proton, Z hạt electron và N hạt neutron. Tính khối lượng (gần đúng, theo amu) và số khối của nguyên tử này. Nhận xét về kết quả thu được.



2. Một loại nguyên tử lithium có 3 proton và 4 neutron. Viết kí hiệu nguyên tử của lithium đó.



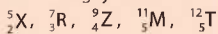
3. Hoàn thành bảng sau:

Nguyên tử	Số p	Số n	Kí hiệu nguyên tử
C	6	6	?
?	?	?	${}_{11}^{23}\text{X}$

II ĐỒNG VỊ, NGUYÊN TỬ KHỐI TRUNG BÌNH



3. Cho các nguyên tử sau:



Những nguyên tử nào là đồng vị của nhau?



1. Nguyên tố oxygen có 17 đồng vị, bắt đầu từ ${}^{12}_8\text{O}$, kết thúc là ${}^{28}_8\text{O}$. Các đồng vị oxygen có tỉ lệ giữa số hạt neutron (N) và số hiệu nguyên tử thỏa mãn $1 \leq \frac{N}{Z} \leq 1,25$ thì bền vững. Hỏi trong tự nhiên thường gặp những đồng vị nào của oxygen?

2. Em hãy tìm hiểu đồng vị nào của oxygen chiếm tỉ lệ lớn nhất trong tự nhiên.



4. Trong tự nhiên, argon có các đồng vị ${}^{40}_{18}\text{Ar}$, ${}^{38}_{18}\text{Ar}$, ${}^{36}_{18}\text{Ar}$ chiếm tương ứng khoảng 99,604%; 0,063% và 0,333% số nguyên tử. Tính nguyên tử khối trung bình của Ar.



4. Chlorine có hai đồng vị bền là ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ và ${}^{37}_{17}\text{Cl}$. Nguyên tử khối trung bình của chlorine là 35,45. Tính tỉ lệ phần trăm số nguyên tử mỗi đồng vị của chlorine trong tự nhiên.

1. Đồng vị

Các nguyên tử của cùng một nguyên tố hoá học có số neutron khác nhau là đồng vị của nhau.

Do đó, các đồng vị của cùng một nguyên tố hoá học (có cùng số proton) khác nhau về số khối do có số neutron khác nhau.

Tất cả các nguyên tố hoá học đều có nhiều đồng vị. Ví dụ: Hydrogen có các đồng vị là ${}^1_1\text{H}$ (kí hiệu là H), ${}^2_1\text{H}$ (kí hiệu là D), ${}^3_1\text{H}$ (kí hiệu là T),...; Carbon có các đồng vị là ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$,...

2. Nguyên tử khối trung bình

Nguyên tử khối

Nguyên tử khối là khối lượng tương đối của một nguyên tử, cho biết khối lượng của một nguyên tử nặng gấp bao nhiêu lần 1 amu.

Ví dụ Nguyên tử khối của ${}^{12}_6\text{C}$ là 12 do khối lượng của một nguyên tử ${}^{12}_6\text{C}$ là 12 amu.

Nguyên tử khối trung bình

Mỗi nguyên tố hoá học đều có nhiều đồng vị. Trong tự nhiên, một nguyên tố hoá học dù ở dạng đơn chất hay hợp chất thì tỉ lệ giữa các đồng vị của nguyên tố này là không đổi. Nguyên tử khối của nguyên tố hoá học có nhiều đồng vị là nguyên tử khối trung bình của các đồng vị (kí hiệu là $\bar{A}$), có tính đến tỉ lệ số nguyên tử các đồng vị tương ứng (xác định từ phổ khối lượng).

Công thức tính nguyên tử khối trung bình như sau:

$$\bar{A} = \frac{X \times x + Y \times y + Z \times z + \dots}{x + y + z + \dots}$$

Trong đó:

- X, Y, Z,... lần lượt là số khối của các đồng vị;
- x, y, z,... là phần trăm số nguyên tử các đồng vị tương ứng.

Ví dụ Trong tự nhiên, bạc có hai đồng vị bền là ^{107}Ag và ^{109}Ag chiếm tương ứng khoảng 51,86% và 48,14% về số nguyên tử. Nguyên tử khối trung bình của bạc là:

$$\frac{107 \times 51,86 + 109 \times 48,14}{51,86 + 48,14} \approx 107,96$$

Nguyên tử khối của một nguyên tố hoá học ghi trong bảng tuần hoàn là nguyên tử khối trung bình của các đồng vị trong tự nhiên.

EM CỎ BIẾT

LỊCH SỬ VỀ CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

Đồng được cho là nguyên tố hoá học đầu tiên được con người khai thác và sử dụng từ thời cổ đại, khoảng 9 000 năm trước Công nguyên. Tiếp theo đó là chì, khoảng 7 000 năm; vàng là 6 000 năm; bạc và sắt là 5 000 năm trước Công nguyên. Các nguyên tố như: carbon (trong than củi), thiếc, lưu huỳnh, thủy ngân, kẽm, arsenic, antimony và bismuth cũng được con người sử dụng từ hàng nghìn năm trước Công nguyên.

Thời kì tiếp theo được đánh dấu bởi các nhà giả kim thuật với ước mơ chế tạo “hòn đá phù thủy”, có thể biến chì, sắt, thủy ngân hay đồng thành vàng. Issac Newton (l-sắc Niu-ơn), nhà khoa học người Anh, bên cạnh các công trình lừng danh về vật lí cũng đã từng dành thời gian cho ước mơ này. Kể từ sau thời cổ đại, phosphorus là nguyên tố đầu tiên được phát hiện (năm 1669), tiếp theo là cobalt và platinum (năm 1735),... Các nguyên tố quan trọng thường gặp cũng lần lượt được tìm ra, như hydrogen – nguyên tố mà đơn chất của nó ở thể khí đầu tiên được biết đến (năm 1766), tiếp theo là oxygen (năm 1771) và nitrogen (năm 1772).

Nguyên tố “trẻ nhất”, oganesson (Og) là một nguyên tố hoá học mà hạt nhân nguyên tử có 118 proton. Og được tổng hợp lần đầu tiên vào năm 2002 tại Viện Liên hiệp Nghiên cứu Hạt nhân Dubna (Nga), bởi một nhóm các nhà khoa học Nga và Mỹ. Nguyên tử này kém bền đến mức kể từ khi được tổng hợp cho đến năm 2005, chỉ có năm nguyên tử Og được xác nhận.



Issac Newton (1643 – 1727)



- Nguyên tố hoá học là tập hợp các nguyên tử có cùng số hạt proton.
- Số proton trong hạt nhân nguyên tử được gọi là số hiệu nguyên tử, kí hiệu là Z.
- Tổng số proton (Z) và neutron (N) trong hạt nhân nguyên tử được gọi là số khối, kí hiệu là A. Giá trị này xấp xỉ khối lượng của nguyên tử (tính theo amu).
- Kí hiệu nguyên tử ${}_Z^AX$ cho biết kí hiệu hoá học của nguyên tố (X), số hiệu nguyên tử (Z) và số khối (A).
- Các nguyên tử của cùng một nguyên tố hoá học có số neutron khác nhau là đồng vị của nhau.
- Nguyên tử khối của nguyên tố hoá học có nhiều đồng vị là nguyên tử khối trung bình của các đồng vị, có tính đến tỉ lệ số nguyên tử các đồng vị tương ứng.

BÀI TẬP

Bài 1. Hoàn thành bảng sau đây:

Kí hiệu	Số hiệu nguyên tử	Số khối	Số proton	Số electron	Số neutron
$^{40}_{18}\text{Ar}$	?	?	?	?	?
?	?	39	19	?	?
?	16	?	?	?	20

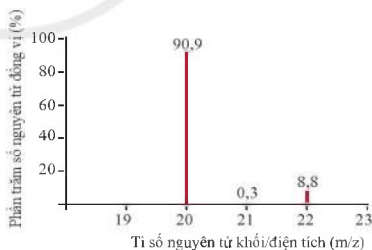
Bài 2. Phát biểu nào sau đây là đúng?

- Những nguyên tử có cùng số electron thuộc cùng một nguyên tố hoá học.
- Hai nguyên tử A và B đều có số khối là 14. Vậy hai nguyên tử này thuộc cùng một nguyên tố hoá học.
- Những nguyên tử có cùng số neutron thuộc cùng một nguyên tố hoá học.

Bài 3. Trong tự nhiên, đồng có hai đồng vị bền là ^{63}Cu và ^{65}Cu . Nguyên tử khối trung bình của đồng là 63,54. Tính số mol mỗi loại đồng vị có trong 6,354 gam đồng.

Bài 4. Phổ khối lượng (MS: Mass Spectrum) chủ yếu được sử dụng để xác định phân tử khối, nguyên tử khối của các chất và hàm lượng các đồng vị bền của một nguyên tố. Phổ khối của neon được biểu diễn như Hình 3.5.

Trục tung biểu thị hàm lượng phần trăm về số nguyên tử của từng đồng vị, trục hoành biểu thị tỉ số của nguyên tử khối (m) của mỗi đồng vị với điện tích của các ion đồng vị tương ứng (điện tích z của các ion đồng vị neon đều bằng 1+).



Hình 3.5. Phổ khối lượng của neon

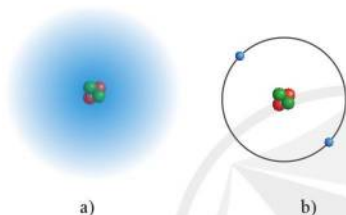
- Neon có bao nhiêu đồng vị bền?
- Tính nguyên tử khối trung bình của neon.

Bài 4

MÔ HÌNH NGUYÊN TỬ VÀ ORBITAL NGUYÊN TỬ

Học xong bài học này, em có thể:

- Trình bày và so sánh được mô hình nguyên tử theo Rutherford – Bohr (Rơ-dơ-pho – Bo) và mô hình hiện đại.
- Nêu được khái niệm về orbital nguyên tử (AO), mô tả được hình dạng của AO (s , p), số lượng electron trong một AO.



Hình 4.1. Hai mô hình nguyên tử của helium

Trong lịch sử các thuyết về mô hình nguyên tử, có mô hình hành tinh nguyên tử và mô hình hiện đại nguyên tử. Theo em, trong hai hình bên, hình nào thể hiện mô hình hành tinh nguyên tử, hình nào thể hiện mô hình hiện đại của nguyên tử?

1. MÔ HÌNH NGUYÊN TỬ

1. Mô hình Rutherford – Bohr

Mô hình nguyên tử theo Rutherford – Bohr có các nội dung chính sau:

1. Khối lượng nguyên tử tập trung chủ yếu ở hạt nhân.
2. Electron quay xung quanh hạt nhân theo những quỹ đạo giống như các hành tinh quay xung quanh Mặt Trời.

Ví dụ Electron duy nhất của nguyên tử hydrogen quay trên quỹ đạo có bán kính xác định $r = 0,53 \text{ \AA}$. Khi quay trên quỹ đạo này, electron có năng lượng không thay đổi.

3. Năng lượng của electron phụ thuộc vào khoảng cách từ electron đó tới hạt nhân nguyên tử. Electron ở càng xa hạt nhân thì có năng lượng càng cao.

EM CÒ BIẾT

Năm 1909, Ernest Rutherford (Ơn-nét Rơ-dơ-pho) thực hiện thí nghiệm bắn phá lá vàng bằng tia alpha và từ đó khám phá ra hạt nhân nguyên tử. Năm 1913, Niels Bohr (Neo Bo) có những bổ sung quan trọng về sự chuyển động của electron xung quanh hạt nhân. Mô hình mới này gọi là mô hình Rutherford – Bohr hay mô hình hành tinh nguyên tử.



1. Electron chuyển từ lớp gần hạt nhân ra lớp xa hạt nhân thì phải thu hay giải phóng năng lượng? Giải thích.

EM CÓ BIẾT

Theo mô hình Rutherford – Bohr, các electron dù mang điện tích âm nhưng không thể bị hút vào hạt nhân bởi lực hút này cân bằng với lực quán tính li tâm tác dụng lên electron (kéo electron ra xa hạt nhân).



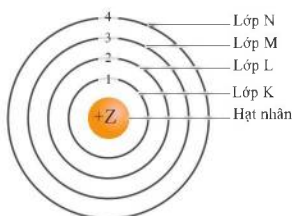
Lực quán tính li tâm giúp cho các nghệ sĩ lái xe mô tô theo phương ngang trong đường ống hình trụ tròn.



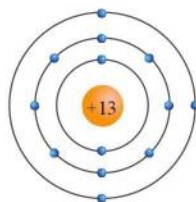
Dựa theo mô hình nguyên tử của Rutherford – Bohr, hãy vẽ mô hình nguyên tử các nguyên tố có Z từ 1 đến 11.

EM CÓ BIẾT

Mô hình nguyên tử của Rutherford – Bohr đã giải thích được rất nhiều vấn đề trong khoa học nói chung và hoá học nói riêng. Tuy nhiên, nó cũng còn có những hạn chế nhất định. Sự phát triển mạnh mẽ của khoa học dẫn đến sự ra đời của mô hình hiện đại về nguyên tử, được đề xuất đầu tiên bởi Erwin Schrodinger (Ơ-guy-n Srô-đin-gơ). Mô hình hiện đại toàn diện hơn nhưng cũng khó hình dung hơn mô hình Rutherford – Bohr. Do vậy trong nhiều trường hợp, để dễ hình dung hơn, mô hình Rutherford – Bohr vẫn tiếp tục được sử dụng.



a)



b)

Hình 4.2. Mô hình nguyên tử theo Rutherford – Bohr (a) và cấu trúc nguyên tử aluminium theo mô hình này (b)

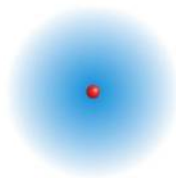
Theo chiều từ hạt nhân ra ngoài lớp vỏ, các electron được sắp xếp vào các lớp electron. Kí hiệu của mỗi lớp như sau:

- Lớp thứ nhất gọi là lớp K.
- Lớp thứ hai gọi là lớp L.
- Lớp thứ ba gọi là lớp M.
- Lớp thứ tư gọi là lớp N.

Các electron được phân bố lần lượt vào lớp gần hạt nhân trước. Số electron tối đa trong mỗi lớp là $2n^2$, với n là số thứ tự lớp electron ($n \leq 4$).

2. Mô hình hiện đại về nguyên tử

Sự khác biệt cơ bản của mô hình hiện đại với mô hình nguyên tử của Rutherford – Bohr là các electron chuyển động xung quanh hạt nhân *không theo* những quỹ đạo xác định. Theo mô hình hiện đại về nguyên tử, electron chuyển động rất nhanh *trong cả khu vực không gian* xung quanh hạt nhân với xác suất tìm thấy khác nhau, sự chuyển động này tạo nên một hình ảnh giống như một đám mây electron.



Hình 4.3. Minh họa đám mây electron của nguyên tử hydrogen

Xác suất tìm thấy electron trong đám mây electron minh hoạ ở Hình 4.3 là khoảng 90%, nghĩa là electron dù chuyển động khắp nơi trong không gian xung quanh hạt nhân nguyên tử, nhưng tập trung phần lớn ở khu vực này.

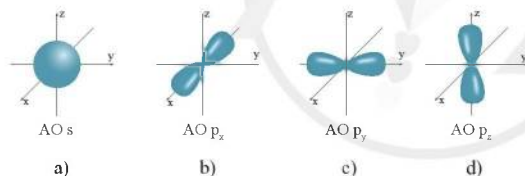
II ORBITAL NGUYÊN TỬ

1. Khái niệm

Orbital nguyên tử (kí hiệu là AO) là khu vực không gian xung quanh hạt nhân nguyên tử mà xác suất tìm thấy electron trong khu vực đó là lớn nhất (khoảng 90%).

Ví dụ Khu vực không gian trong khối cầu xung quanh hạt nhân hydrogen (Hình 4.3) mà xác suất tìm thấy electron tại đó là khoảng 90% chính là orbital nguyên tử của hydrogen.

Orbital nguyên tử có một số hình dạng khác nhau. Ví dụ: AO hình cầu, còn gọi là AO s; AO hình số tám nổi, còn gọi là AO p (tùy theo vị trí của AO p trên hệ trục tọa độ Descartes (Đề-các), sẽ gọi là AO p_x , p_y và p_z).



Hình 4.4. Hình dạng của AO s (a) và AO p (b, c, d)

2. Số lượng electron trong một AO

Electron chuyển động trong AO s gọi là electron s, electron chuyển động trong AO p gọi là electron p,...

Một AO chỉ chứa tối đa 2 electron, 2 electron này được gọi là cặp electron ghép đôi. Nếu AO chỉ có 1 electron, electron đó được gọi là electron độc thân. Nếu AO không chứa electron nào thì gọi là AO trống.



2. Theo em, xác suất tìm thấy electron trong toàn phần không gian bên ngoài đám mây là khoảng bao nhiêu phần trăm?

Orbital nguyên tử kí hiệu là AO (viết tắt của cụm từ tiếng Anh: Atomic Orbital).



3. Khái niệm AO xuất phát từ mô hình Rutherford – Bohr hay mô hình hiện đại về nguyên tử?

Các AO p trong cùng một lớp electron có hình dạng và kích thước tương tự nhau nhưng khác nhau về định hướng trong không gian.

Ngoài các AO hay gặp là s và p, còn có các AO khác như d, f có hình dạng phức tạp hơn.



4. Chọn phát biểu đúng về electron s.

- Là electron chuyển động chủ yếu trong khu vực không gian hình cầu.
- Là electron chỉ chuyển động trên một mặt cầu.
- Là electron chỉ chuyển động trên một đường tròn.

LỊCH SỬ VỀ CÁC THUYẾT NGUYÊN TỬ

- Nhà triết học Hy Lạp cổ đại Democritus (Đê-mô-crít) và Leucippus (Lép-xi-bốt) đưa ra khái niệm về nguyên tử (atomos) ngay từ thế kỉ thứ 5 trước Công nguyên: Mọi vật đều được cấu tạo bởi các "nguyên tử" không thể phân chia; giữa các nguyên tử là không gian trống; các nguyên tử không thể bị phá hủy và luôn luôn chuyển động; có nhiều loại nguyên tử khác nhau và số lượng nguyên tử là rất lớn.
- Ý tưởng nguyên tử dạng hạt không thể phân chia được một số nhà khoa học và triết học như Galilei (Ga-li-lê), Newton, Boyle (Bôi-lơ), Lavoisier (La-vo-xi-e) và Dalton (Đan-ton) khám phá và phát triển thêm.
- J. Dalton (1766 – 1844), một nhà hoá học, vật lí và khí tượng người Anh, đưa ra thuyết nguyên tử hiện đại đầu tiên dựa trên những thí nghiệm của ông với các chất khí. Những bổ sung chính của ông là: Nguyên tử của cùng một nguyên tố thì giống nhau về khối lượng và tính chất; Hợp chất được tạo nên bởi sự kết hợp giữa hai hay nhiều loại nguyên tử khác nhau; Phản ứng hoá học là sự sắp xếp lại cách kết hợp của các nguyên tử.



- Sự khác biệt cơ bản giữa mô hình Rutherford – Bohr và mô hình hiện đại về nguyên tử là: Electron chuyển động theo quỹ đạo giống như các hành tinh quay xung quanh Mặt Trời (mô hình Rutherford – Bohr) và electron chuyển động không theo quỹ đạo xác định (mô hình hiện đại).
- Khái niệm orbital nguyên tử (AO) xuất phát từ mô hình hiện đại về nguyên tử: Orbital nguyên tử là khu vực không gian xung quanh hạt nhân nguyên tử mà xác suất tìm thấy electron trong khu vực đó là lớn nhất (khoảng 90%).
- Các AO s, p, ... có hình dạng khác nhau.
- Mỗi AO chỉ chứa tối đa 2 electron.

BÀI TẬP

Bài 1. Những phát biểu nào sau đây là đúng khi nói về mô hình Rutherford – Bohr?

- (a) Electron quay xung quanh hạt nhân theo những quỹ đạo giống như các hành tinh quay xung quanh Mặt Trời.
- (b) Electron không chuyển động theo quỹ đạo xác định mà trong cả khu vực không gian xung quanh hạt nhân.
- (c) Electron không bị hút vào hạt nhân do còn chịu tác dụng của lực quán tính li tâm.

Bài 2. Nguyên tử Li ($Z = 3$) có 2 electron ở lớp K và 1 electron ở lớp L. So sánh năng lượng của electron giữa hai lớp theo mô hình Rutherford – Bohr.

Bài 3. Sử dụng mô hình Rutherford – Bohr, hãy cho biết khi electron của nguyên tử H hấp thụ một năng lượng phù hợp, electron đó sẽ chuyển ra xa hay tiến gần vào hạt nhân hơn. Giải thích.

Bài 4. Từ khái niệm "Orbital nguyên tử là khu vực không gian xung quanh hạt nhân nguyên tử mà xác suất tìm thấy electron trong khu vực đó là lớn nhất (khoảng 90%)", hãy cho biết phát biểu "Xác suất tìm thấy electron tại mỗi điểm trong không gian của AO là 90%." có đúng không.

Giải thích.

Bài 5. Trả lời những câu hỏi sau đây liên quan đến mô hình Rutherford – Bohr và mô hình hiện đại về nguyên tử.

- a) Vì sao mô hình Rutherford – Bohr còn được gọi là mô hình hành tinh nguyên tử?
- b) Theo mô hình hiện đại, orbital p có hình số tám nổi với hai phần (còn gọi là hai thùy) giống hệt nhau. Xác suất tìm thấy electron ở mỗi thùy là khoảng bao nhiêu phần trăm?
- c) So sánh sự giống và khác nhau giữa mô hình Rutherford – Bohr và mô hình hiện đại về nguyên tử.

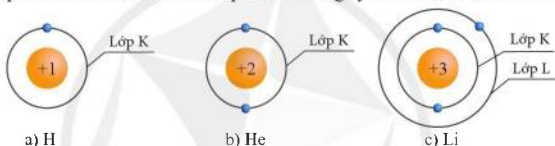
Bài 5

LỚP, PHÂN LỚP VÀ CẤU HÌNH ELECTRON

Học xong bài học này, em có thể:

- Trình bày được khái niệm lớp, phân lớp electron và mối quan hệ về số lượng phân lớp trong một lớp. Liên hệ được về số lượng AO trong một phân lớp, trong một lớp.
- Viết được cấu hình electron nguyên tử theo lớp, phân lớp electron và theo ô orbital khi biết số hiệu nguyên tử Z của 20 nguyên tố đầu tiên trong bảng tuần hoàn.
- Dựa vào đặc điểm cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử, dự đoán được tính chất hoá học cơ bản (kim loại hay phi kim) của nguyên tố tương ứng.

Cho biết sự phân bố electron theo lớp của các nguyên tử H, He, Li như sau:



Hình 5.1. Sự phân bố electron theo lớp của một số nguyên tử

Dựa vào Hình 5.1, hãy cho biết số electron tối đa ở lớp K của các nguyên tử có số hiệu nguyên tử $Z \geq 2$ là bao nhiêu. Thứ tự phân bố electron vào lớp vỏ nguyên tử như thế nào?

EM CÓ BIẾT

Năng lượng của một electron phụ thuộc vào khoảng cách từ electron đó tới hạt nhân. Electron càng xa hạt nhân thì có năng lượng càng cao. Vậy khoảng cách của các electron trong cùng một lớp tới hạt nhân được coi như gần bằng nhau.

I LỚP VÀ PHÂN LỚP ELECTRON

Các electron trong lớp vỏ nguyên tử được phân bố vào các lớp và phân lớp dựa theo năng lượng của chúng.

1. Lớp electron

Các electron thuộc cùng một lớp có năng lượng gần bằng nhau.

Trong mỗi lớp electron, có thể có một hoặc nhiều AO. Số lượng AO và số electron tối đa trên mỗi lớp như Bảng 5.1.

Bảng 5.1. Số lượng AO và số electron tối đa trong mỗi lớp

Lớp	K ($n = 1$)	L ($n = 2$)	M ($n = 3$)	N ($n = 4$)
Số lượng AO	1	4	9	16
Số electron tối đa	2	8	18	32

1. Vì sao số lượng AO trong một lớp luôn bằng một nửa số electron tối đa thuộc lớp đó?

Số electron và số lượng AO trong lớp electron thứ n ($n \leq 4$) được ghi nhớ theo quy tắc sau:

1. Lớp thứ n có n^2 AO.
2. Lớp thứ n có tối đa $2n^2$ electron.

2. Phân lớp electron

Mỗi lớp electron (trừ lớp thứ nhất) lại được chia thành các phân lớp theo nguyên tắc: *Các electron thuộc cùng một phân lớp có năng lượng bằng nhau.*

1. Số lượng và kí hiệu các phân lớp trong một lớp

Lớp electron thứ n có n phân lớp và được kí hiệu lần lượt là ns , np , nd , nf ,... Cụ thể:

- Lớp K, $n = 1$: có 1 phân lớp, được kí hiệu là $1s$.
- Lớp L, $n = 2$: có 2 phân lớp, được kí hiệu là $2s$ và $2p$.
- Lớp M, $n = 3$: có 3 phân lớp, được kí hiệu là $3s$, $3p$ và $3d$.

2. Số lượng AO trong mỗi phân lớp

- Phân lớp ns chỉ có 1 AO.
- Phân lớp np có 3 AO.
- Phân lớp nd có 5 AO.
- Phân lớp nf có 7 AO.

3. Số electron trong mỗi phân lớp được biểu diễn bằng chỉ số phía trên, bên phải kí hiệu phân lớp. Phân lớp nào đã có tối đa electron thì được gọi là phân lớp bão hoà.

Ví dụ Kí hiệu $1s^2$ cho biết phân lớp $1s$ có 2 electron. Do phân lớp $1s$ chỉ có 1 AO nên phân lớp này chứa tối đa 2 electron, $1s^2$ được gọi là phân lớp bão hoà.

II CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ

1. Cách viết cấu hình electron nguyên tử

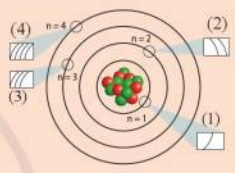
Cấu hình electron biểu diễn sự phân bố electron vào lớp vỏ nguyên tử theo các lớp và phân lớp.



1. Lớp electron ngoài cùng của nitrogen ($Z = 7$) có bao nhiêu electron, bao nhiêu AO?



2. Các ô (1), (2), (3), (4) trong hình dưới đây liên hệ với nội dung nào về cấu tạo lớp vỏ nguyên tử?



3. Lớp electron thứ tư ($n = 4$) có bao nhiêu phân lớp và các phân lớp này được kí hiệu là gì?



4. Tính số electron tối đa trên mỗi phân lớp ns , np , nd , nf .

EM CÓ BIẾT

Quy tắc đường chéo xác định dãy Klechkovski (Klếch-cốp-ski) như sau:

1s
2s 2p
3s 3p 3d
4s 4p 4d 4f
5s 5p 5d 5f...
6s 6p 6d 6f... ..



2. Viết cấu hình electron của các nguyên tố có số hiệu nguyên tử từ 1 đến 20.



EM CÓ BIẾT

Nguyên tử sắt (Fe) có $Z = 26$. Sau khi điền 26 electron vào dãy Klechkovski nhận được dãy $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. Sắp xếp lại vị trí phân lớp $4s^2$ và $3d^6$ (theo quy tắc 2) thu được cấu hình electron là $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.

Biểu diễn cấu hình electron theo ô orbital cho biết chi tiết hơn sự phân bố của electron ở lớp vỏ nguyên tử. Chẳng hạn, biết được nguyên tử có bao nhiêu electron độc thân, electron đó nằm ở orbital nào.

Các bước viết cấu hình electron nguyên tử theo những quy tắc như sau:

1. Điền electron theo thứ tự các mức năng lượng từ thấp đến cao (dãy Klechkovski):

$1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s...$

Điền electron bão hoà phân lớp trước rồi mới điền tiếp vào phân lớp sau.

2. Đổi lại vị trí các phân lớp sao cho số thứ tự lớp (n) tăng dần từ trái qua phải, các phân lớp trong cùng một lớp theo thứ tự s, p, d, f.

Ví dụ 1 Nguyên tử Li có $Z = 3$. Điền 3 electron vào dãy Klechkovski theo quy tắc 1 được $1s^2 2s^1$. Đây cũng chính là cấu hình electron của Li vì trường hợp này không cần sử dụng đến quy tắc 2.

Ví dụ 2 Nguyên tử K có $Z = 19$. Điền lần lượt 19 electron vào dãy Klechkovski, nhận được cấu hình $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Cấu hình này có thể viết gọn là $[Ar]4s^1$; kí hiệu [Ar] thay cho cấu hình nguyên tử khí hiếm Ar là $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Cấu hình electron cho biết thứ tự mức năng lượng các electron giữa các phân lớp. Năng lượng của electron trong mỗi phân lớp tăng theo chiều từ trái qua phải.

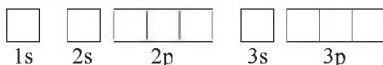
Ví dụ 3 Trong nguyên tử Li, năng lượng của electron thuộc phân lớp 2s cao hơn electron thuộc phân lớp 1s.

2. Biểu diễn cấu hình electron theo ô orbital

Biểu diễn cấu hình electron theo ô orbital (còn gọi là cách biểu diễn cấu hình theo ô lượng tử) là một cách biểu diễn sự phân bố electron theo orbital, từ đó biết được số electron độc thân của nguyên tử.

Quy tắc biểu diễn cấu hình electron theo ô orbital:

1. Viết cấu hình electron của nguyên tử.
2. Biểu diễn mỗi AO bằng một ô vuông (ô orbital hay ô lượng tử), các AO trong cùng phân lớp thì viết liền nhau, các AO khác phân lớp thì viết tách nhau. Thứ tự các ô orbital từ trái sang phải theo thứ tự như ở cấu hình electron.



3. Điền electron vào từng ô orbital theo thứ tự lớp và phân lớp, mỗi electron biểu diễn bằng một mũi tên. Trong mỗi phân lớp, electron được phân bố sao cho số electron độc thân là lớn nhất, electron được điền vào các ô orbital theo thứ tự từ trái sang phải. Trong một ô orbital, electron đầu tiên được biểu diễn bằng mũi tên quay lên, electron thứ hai được biểu diễn bằng mũi tên quay xuống.

Ví dụ Cấu hình theo ô orbital của C như sau:



Như vậy, nguyên tử carbon có 2 electron độc thân, thuộc AO 2p.

III DỰ ĐOÁN TÍNH CHẤT HOÁ HỌC CƠ BẢN CỦA NGUYÊN TỐ DƯỚI THEO CẤU HÌNH ELECTRON CỦA NGUYÊN TỬ

Các electron thuộc lớp ngoài cùng có vai trò quyết định đến tính chất hoá học đặc trưng của nguyên tố (tính kim loại, tính phi kim, tính trơ,...). Từ cấu hình electron, có thể dự đoán các tính chất này theo quy tắc sau:

1. Các nguyên tử có 1, 2 hoặc 3 electron ở lớp ngoài cùng thường là các nguyên tử nguyên tố kim loại. Tính kim loại thể hiện qua khả năng nhường electron trong các phản ứng hoá học (tính khử).
2. Các nguyên tử có 5, 6 hoặc 7 electron ở lớp ngoài cùng thường là các nguyên tử nguyên tố phi kim. Tính phi kim thể hiện qua khả năng nhận electron trong các phản ứng hoá học (tính oxi hoá).



3. Biểu diễn cấu hình electron theo ô orbital (chỉ với lớp ngoài cùng) các nguyên tử có Z từ 1 đến 20. Xác định số electron độc thân của mỗi nguyên tử.

★ EM CÓ BIẾT

Electron mang điện tích âm nên hai electron trong cùng một AO sẽ đẩy nhau, vì vậy chúng có xu hướng tách nhau ra và chiếm hai AO khác nhau. Đây là lí do vì sao trong một phân lớp, các electron cần được sắp xếp sao cho số electron độc thân là lớn nhất.

Tính chất hoá học chung của kim loại là phản ứng với phi kim (ví dụ phản ứng với halogen, phản ứng với oxygen,...); phản ứng với acid; phản ứng với dung dịch muối.

Tính chất hoá học chung của phi kim là phản ứng với kim loại, phản ứng với phi kim khác (oxygen, hydrogen,...).



4. Dự đoán tính chất hoá học cơ bản (tính kim loại, tính phi kim, tính trơ) của các nguyên tố có Z từ 1 đến 20.

- 3 Các nguyên tử có 8 electron ở lớp ngoài cùng (trừ He chỉ có 2 electron) là các nguyên tử nguyên tố khí hiếm. Các nguyên tố này rất khó tham gia các phản ứng hoá học (tính trơ).
- 4 Nếu lớp electron ngoài cùng của một nguyên tử có 4 electron thì nguyên tử nguyên tố đó có thể là kim loại hoặc phi kim.



- Dựa theo năng lượng, các electron trong lớp vỏ nguyên tử được phân bố vào các lớp và phân lớp. Các electron thuộc cùng một phân lớp có năng lượng bằng nhau, các electron thuộc cùng một lớp có năng lượng gần bằng nhau.
- Cấu hình electron biểu diễn sự phân bố electron vào lớp vỏ nguyên tử theo các lớp và phân lớp.
- Từ cấu hình electron của nguyên tử, có thể dự đoán được tính chất hoá học cơ bản của nguyên tố hoá học.

BÀI TẬP

Bài 1. Những phát biểu nào sau đây là đúng?

- (a) Orbital 1s có dạng hình cầu, orbital 2s có dạng hình sô tám nổi.
- (b) Trong một nguyên tử, năng lượng của electron thuộc AO 1s thấp hơn năng lượng của electron thuộc AO 2s.
- (c) Trong một nguyên tử*, năng lượng của electron thuộc AO 2s thấp hơn năng lượng của electron thuộc AO 2p.
- (d) Trong một nguyên tử, năng lượng của electron thuộc AO 2s gần bằng năng lượng của electron thuộc AO 2p.

Bài 2. Nguyên tử nguyên tố X có hai lớp electron, trong đó có một electron độc thân. Vậy X có thể là những nguyên tố nào?

Bài 3*. Cấu hình electron của ion được thiết lập bằng cách nhận hoặc nhường electron, bắt đầu từ phân lớp ngoài cùng của cấu hình electron nguyên tử tương ứng.

- a) Viết cấu hình electron của ion Na^+ và ion Cl^- .
- b) Nguyên tử Cl nhận 1 electron để trở thành ion Cl^- , electron này xếp vào AO thuộc phân lớp nào của nguyên tử Cl? AO đó là AO trống, chứa 1 hay 2 electron?

(*) Ngoại trừ nguyên tử H có năng lượng các phân lớp trong một lớp là bằng nhau.

BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

Bài 6

CẤU TẠO CỦA BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

Học xong bài học này, em có thể:

- *Nêu được lịch sử phát minh định luật tuần hoàn và bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học.*
- *Mô tả được cấu tạo của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học và nêu được các khái niệm liên quan: ô, chu kì, nhóm.*
- *Nêu được nguyên tắc sắp xếp của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học (dựa theo cấu hình electron).*
- *Phân loại được nguyên tố hoá học (dựa theo cấu hình electron: nguyên tố s, p, d, f; dựa theo tính chất hoá học: kim loại, phi kim, khí hiếm).*



Chu kì 2 gồm các nguyên tố cùng có hai lớp electron. Hỏi các nguyên tố nào sau đây thuộc về chu kì 2: Mg ($Z = 12$), Li ($Z = 3$), P ($Z = 15$), F ($Z = 9$)?



LỊCH SỬ PHÁT MINH

D. I. Mendeleev (Đ. I. Men-đê-lê-ép, 1834 – 1907), một nhà hoá học người Nga, được coi là cha đẻ của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học. Mặc dù trước đó cũng đã có một số nhà khoa học tìm hiểu về tính tuần hoàn của các nguyên tố, nhưng không có công trình nào mang tính hệ thống để có thể dự đoán được về các nguyên tố mới như của Mendeleev.

Mendeleev nhận thấy có mối liên hệ giữa *khối lượng nguyên tử* và *tính chất các nguyên tố tương ứng* qua dãy một số nguyên tố có tính chất tương tự nhau: dãy halogen (Cl, Br và I), kim loại kiềm (K, Rb, Cs) và kim loại kiềm thổ (Ca, Sr, Ba). Ông sắp xếp chúng vào một bảng với khối lượng nguyên tử tương ứng như sau:

EM CÓ BIẾT

Mặc dù các nguyên tố như vàng, bạc, thiếc, đồng, chì và thủy ngân đã được biết đến từ thời cổ đại, nhưng mãi tới năm 1669 mới có những khám phá khoa học đầu tiên về nguyên tố hoá học khi Hennig Brand (Hen-níc Brên) phát hiện ra phosphorus. Đến năm 1869, đã có 63 nguyên tố được phát hiện cùng với những hiểu biết liên quan đến tính chất của các nguyên tố và hợp chất của chúng, trong đó có những tính chất là tương tự nhau ở một số nhóm nguyên tố.

Bảng 6.1. Cách sắp xếp 9 nguyên tố hoá học theo khối lượng nguyên tử của Mendeleev

Cl = 35,5	Br = 80	I = 127
K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133
Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137



1. Mendeleev sắp xếp 9 nguyên tố như Bảng 6.1 theo những nguyên tắc nào?



2. Hãy chỉ ra nguyên tắc sắp xếp các nguyên tố vào bảng tuần hoàn năm 1869 của Mendeleev (nguyên tắc theo hàng ngang, theo cột dọc).



1. Trong Hình 6.1, Mendeleev có ghi: Au = 197? và Bi = 210?. Theo em, ý nghĩa của dấu hỏi chấm ở đây là gì?

Sau đó, bằng cách thêm các nguyên tố khác theo mô hình này, Mendeleev đã công bố phiên bản mở rộng của bảng tuần hoàn vào năm 1869, bao gồm tất cả các nguyên tố đã biết, cũng như dự đoán nhiều nguyên tố mới. Ông cho rằng “Nếu các nguyên tố được sắp xếp theo thứ tự tăng dần khối lượng nguyên tử, sẽ xuất hiện sự tuần hoàn về các tính chất của chúng”. Đây được xem là tiền đề của định luật tuần hoàn sau này.

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197 ?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210 ?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128 ?	
	F = 19				
Li = 7	Na = 23	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127	
		K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		? Er = 56	La = 94		
		? Yt = 60	Di = 95		
		? In = 75,6	Th = 118 ?		

Hình 6.1. Bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học của Mendeleev năm 1869

Năm 1871, Mendeleev đã đưa ra định luật tuần hoàn, phát biểu như sau: “Tính chất của các đơn chất, cấu tạo và tính chất các hợp chất của chúng có tính tuần hoàn theo khối lượng nguyên tử của các nguyên tố”. Nhờ định luật này, Mendeleev đã dự đoán tới 10 nguyên tố mới, trong đó có 3 nguyên tố được tiên đoán khá tỉ mỉ về tính chất của đơn chất và hợp chất của chúng (sau này chính là các nguyên tố Sc, Ga và Ge). Các nguyên tố còn lại do vị trí trong bảng không thuận lợi nên ông chỉ đưa ra ước lượng về khối lượng nguyên tử của chúng.

Bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học hiện đại ngày nay được xây dựng trên cơ sở sử dụng mối liên hệ “số hiệu nguyên tử – tính chất” thay vì mối liên hệ “khối lượng nguyên tử – tính chất”. Cách xây dựng này không những giúp nhanh chóng so sánh, suy luận về tính chất của đơn chất và hợp chất, mà còn cung cấp thông tin phong phú về mỗi nguyên tố hoá học.

II. NGUYÊN TẮC SẮP XẾP CỦA BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

Các nguyên tố hoá học được sắp xếp vào một bảng, gọi là bảng tuần hoàn dựa trên những nguyên tắc sau:

- Các nguyên tố hoá học được sắp xếp từ trái sang phải và từ trên xuống dưới theo chiều tăng dần điện tích hạt nhân của nguyên tử.
- Các nguyên tố mà nguyên tử có cùng số lớp electron được xếp vào cùng một hàng.
- Các nguyên tố mà nguyên tử có số electron hoá trị* như nhau được xếp vào cùng một cột.

(*) Electron hoá trị là những electron có khả năng tham gia hình thành liên kết hoá học (thường là những electron ở lớp ngoài cùng).

EM CÓ BIẾT

Miếng núi lửa Mendeleev trên Mặt Trăng, cũng như nguyên tố số 101, Mendeleevium, được đặt theo tên nhà bác học Mendeleev, để ghi nhớ công ơn của ông.

EM CÓ BIẾT

Năm 1911, Ernest Rutherford đã chứng minh khối lượng nguyên tử tỉ lệ thuận với số proton của nguyên tử (nhưng có một số ngoại lệ). Năm 1913, Henry Moseley (Hen-ri Mơ-lê) bằng thực nghiệm đã chỉ ra các nguyên tố được sắp xếp trong bảng tuần hoàn theo số hiệu nguyên tử chính xác hơn là theo khối lượng nguyên tử.



3. Quan sát bảng tuần hoàn ở Phụ lục 1 và cho biết trong bảng có bao nhiêu hàng, bao nhiêu cột và bao nhiêu nguyên tố hoá học.



CẤU TẠO CỦA BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

Bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học hiện nay (gọi tắt là bảng tuần hoàn) gồm 118 nguyên tố hoá học. Vị trí của mỗi nguyên tố hoá học trong bảng tuần hoàn được thể hiện qua số thứ tự của nguyên tố, chu kì và nhóm.

1. Ô nguyên tố

Mỗi nguyên tố hoá học được xếp vào một ô trong bảng tuần hoàn, gọi là ô nguyên tố. Mỗi ô chứa một số thông tin của một nguyên tố hoá học như: kí hiệu hoá học, tên nguyên tố, số hiệu nguyên tử và nguyên tử khối trung bình...

Số thứ tự của ô nguyên tố bằng số hiệu nguyên tử của nguyên tố đó.

2. Chu kì

Chu kì là tập hợp các nguyên tố hoá học mà nguyên tử của chúng có cùng số lớp electron, được xếp thành hàng theo chiều tăng dần điện tích hạt nhân từ trái sang phải.

Bảng tuần hoàn gồm 7 chu kì, được đánh số thứ tự từ 1 đến 7.

Số thứ tự của chu kì bằng số lớp electron trong nguyên tử của các nguyên tố thuộc chu kì đó.

3. Nhóm

Nhóm là tập hợp các nguyên tố hoá học mà nguyên tử có cấu hình electron tương tự nhau, được xếp thành cột theo chiều tăng điện tích hạt nhân từ trên xuống dưới.

Các nguyên tố được chia thành nguyên tố nhóm A và nguyên tố nhóm B dựa theo sự khác nhau về đặc điểm cấu hình electron. Nguyên tử của các nguyên tố trong cùng một nhóm A có cấu hình electron tương tự nhau nên có tính chất hoá học tương tự nhau. Bảng tuần hoàn gồm 18 cột, được chia thành 8 nhóm A, đánh số từ IA đến VIIIA; 8 nhóm B, được đánh số từ IB đến VIIIB. Mỗi nhóm A hay B đều chỉ có một cột, trừ nhóm VIIIB có ba cột (Phụ lục 1).



4.

23	50,942
V	
Vanadium	

Hãy cho biết những thông tin thu được từ ô nguyên tố vanadium.



1. Nguyên tố phổ biến nhất Trái Đất nằm ở ô số bao nhiêu trong bảng tuần hoàn?
2. Nguyên tố được bổ sung vào muối ăn để giảm nguy cơ bướu cổ thuộc chu kì nào trong bảng tuần hoàn?



5. Sử dụng bảng tuần hoàn (Phụ lục 1) và cho biết các nguyên tố nhóm IA có đặc điểm về cấu hình electron tương tự nhau như thế nào.

IV LIÊN HỆ GIỮA CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ VỚI VỊ TRÍ CỦA NGUYÊN TỐ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN

Từ cấu hình electron nguyên tử của một nguyên tố hoá học, ta có thể xác định được vị trí của nguyên tố đó trong bảng tuần hoàn theo quy tắc sau:

- 1 Số thứ tự của ô nguyên tố bằng số hiệu nguyên tử của nguyên tố đó.
- 2 Số thứ tự của chu kì bằng số lớp electron trong nguyên tử của nguyên tố thuộc chu kì đó.
- 3 Nguyên tố nhóm A có cấu hình electron lớp ngoài cùng dạng ns^{1+2} hoặc ns^2np^{1+6} và nguyên tố nhóm B* có cấu hình electron phân lớp ngoài cùng và phân lớp sát lớp ngoài cùng dạng $(n-1)d^{1+10}ns^{1+2}$.

Với nguyên tố nhóm A, số thứ tự của nhóm bằng số electron lớp ngoài cùng của nguyên tử nguyên tố đó (trừ He).

Ví dụ Cấu hình electron của nguyên tử chlorine là $1s^22s^22p^63s^23p^5$, từ cấu hình này xác định được vị trí của chlorine trong bảng tuần hoàn:

- Số hiệu nguyên tử của Cl là 17, do đó nguyên tố Cl nằm ở ô số 17.
- Nguyên tử Cl có 3 lớp electron, nên Cl thuộc chu kì 3.
- Cấu hình electron lớp ngoài cùng của Cl là $3s^23p^5$, có 7 electron nên nguyên tố Cl thuộc nhóm VIIA.

EM CÒ BIẾT

Với các nguyên tố nhóm B, số thứ tự của nhóm bằng tổng số electron thuộc hai phân lớp $(n-1)d$ và ns . Nếu tổng số electron của hai phân lớp $(n-1)d$ và ns là 8, 9, 10 thì nguyên tố đó thuộc nhóm VIII B; là 11 thì thuộc nhóm IB; là 12 thì thuộc nhóm IIB.



6. Viết cấu hình electron nguyên tử Na. Cho biết trong bảng tuần hoàn, Na nằm ở ô số 11, chu kì 3, nhóm IA. Nêu mối liên hệ giữa số hiệu nguyên tử, số lớp electron, số electron lớp ngoài cùng và vị trí của Na trong bảng tuần hoàn.

$(n-1)d^{1+10}ns^{1+2}$ cho biết phân lớp s ở lớp ngoài cùng thuộc lớp n có 1 hoặc 2 electron, phân lớp d ở lớp sát lớp ngoài cùng thuộc lớp $(n-1)$ có 1, 2, 3, ..., 10 electron.



2. Từ cấu hình electron của Fe là $1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$, hãy xác định vị trí của Fe trong bảng tuần hoàn.

(*) Nguyên tố nhóm B còn bao gồm các nguyên tố thuộc họ lanthanide và actinide.

V PHÂN LOẠI NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

1. Dựa theo cấu hình electron

Dựa vào *cấu hình electron* nguyên tử, người ta phân loại các nguyên tố hoá học thành các khối nguyên tố s, p, d và f.

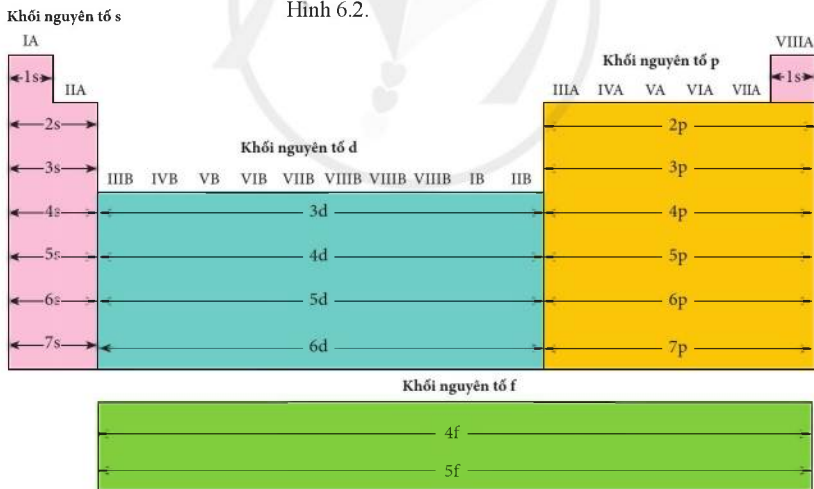


3. Dựa theo cấu hình electron, hãy phân loại các nguyên tố có số hiệu nguyên tử lần lượt là 11, 20, 29.

Các khối nguyên tố d và f đều là kim loại.

- Nguyên tố s là nguyên tố nhóm A mà nguyên tử có cấu hình electron lớp ngoài cùng là ns^{1+2} .
- Nguyên tố p là nguyên tố nhóm A mà nguyên tử có cấu hình electron lớp ngoài cùng là ns^2np^{1+6} .
- Nguyên tố d là nguyên tố nhóm B mà nguyên tử có cấu hình electron phân lớp ngoài cùng và phân lớp sát lớp ngoài cùng là $(n-1)d^{1+10}ns^{1+2}$.
- Nguyên tố f là nguyên tố nhóm B mà nguyên tử có cấu hình electron phân lớp ngoài cùng và các phân lớp sát lớp ngoài cùng là $(n-2)f^{0+14}(n-1)d^{0+2}ns^2$. Các nguyên tố f được xếp riêng bên dưới bảng tuần hoàn.

Vị trí của các khối nguyên tố s, p, d, f được thể hiện trong Hình 6.2.



Hình 6.2. Các khối nguyên tố s, p, d, f trong bảng tuần hoàn

2. Dựa theo tính chất hoá học

Các nguyên tố hoá học còn có thể được phân loại dựa theo *tính chất hoá học cơ bản*. Dựa vào cách này, các nguyên tố hoá học được phân chia thành: kim loại, phi kim, khí hiếm.

3. Hãy thu thập thông tin về các vấn đề sau:

- Ngoài Mendeleev, còn có những nhà khoa học nào cũng có đóng góp vào việc xây dựng bảng và quy luật tuần hoàn, dù ở những mức độ khác nhau?
- Mendeleev đã tiên đoán chi tiết về ba nguyên tố nào? Nêu cụ thể những tiên đoán đó.
- Sưu tầm hình ảnh những dạng bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học khác nhau.



7. Thu thập thông tin để cho biết hiện nay có khoảng bao nhiêu nguyên tố là kim loại, phi kim, khí hiếm.



- Mendeleev được coi là cha đẻ của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học. Ông đã tìm ra quy luật tuần hoàn liên hệ giữa khối lượng nguyên tử và tính chất của chúng.
- Bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học được xây dựng dựa trên mối liên hệ giữa số hiệu nguyên tử và tính chất của nguyên tố đó. Vị trí của một nguyên tố trong bảng tuần hoàn được đặc trưng bởi số thứ tự của ô nguyên tố, chu kì và nhóm.
- Từ cấu hình electron nguyên tử của một nguyên tố hoá học, có thể xác định được vị trí của nguyên tố đó trong bảng tuần hoàn.
- Có hai cách phân loại nguyên tố hoá học: theo đặc điểm cấu hình electron (khối nguyên tố s, p, d, f) và theo tính chất hoá học (kim loại, phi kim, khí hiếm).

BÀI TẬP

Bài 1. Mendeleev sắp xếp các nguyên tố hoá học vào bảng tuần hoàn dựa theo quy luật về

A. khối lượng nguyên tử.

B. cấu hình electron.

C. số hiệu nguyên tử.

D. số khối.

Bài 2. Nguyên tố X và Y có số hiệu nguyên tử lần lượt là 21 và 35. Viết cấu hình electron, từ đó xác định vị trí của X, Y (số thứ tự của ô nguyên tố, chu kì và nhóm) trong bảng tuần hoàn.

Bài 3. Bằng cách viết cấu hình electron, hãy xác định trong các nguyên tố thuộc chu kì 2 trong bảng tuần hoàn, những nguyên tố nào thuộc khối nguyên tố s, những nguyên tố nào thuộc khối nguyên tố p.

XU HƯỚNG BIẾN ĐỔI MỘT SỐ TÍNH CHẤT CỦA ĐƠN CHẤT, BIẾN ĐỔI THÀNH PHẦN VÀ TÍNH CHẤT CỦA HỢP CHẤT TRONG MỘT CHU KÌ VÀ TRONG MỘT NHÓM

Học xong bài học này, em có thể:

- Giải thích được xu hướng biến đổi bán kính nguyên tử trong một chu kì, trong một nhóm (các nguyên tố nhóm A).
- Nhận xét và giải thích được xu hướng biến đổi độ âm điện và tính kim loại, phi kim của nguyên tử các nguyên tố trong một chu kì, trong một nhóm (nhóm A).
- Nhận xét được xu hướng biến đổi thành phần và tính acid, tính base của các oxide và các hydroxide theo chu kì. Viết được phương trình hoá học minh hoạ.

- ① Một hạt nhân có điện tích là $+Z$ sẽ hút electron bằng một lực với độ lớn $F = a \frac{Z}{r^2}$, trong đó: r là khoảng cách từ hạt nhân tới electron, a là một hằng số. Hãy cho biết:
- Điện tích hạt nhân càng lớn thì lực hút electron càng mạnh hay càng yếu?
 - Khoảng cách giữa electron và hạt nhân càng lớn thì electron bị hạt nhân hút càng mạnh hay càng yếu?

Trong một chu kì cũng như trong một nhóm của bảng tuần hoàn, một số tính chất của đơn chất và hợp chất của các nguyên tố sẽ biến đổi theo quy luật nhất định, phụ thuộc vào vị trí của các nguyên tố đó trong bảng tuần hoàn.

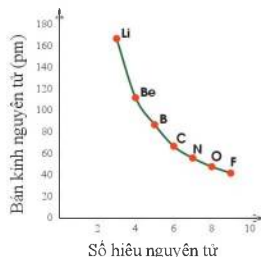
I XU HƯỚNG BIẾN ĐỔI BÁN KÍNH NGUYÊN TỬ

1. Trong một chu kì

Quy luật chung đối với các nguyên tố nhóm A: Trong một chu kì, theo chiều tăng dần điện tích hạt nhân, bán kính các nguyên tử có xu hướng giảm dần.

Bán kính nguyên tử là khoảng cách từ hạt nhân đến electron ở lớp vỏ ngoài cùng.

Nguyên tử các nguyên tố trong cùng chu kì có cùng số lớp electron. Từ trái sang phải, điện tích hạt nhân nguyên tử tăng dần nên hạt nhân sẽ hút electron lớp ngoài cùng mạnh hơn, làm cho bán kính nguyên tử giảm.



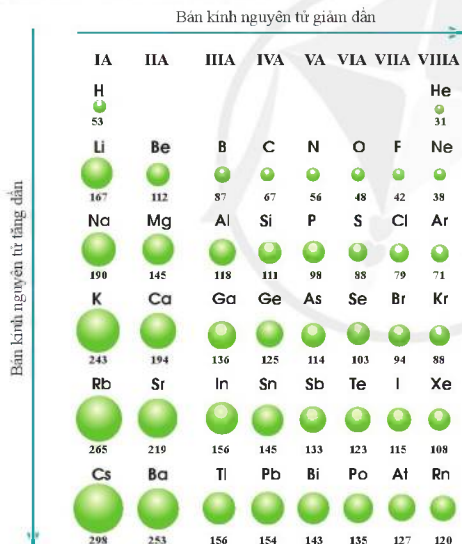
Hình 7.1. Sự thay đổi bán kính nguyên tử theo số hiệu nguyên tử của các nguyên tố chu kì 2



1. Các nguyên tố chu kì 2 có bao nhiêu lớp electron? Vẽ mô hình nguyên tử theo Rutherford – Bohr của Li và F để giải thích về sự khác biệt bán kính nguyên tử.

2. Trong một nhóm A

Quy luật chung đối với các nguyên tố nhóm A: Trong một nhóm, theo chiều tăng điện tích hạt nhân, bán kính của nguyên tử có xu hướng tăng dần.



Hình 7.2. Bán kính nguyên tử (pm) của một số nguyên tố trong bảng tuần hoàn

Trong một nhóm A, theo chiều từ trên xuống dưới, bán kính nguyên tử tăng dần, nguyên nhân chủ yếu là do số lớp electron tăng dần.



1. Quan sát Hình 7.2, cho biết quy luật biến đổi bán kính nguyên tử của các nguyên tố ở chu kì 3, 4, 5 theo chiều tăng dần điện tích hạt nhân.

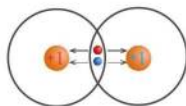


2. Hãy giải thích vì sao nguyên tử He là nguyên tử có kích thước nhỏ nhất trong bảng tuần hoàn mà không phải là nguyên tử H.

II XU HƯỚNG BIẾN ĐỔI ĐỘ ÂM ĐIỆN, TÍNH KIM LOẠI VÀ TÍNH PHI KIM

1. Độ âm điện

Độ âm điện (χ – đọc là *khi*) là đại lượng đặc trưng cho khả năng hút electron liên kết của một nguyên tử trong phân tử.



Hình 7.3. Cặp electron liên kết bị các nguyên tử hút về phía các hạt nhân của mỗi nguyên tử H

Độ âm điện được sử dụng rộng rãi là độ âm điện theo Pauling (Pau-linh). Theo đó, nguyên tử nguyên tố có độ âm điện lớn nhất là fluorine. $\chi(\text{F}) = 3,98$.

IA						
H 2,20	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98
Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16
K 0,82	Ca 1,00	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96
Rb 0,82	Sr 0,95	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,10	I 2,66
Cs 0,79	Ba 0,89	Tl 1,62	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,00	At 2,20
Fr 0,70	Ra 0,89					

Hình 7.5. Giá trị độ âm điện của một số nguyên tố nhóm A

Ví dụ 1 Độ âm điện của H và N lần lượt là 2,20 và 3,04.

Điều này có nghĩa là nguyên tử N hút electron liên kết mạnh hơn nguyên tử H, gấp $3,04 : 2,20 = 1,38$ lần. Vậy trong phân tử NH_3 , các cặp electron liên kết sẽ bị lệch về phía nguyên tử N.

Electron hoá trị đã tham gia hình thành liên kết hoá học thì gọi là electron liên kết.

Ví dụ: Nguyên tử H và N có cấu hình electron tương ứng là $1s^1$ và $1s^2 2s^2 2p^3$, số electron hoá trị tương ứng là 1 và 5. Khi tạo nên NH_3 , chỉ có 3 electron hoá trị của N tham gia hình thành liên kết hoá học tạo thành 3 cặp electron liên kết.



Hình 7.4. Các cặp electron liên kết và electron hoá trị trong phân tử NH_3



2. Dựa vào Hình 7.5, hãy nhận xét quy luật chung về sự biến đổi độ âm điện của các nguyên tử nguyên tố nhóm A trong một chu kì, trong một nhóm.



3. Cặp electron liên kết của phân tử H_2 có bị lệch về nguyên tử nào không? Vì sao?

Ví dụ 2 Độ âm điện của O là 3,44. Vậy nguyên tử O hút electron liên kết mạnh hơn nguyên tử H, gấp $3,44 : 2,20 = 1,56$ lần. Do đó, trong phân tử H_2O , các cặp electron liên kết sẽ bị lệch về phía nguyên tử O.

Quy luật chung đối với các nguyên tố nhóm A:

- Trong một chu kì, theo chiều tăng điện tích hạt nhân, độ âm điện của các nguyên tố nguyên tố có xu hướng tăng dần.
- Trong một nhóm, theo chiều tăng điện tích hạt nhân, độ âm điện của các nguyên tố nguyên tố có xu hướng giảm dần.

Độ âm điện phụ thuộc đồng thời vào hai yếu tố: điện tích hạt nhân và bán kính nguyên tử.

Trong một chu kì, từ trái sang phải theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân, bán kính nguyên tử giảm dần nên khả năng hút cặp electron liên kết càng tăng, dẫn tới độ âm điện càng tăng.

Trong một nhóm, từ trên xuống dưới theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, bán kính nguyên tử tăng lên nên lực hút của hạt nhân tới cặp electron liên kết giảm, dẫn tới độ âm điện giảm.

2. Tính kim loại và tính phi kim

Tính kim loại đặc trưng bởi khả năng nhường electron của nguyên tử. Tính phi kim đặc trưng bởi khả năng nhận electron của nguyên tử.

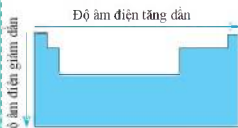
Quy luật chung đối với các nguyên tố nhóm A:

- Trong một chu kì, theo chiều tăng điện tích hạt nhân, tính kim loại của các nguyên tố có xu hướng giảm dần, tính phi kim của các nguyên tố có xu hướng tăng dần.
- Trong một nhóm, theo chiều tăng điện tích hạt nhân, tính kim loại của các nguyên tố có xu hướng tăng dần, tính phi kim của các nguyên tố có xu hướng giảm dần.



4. Cặp electron liên kết bị lệch nhiều hơn trong phân tử NH_3 hay trong phân tử H_2O ? Vì sao?

Quy luật biến đổi độ âm điện:

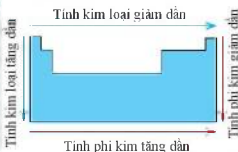


Quy luật biến đổi này có một số ngoại lệ, như ở nhóm II (Ba, Ra), chu kì 6 (Pb và Bi).



3. Không dùng bảng độ âm điện, hãy so sánh độ âm điện của nguyên tố X có $Z = 14$ và nguyên tố Y có $Z = 16$. Giải thích.

Quy luật biến đổi tính kim loại, tính phi kim:



Tính kim loại và tính phi kim luôn biến đổi ngược chiều nhau. Độ âm điện và tính phi kim của các nguyên tố của nguyên tố hoá học biến đổi cùng chiều trong một chu kì và trong một nhóm.

Theo biểu thức $F = a \frac{Z}{r^2}$, lực hút F giảm theo r^2 và tăng theo Z , nghĩa là ảnh hưởng tới lực hút của hạt nhân với electron của r lớn hơn của Z .



4. Giải thích nguyên nhân của quy luật biến đổi tính phi kim trong một chu kì, trong một nhóm.



5. Sắp xếp các nguyên tố sau theo chiều tăng dần tính phi kim: O, S, F. Giải thích.



EM CÓ BIẾT

Không tồn tại hợp chất F_2O_7 , oxide thường gặp của F có công thức là OF_2 .



5. Viết công thức oxide cao nhất của các nguyên tố chu kì 2, từ Li đến N.

Trong một chu kì, từ trái sang phải, điện tích hạt nhân tăng dần, bán kính nguyên tử giảm dần nên lực hút của hạt nhân tới electron hoá trị tăng, làm giảm khả năng nhường electron, do đó tính kim loại của nguyên tố giảm.

Trong một nhóm A, mặc dù điện tích hạt nhân tăng dần nhưng do bán kính nguyên tử của các nguyên tố tăng nhanh, nên lực hút của hạt nhân tới electron hoá trị giảm dần, làm tăng khả năng nhường electron, do đó tính kim loại tăng.

Đối với phi kim, cách giải thích hoàn toàn tương tự như trên.



III XU HƯỚNG BIẾN ĐỔI THÀNH PHẦN VÀ TÍNH ACID, TÍNH BASE CỦA CÁC OXIDE VÀ CÁC HYDROXIDE THEO CHU KÌ

1. Thành phần và tính acid, tính base của các oxide cao nhất trong một chu kì

Oxide cao nhất của một nguyên tố là oxide mà trong đó, hoá trị của nguyên tố đó là cao nhất. Các nguyên tố thuộc các nhóm từ IA đến VIIA (trừ fluorine) có hoá trị cao nhất đúng bằng số thứ tự của nhóm.

Ví dụ Li ở nhóm IA, Cl ở nhóm VIIA, vậy hoá trị cao nhất của Li và Cl tương ứng là I và VII.

Công thức oxide cao nhất và hoá trị tương ứng của các nguyên tố nhóm A, chu kì 3 được thể hiện trong Bảng 7.1.

Bảng 7.1. Công thức oxide cao nhất của các nguyên tố nhóm A, chu kì 3

Oxide cao nhất	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
Hoá trị nguyên tố	I	II	III	IV	V	VI	VII

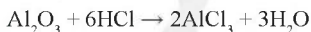
Xu hướng biến đổi thành phần của các oxide cao nhất: Trong một chu kì, theo chiều tăng điện tích hạt nhân, tỉ số giữa số nguyên tử oxygen với số nguyên tử nguyên tố còn lại trong các oxide cao nhất có xu hướng tăng dần.

*Xu hướng biến đổi tính acid, tính base của oxide cao nhất:
Trong một chu kì, theo chiều tăng điện tích hạt nhân, tính acid của oxide cao nhất có xu hướng tăng dần, tính base của chúng có xu hướng giảm dần.*

Tính acid tăng dần →						
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅		
Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
K ₂ O	CaO	Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₃	SeO ₃	Br ₂ O ₇
Rb ₂ O	SrO	In ₂ O ₃	SnO ₂	Sb ₂ O ₃	TeO ₃	I ₂ O ₇
Cs ₂ O	BaO	Tl ₂ O ₃	PbO ₂	Bi ₂ O ₃	PoO ₃	At ₂ O ₇
← Tính base tăng dần						

Hình 7.6. Xu hướng biến đổi tính acid, tính base của một số oxide cao nhất

Ví dụ Trong dãy oxide cao nhất của các nguyên tố chu kì 3: Na₂O có tính base mạnh nhất (Na₂O là basic oxide); Cl₂O₇ có tính acid mạnh nhất (Cl₂O₇ là acidic oxide) và Al₂O₃ vừa có tính acid, vừa có tính base.



2. Thành phần và tính acid, tính base của các hydroxide trong một chu kì

Hydroxide của nguyên tố kim loại M hoá trị n có dạng M(OH)_n. Đối với nguyên tố phi kim, hydroxide của nó ở dạng acid.

Bảng 7.2. Công thức hydroxide của các nguyên tố nhóm A, chu kì 3 (các nguyên tố ở hoá trị cao nhất)

Công thức hydroxide	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄
Hoá trị nguyên tố	I	II	III	IV	V	VI	VII

*Xu hướng biến đổi tính acid, tính base của hydroxide:
Trong một chu kì, theo chiều tăng dần điện tích hạt nhân, tính acid của các hydroxide có xu hướng tăng dần, tính base của chúng có xu hướng giảm dần.*

Quy luật về sự biến đổi chung của tính acid và tính base của oxide cao nhất ngược chiều nhau trong mỗi chu kì và mỗi nhóm.

EM CÓ BIẾT

Trong một nhóm A, theo chiều tăng điện tích hạt nhân, nói chung tính base của oxide cao nhất tăng dần (ví dụ nhóm IIA), tính acid giảm dần (ví dụ nhóm VA).

Al₂O₃ có tính lưỡng tính: tác dụng được cả với dung dịch acid và dung dịch base.

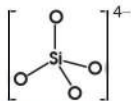
Giải thích vì sao không dùng chậu nhôm để đựng nước vôi tôi.

Acid chứa oxygen có thể được coi là một dạng của hydroxide (không bền) bị mất nước. Ví dụ:



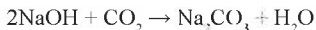
EM CÓ BIẾT

Si(OH)_4 có tên gọi orthosilicic acid, muối của nó rất phổ biến ở vỏ Trái Đất (chiếm đến 90% khối lượng) dưới dạng khoáng vật silicate:

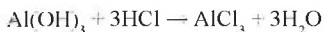
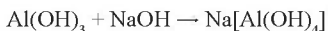


Ví dụ

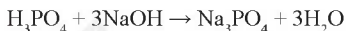
- NaOH là một base mạnh.



- Al(OH)_3 vừa có tính acid, vừa có tính base, có thể phản ứng với cả base và acid.



- H_2SiO_3 là acid rất yếu, H_3PO_4 là acid trung bình, H_2SO_4 là acid mạnh, HClO_4 là acid rất mạnh.



6. Al(OH)_3 thể hiện tính acid, tính base trong phản ứng nào ở ví dụ trên?



6. Xác định nguyên tố có tính kim loại mạnh nhất, nguyên tố có tính phi kim mạnh nhất. Giải thích.
7. Viết công thức các hydroxide (nếu có) của những nguyên tố chu kì 2. So sánh tính acid, tính base của chúng.



Các quy luật sau đây áp dụng cho các nguyên tố nhóm A:

- Bán kính nguyên tử có xu hướng giảm theo chiều tăng điện tích hạt nhân trong một chu kì, có xu hướng tăng theo chiều tăng điện tích hạt nhân trong một nhóm.
- Độ âm điện của nguyên tử nguyên tố hoá học có xu hướng tăng theo chiều tăng điện tích hạt nhân trong một chu kì, có xu hướng giảm theo chiều tăng điện tích hạt nhân trong một nhóm.
- Tính kim loại của nguyên tử nguyên tố hoá học có xu hướng giảm theo chiều tăng điện tích hạt nhân trong một chu kì, có xu hướng tăng theo chiều tăng điện tích hạt nhân trong một nhóm.
- Tính phi kim của nguyên tử nguyên tố hoá học có xu hướng tăng theo chiều tăng điện tích hạt nhân trong một chu kì, có xu hướng giảm theo chiều tăng điện tích hạt nhân trong một nhóm.
- Xu hướng biến đổi tính acid, tính base của oxide và hydroxide trong một chu kì: tính acid có xu hướng tăng dần, tính base có xu hướng giảm dần theo chiều tăng điện tích hạt nhân.

BÀI TẬP

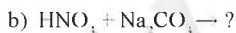
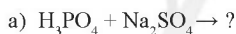
Bài 1. Hoàn thành chỗ trống trong các câu sau:

- Trong một chu kì, theo chiều ... (1)... điện tích hạt nhân, độ âm điện của các nguyên tố có xu hướng tăng dần, tính base của các hydroxide của các nguyên tố có xu hướng ... (2)... dần.
- Nhóm ... (3)... là nhóm chứa các nguyên tố đứng đầu mỗi chu kì trong bảng tuần hoàn. Trong nhóm này, nguyên tử nguyên tố ... (4)... có bán kính lớn nhất. Số lượng các nguyên tố là kim loại của nhóm này là ... (5)...

Bài 2. Những đặc trưng nào sau đây thuộc về kim loại nhóm A, những đặc trưng nào thuộc về phi kim?

- Dễ nhường electron.
- Dễ nhận electron.
- Oxide cao nhất có tính base.
- Oxide cao nhất có tính acid.

Bài 3. Trong hai phản ứng sau, phản ứng nào xảy ra, phản ứng nào không xảy ra? Giải thích.



Bài 4. Cấu hình electron lớp ngoài cùng của các nguyên tố chu kì 2 và 3 như sau:

3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²	5 B 2s ² 2p ¹	6 C 2s ² 2p ²	7 N 2s ² 2p ³	8 O 2s ² 2p ⁴	9 F 2s ² 2p ⁵	10 Ne 2s ² 2p ⁶
11 Na 3s ¹	12 Mg 3s ²	13 Al 3s ² 3p ¹	14 Si 3s ² 3p ²	15 P 3s ² 3p ³	16 S 3s ² 3p ⁴	17 Cl 3s ² 3p ⁵	18 Ar 3s ² 3p ⁶

- Sự lặp lại tuần hoàn về cấu hình electron lớp ngoài cùng của các nguyên tố ở chu kì 2 và 3 thể hiện như thế nào?
- Giải thích vì sao sự biến đổi tuần hoàn về cấu hình electron lớp ngoài cùng là nguyên nhân quyết định đến sự biến đổi tuần hoàn về tính chất hoá học của những đơn chất và hợp chất các nguyên tố chu kì 2 và 3. Lấy một số ví dụ để minh họa sự biến đổi đó.

ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN VÀ Ý NGHĨA CỦA BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

Học xong bài học này, em có thể:

- Phát biểu được định luật tuần hoàn các nguyên tố hoá học.
- Trình bày được ý nghĩa của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học: Mỗi liên hệ giữa vị trí (trong bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học) với tính chất và ngược lại.



Francium (Fr) là nguyên tố phóng xạ được phát hiện bởi Peray (Pơ-rây) năm 1939. Nguyên tố này thuộc chu kì 7, nhóm IA. Hãy dự đoán tính chất hoá học cơ bản của francium (Đó là nguyên tố kim loại hay phi kim? Mức độ hoạt động hoá học của francium như thế nào?).

1 ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

Từ tập hợp thông tin tính chất của đơn chất và hợp chất, phát kiến thiên tài của Mendeleev về sắp xếp các nguyên tố theo chiều tăng dần khối lượng nguyên tử, sau đó là mối liên hệ giữa cấu hình electron nguyên tử với vị trí và tính chất đơn chất và hợp chất, đã dẫn đến định luật tuần hoàn các nguyên tố hoá học.

Tính chất của các nguyên tố và đơn chất, cũng như thành phần và tính chất của hợp chất tạo nên từ các nguyên tố đó biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân nguyên tử.

Định luật tuần hoàn được coi là một trong những phát kiến quan trọng nhất trong hoá học. Mọi nhà hoá học đều sử dụng các quy luật tuần hoàn, dù có hay không có chủ ý trong khi nghiên cứu tính chất cũng như phản ứng của các đơn chất và hợp chất. Hai kết luận quan trọng sau đây nhận được từ định luật tuần hoàn các nguyên tố hoá học:

EM CÓ BIẾT

Trong khoảng 100 năm từ khi Mendeleev phát biểu định luật tuần hoàn (năm 1871), đã có khoảng 700 phiên bản bảng tuần hoàn khác nhau được giới thiệu.

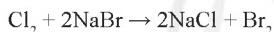
- 1 Các tính chất của các đơn chất, cũng như thành phần và tính chất của các hợp chất lặp đi lặp lại một cách có hệ thống và có thể dự đoán được khi các nguyên tố được sắp xếp theo thứ tự tăng dần số hiệu nguyên tử vào các chu kì và nhóm.

- 2 Định luật tuần hoàn đã dẫn đến sự phát triển và hoàn thiện của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học ngày nay.

II Ý NGHĨA CỦA BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

Khi biết vị trí của một nguyên tố trong bảng tuần hoàn, có thể đưa ra dự đoán về tính chất của đơn chất cũng như hợp chất của nó.

Ví dụ Dựa vào vị trí của ba nguyên tố Cl, Br, I trong bảng tuần hoàn, có thể dự đoán tính phi kim của Cl là mạnh nhất và của I là yếu nhất. Từ tính chất halogen mạnh đẩy halogen yếu hơn ra khỏi muối của nó, dự đoán được trường hợp phản ứng xảy ra hoặc không xảy ra.



Dự đoán này phù hợp với thực nghiệm. Trong thực tế, người ta điều chế Br_2 và I_2 bằng cách dùng Cl_2 đẩy chúng ra khỏi muối.

Ví dụ này cho thấy, từ vị trí của nguyên tố trong bảng tuần hoàn có thể dự đoán được tính chất của đơn chất và hợp chất nguyên tố đó.



1. Viết công thức hydroxide của nguyên tố Sr ($Z = 38$) và dự đoán hydroxide này có tính base mạnh hay yếu.
2. Một acid của Se ($Z = 34$) có công thức H_2SeO_4 . Acid này là acid mạnh hay yếu?



EM CÓ BIẾT

Nguyên tố M có $Z = 119$ (hiện nay, chưa được tìm thấy) có cấu hình electron lớp ngoài cùng và lớp sát lớp ngoài cùng là $7s^2 7p^6 8s^1$. Vậy nguyên tố này là nguyên tố họ s, đứng đầu chu kì 8, nhóm IA. Khi đã biết được vị trí chính xác như trên, có thể dự đoán nguyên tố này là kim loại (rất) mạnh, hydroxide của nó có công thức MOH và tan tốt trong nước.



- Định luật tuần hoàn: Tính chất của các nguyên tố và đơn chất, cũng như thành phần và tính chất của các hợp chất tạo nên từ các nguyên tố đó biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân nguyên tử.
- Từ vị trí của một nguyên tố trong bảng tuần hoàn, có thể dự đoán được tính chất của đơn chất và hợp chất tạo nên từ nguyên tố đó.

BÀI TẬP

Bài 1. Nguyên tố X có $Z = 38$. Cấu hình electron nguyên tử lớp ngoài cùng và lớp sát lớp ngoài cùng của nguyên tử nguyên tố X là $4s^2 4p^6 5s^2$.

- a) Cho biết vị trí của X trong bảng tuần hoàn.
- b) Hãy cho biết tính chất hoá học cơ bản của X là gì.
- c) Viết công thức oxide và hydroxide cao nhất của X.
- d) Viết phương trình phản ứng hoá học khi cho X tác dụng với Cl_2 .

Bài 2. Trình bày các quy luật về xu hướng biến đổi bán kính, độ âm điện, tính kim loại, tính phi kim của nguyên tử các nguyên tố trong một chu kì và trong một nhóm A.

Bài 3. Hydroxide của nguyên tố T có tính base mạnh và tác dụng được với HCl theo tỉ lệ mol giữa hydroxide của T và HCl là 1 : 2. Hãy dự đoán nguyên tố T thuộc nhóm nào trong bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học.

Bài 4*. Oxide cao nhất của hai nguyên tố X và Y khi tan trong nước tạo dung dịch làm giấy quỳ tím chuyển sang màu xanh. Biết rằng tỉ lệ nguyên tử X cũng như Y với oxygen trong các oxide cao nhất là bằng nhau, khối lượng phân tử oxide cao nhất của Y lớn hơn khối lượng phân tử oxide cao nhất của X.

- a) Dự đoán X và Y thuộc loại nguyên tố nào (kim loại, phi kim,...). Giải thích.
- b) Dự đoán hai nguyên tố X và Y thuộc cùng một chu kì hay cùng một nhóm. Giải thích.
- c) So sánh số hiệu nguyên tử của X và Y. Giải thích.

QUY TẮC OCTET

Học xong bài học này, em có thể:

- Trình bày được quy tắc octet với các nguyên tố nhóm A.
- Vận dụng được quy tắc octet trong quá trình hình thành liên kết hoá học ở các nguyên tố nhóm A.



Quan sát hiện tượng tự nhiên sau:

Viên bi rơi từ trên cao (vị trí có năng lượng cao hơn) xuống dưới đất (vị trí có năng lượng thấp hơn) mà không tự lặn theo chiều ngược lại.

Hãy cho biết quá trình trên diễn ra theo xu hướng tạo nên hệ bền hơn (năng lượng thấp hơn) hay kém bền hơn (năng lượng cao hơn).



I QUY TẮC OCTET

Trong phản ứng hoá học, các nguyên tử có xu hướng hình thành lớp vỏ bền vững như của khí hiếm.

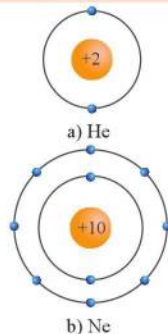
Quy tắc này lần đầu được đưa ra bởi Lewis (Li-uyt, 1875 – 1946, nhà hoá học, vật lý người Mỹ) để lí giải xu hướng các nguyên tử trở nên bền vững hơn trong phản ứng hoá học.

Các nguyên tử khí hiếm bền vững hơn rất nhiều so với các nguyên tử nguyên tố khác trong cùng chu kì nên rất khó tham gia các phản ứng hoá học. Điều này là do chúng có lớp electron ngoài cùng đã bão hoà với 8 electron (ngoại lệ là helium với lớp electron ngoài cùng bão hoà với 2 electron).

Các nguyên tử liên kết với nhau theo xu hướng chung là tạo ra lớp electron ngoài cùng như của khí hiếm gần nhất để mỗi nguyên tử đó trở nên bền vững hơn.



1. Cho nguyên tử các nguyên tố sau: Na ($Z = 11$), Cl ($Z = 17$), Ne ($Z = 10$), Ar ($Z = 18$). Những nguyên tử nào trong các nguyên tử trên có lớp electron ngoài cùng bền vững?



Hình 9.1. Mô hình cấu tạo nguyên tử của helium và neon

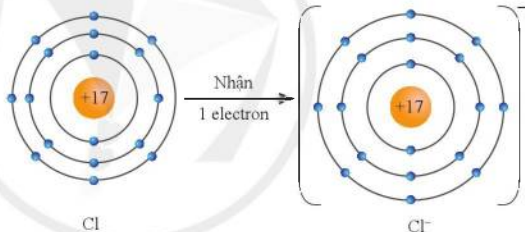
II VẬN DỤNG QUY TẮC OCTET TRONG QUÁ TRÌNH HÌNH THÀNH LIÊN KẾT HOÁ HỌC CỦA CÁC NGUYÊN TỬ NHÓM A

Trong quá trình hình thành liên kết hoá học, các nguyên tử có xu hướng *nhường, nhận hoặc góp chung electron* để đạt được cấu hình electron bền vững như của khí hiếm gần nhất với 8 electron ở lớp ngoài cùng (hoặc 2 electron ở lớp ngoài cùng như của helium).

EM CÓ BIẾT

Sau khi nguyên tử nhận electron thứ nhất, nguyên tử trở thành ion âm, gây khó khăn cho quá trình nhận electron tiếp theo vì ion âm và electron có xu hướng đẩy nhau. Như vậy, nguyên tử nhận càng nhiều electron thì quá trình nhận càng khó khăn.

Ví dụ 1 Nguyên tử chlorine với cấu hình electron là $[\text{Ne}]3s^23p^5$, có 7 electron ở lớp ngoài cùng. Vậy xu hướng cơ bản của nguyên tử chlorine khi hình thành liên kết hoá học là nhận thêm 1 electron để đạt được 8 electron ở lớp ngoài cùng như của khí hiếm Ar (thay vì Cl phải nhường đi 7 electron để có lớp electron ngoài cùng là $2s^22p^6$ – khó khăn hơn rất nhiều) (Hình 9.2).



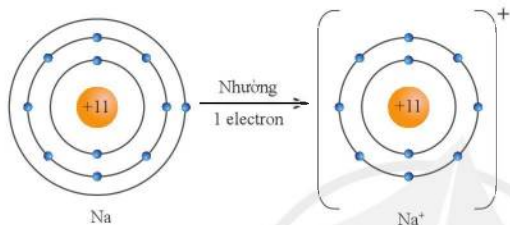
Hình 9.2. Sơ đồ nguyên tử Cl nhận thêm 1 electron vào lớp ngoài cùng. Các phi kim với 5, 6 hoặc 7 electron ở lớp ngoài cùng có xu hướng nhận thêm electron để tạo thành ion âm tương ứng có 8 electron ở lớp ngoài cùng. Trong cùng chu kì, các nguyên tử có lớp ngoài cùng với 7 electron (các halogen) dễ nhận thêm electron hơn nên có tính phi kim mạnh nhất.

2. Oxygen có $Z = 8$, cho biết xu hướng cơ bản của nguyên tử oxygen khi hình thành liên kết hoá học. Hãy vẽ sơ đồ minh hoạ quá trình đó.



1. Tính phi kim được đặc trưng bằng khả năng nhận electron. Xu hướng cơ bản của nguyên tử O và F trong các phản ứng hoá học là nhường hay nhận bao nhiêu electron?

Ví dụ 2 Nguyên tử sodium với cấu hình electron là $[\text{Ne}]3s^1$, có 1 electron ở lớp vỏ ngoài cùng. Vậy xu hướng cơ bản của nguyên tử sodium khi hình thành liên kết hoá học là nhường đi 1 electron để đạt được lớp vỏ có 8 electron ở lớp ngoài cùng như của khí hiếm Ne (thay vì sodium phải nhận thêm 7 electron để có lớp electron ngoài cùng là $3s^23p^6$ – khó khăn hơn rất nhiều) (Hình 9.3).



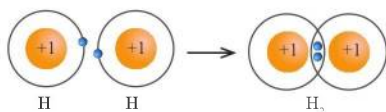
Hình 9.3. Sơ đồ nguyên tử Na nhường đi 1 electron ở lớp ngoài cùng

Nói chung, các kim loại có 1, 2 hoặc 3 electron ở lớp ngoài cùng có xu hướng nhường bớt toàn bộ các electron này để tạo thành ion dương tương ứng có 8 electron ở lớp ngoài cùng. Trong cùng chu kì, nguyên tử có 1 electron ở lớp ngoài cùng (các kim loại kiềm) dễ nhường electron hơn nên có tính kim loại mạnh nhất.

Ngoài cách các nguyên tử nhường và nhận electron để hình thành liên kết ion, quy tắc octet có thể đạt được bằng cách gộp chung electron.

Ví dụ 3 Phân tử H_2 được hình thành từ hai nguyên tử H bởi sự gộp chung electron (Hình 9.4).

Sau khi hình thành liên kết, xung quanh mỗi nguyên tử H có 1 đôi electron chung, giống lớp vỏ bền vững của khí hiếm He.



Hình 9.4. Sơ đồ gộp chung electron của các nguyên tử trong phân tử H_2



2. Hãy dự đoán xu hướng nhường, nhận electron của mỗi nguyên tử trong từng cặp nguyên tử sau. Vẽ sơ đồ (hoặc viết số electron theo lớp) quá trình các nguyên tử nhường, nhận electron để tạo ion.

- K ($Z = 19$) và O ($Z = 8$).
- Li ($Z = 3$) và F ($Z = 9$).
- Mg ($Z = 12$) và P ($Z = 15$).



EM CÒ BIẾT

Quy tắc octet có một số ngoại lệ như: SF_6 (lớp vỏ ngoài cùng của S có 12 electron); PCl_5 (lớp vỏ ngoài cùng của P có 10 electron);...



3. Vì sao nguyên tử của các nguyên tố thuộc chu kì 2 chỉ có tối đa 8 electron ở lớp ngoài cùng (thỏa mãn quy tắc 8 electron khi tham gia liên kết)?



Trong quá trình hình thành liên kết hoá học, các nguyên tử có xu hướng nhường, nhận hoặc góp chung electron để đạt được cấu hình electron bền vững như của khí hiếm với 8 electron ở lớp ngoài cùng (hoặc 2 electron ở lớp ngoài cùng như của helium).

BÀI TẬP

- Bài 1.** Nguyên tử nitrogen và nguyên tử nhôm có xu hướng nhận hay nhường lần lượt bao nhiêu electron để đạt được cấu hình electron bền vững?
- A. Nhận 3 electron, nhường 3 electron.
B. Nhận 5 electron, nhường 5 electron.
C. Nhường 3 electron, nhận 3 electron.
D. Nhường 5 electron, nhận 5 electron.
- Bài 2.** Nguyên tử nguyên tố nào sau đây có xu hướng nhường đi 1 electron khi hình thành liên kết hoá học?
- A. Boron. B. Potassium.
C. Helium. D. Fluorine.
- Bài 3.** Xu hướng tạo lớp vỏ bền vững hơn của các nguyên tử thể hiện như thế nào trong các trường hợp sau đây?
- a) Kim loại điển hình tác dụng với phi kim điển hình.
b) Phi kim tác dụng với phi kim.
- Bài 4.** Ở dạng đơn chất, sodium (Na) và chlorine (Cl) rất dễ tham gia các phản ứng hoá học, nhưng muối ăn được tạo nên từ hai nguyên tố này lại không dễ dàng tham gia các phản ứng mà có sự nhường hoặc nhận electron. Giải thích.
- Bài 5.** Cho một số hydrocarbon sau: $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$, $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ và $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$.
- a) Những nguyên tử H và C nào trong các hydrocarbon trên thoả mãn quy tắc octet? Biết rằng mỗi gạch (–) trong các công thức biểu diễn hai electron hoá trị chung.
b) Một phân tử hydrocarbon có ba nguyên tử C và x nguyên tử H. Giá trị x lớn nhất có thể là bao nhiêu?

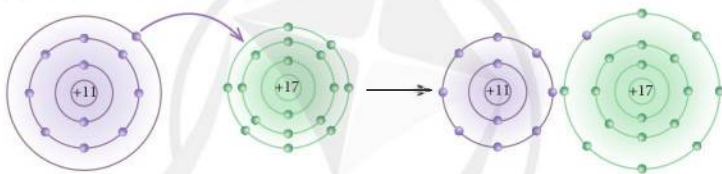
Học xong bài học này, em có thể:

- Trình bày được khái niệm và sự hình thành liên kết ion (nêu một số ví dụ điển hình tuân theo quy tắc octet).
- Nêu được cấu tạo tinh thể NaCl . Giải thích được vì sao các hợp chất ion thường ở trạng thái rắn trong điều kiện thường (dạng tinh thể ion).
- Lắp ráp được mô hình tinh thể NaCl (theo mô hình có sẵn).



Phát biểu nào dưới đây phù hợp với sơ đồ phản ứng ở Hình 10.1?

- (1) Nguyên tử Na nhường, nguyên tử Cl nhận electron để trở thành các ion.
- (2) Nguyên tử Na và Cl góp chung electron để trở thành các ion.



Hình 10.1. Sơ đồ chuyển dịch electron khi hình thành liên kết giữa Na và Cl



1. KHÁI NIỆM VÀ SỰ HÌNH THÀNH LIÊN KẾT ION

Liên kết ion là một loại liên kết phổ biến trong hoá học, đặc biệt trong các hợp chất được tạo nên từ kim loại điển hình và phi kim điển hình.

1. Khái niệm

Liên kết ion được hình thành bởi lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu.

Khi các phần tử mang điện trái dấu hút nhau tạo thành liên kết hoá học, năng lượng của hệ giảm đi (quá trình toả năng lượng), nên tạo ra hệ bền vững hơn. Sự hình thành liên kết ion từ các cation (ion mang điện tích dương) và anion (ion mang điện tích âm) tuân theo nguyên tắc này.



1. Phát biểu nào sau đây là đúng?

- A. Liên kết ion chỉ có trong đơn chất.
- B. Liên kết ion chỉ có trong hợp chất.
- C. Liên kết ion có trong cả đơn chất và hợp chất.



1. Hãy nêu một số hợp chất ion:

- Tạo nên bởi các ion đơn nguyên tử.
- Tạo nên bởi ion đơn nguyên tử và ion đa nguyên tử.
- Tạo nên bởi các ion đa nguyên tử.

EM CÓ BIẾT

Theo quy ước, điện tích của ion được viết số trước, dấu (+ hoặc -) sau để tránh nhầm lẫn với số oxi hoá (sẽ học ở chủ đề 4).
Ví dụ: PO_4^{3-} , SO_4^{2-} .



2. Viết hai giai đoạn của sự hình thành CaO từ các nguyên tử tương ứng (kèm theo cấu hình electron).



2. Cho các ion: Li^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , F^- , O^{2-} , PO_4^{3-} . Hãy viết công thức tất cả các hợp chất ion (tạo nên từ một loại cation và một loại anion) có thể được tạo thành từ các ion đã cho. Biết rằng tổng điện tích của các ion trong hợp chất bằng 0.



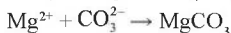
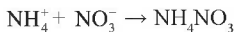
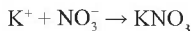
3. Cho các chất sau: SiO_2 là thành phần chính của thạch anh, CaCO_3 là thành phần của đá vôi. Hãy cho biết chất nào được tạo nên bởi liên kết ion. Giải thích.

Ví dụ

Liên kết ion trong hợp chất NaCl tạo bởi lực hút tĩnh điện giữa cation Na^+ và anion Cl^- .



Liên kết ion cũng có thể được hình thành từ ion đa nguyên tử, ví dụ như các quá trình:



Các hợp chất được tạo nên từ cation và anion gọi là *hợp chất ion*.

2. Sự hình thành liên kết ion từ phản ứng giữa các nguyên tử

Quá trình hình thành liên kết ion diễn ra như sau:

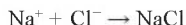
- Hình thành các ion trái dấu từ các quá trình nguyên tử kim loại nhường electron và nguyên tử phi kim nhận electron theo quy tắc octet.

Nguyên tử kim loại điển hình nhường electron tạo thành cation. Nguyên tử phi kim điển hình nhận electron tạo thành anion.

Ví dụ

	Na	$\rightarrow$	$\text{Na}^+ + 1e$
Số electron trên các lớp	2, 8, 1		2, 8
Cấu hình electron	$[\text{Ne}]3s^1$		$[\text{Ne}]$
	Cl	$+ 1e \rightarrow$	Cl^-
Số electron trên các lớp	2, 8, 7		2, 8, 8
Cấu hình electron	$[\text{Ne}]3s^23p^5$		$[\text{Ar}]$

- Các ion trái dấu hút nhau bằng lực hút tĩnh điện tạo nên hợp chất ion. Các ion trái dấu kết hợp với nhau theo tỉ lệ sao cho *tổng điện tích của các ion trong hợp chất phải bằng 0*.



Nhận xét: Liên kết ion thường được hình thành giữa kim loại điển hình và phi kim điển hình.

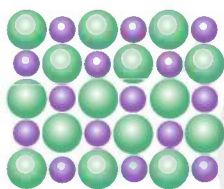
II. TINH THỂ ION

Ở điều kiện thường, các hợp chất ion tồn tại ở dạng tinh thể, đó là các chất rắn mà sự sắp xếp các cation và anion trong không gian tuân theo một trật tự nhất định tạo nên tinh thể ion.

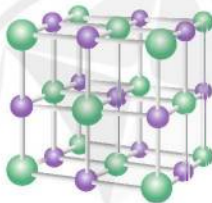
1. Khái niệm

Tinh thể ion là loại tinh thể được tạo nên bởi các cation và anion.

Ví dụ Tinh thể muối ăn (NaCl) được hình thành từ các ion Na^+ và Cl^- sắp xếp cạnh nhau một cách luân phiên (Hình 10.2).



a) Một phần bề mặt của tinh thể NaCl



b) Một phần tinh thể NaCl



Hình 10.2. Mô hình cấu trúc tinh thể NaCl

2. Đặc điểm của hợp chất ion

Các phần tử tạo nên hợp chất ion là các cation và anion. Chúng hút nhau mạnh bằng lực hút tĩnh điện. Do vậy, các phần tử này không chuyển động tự do được. Đây là lí do vì sao các hợp chất ion thường là tinh thể rắn ở điều kiện thường. Cũng vì lí do này, các hợp chất ion có nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi rất cao. Ví dụ: NaCl nóng chảy ở 801°C , sôi ở 1465°C ; NaF nóng chảy ở 993°C , sôi ở 1695°C ; CaO nóng chảy ở 2572°C , sôi ở 2850°C .



1. Lắp ráp mô hình tinh thể NaCl: Quan sát Hình 10.2b để lắp ráp mô hình tinh thể NaCl từ các quả cầu minh hoạ cho ion Na^+ , Cl^- và que nối.
2. Từ mô hình NaCl, hãy cho biết xung quanh mỗi ion Na^+ có bao nhiêu ion Cl^- (ở gần nhất với Na^+).

Tinh thể muối ăn có dạng lập phương.



Hình 10.3. Tinh thể muối ăn



1. Hãy kể tên một số hợp chất ion có xung quanh em và cho biết trong điều kiện thường, chúng tồn tại ở thể nào.



2. Nuôi tinh thể muối ăn

Bước 1. Tạo dung dịch nước muối *quá bão hoà*: Cho muối ăn (muối tinh) vào khoảng 500 mL nước sôi, khuấy đều đến khi muối ăn không thể tan thêm được nữa, để nguội và gạn lọc bỏ cặn lắng, thu được nước muối *quá bão hoà*.

Bước 2. Tạo tinh thể *mắm*: Rót khoảng 50 mL dung dịch muối *quá bão hoà* vào cốc, để trong ngăn mát tủ lạnh 5 – 7 ngày sẽ thu được tinh thể *mắm*. Chọn lấy tinh thể *mắm* to nhất trong số các tinh thể thu được.

Bước 3. Nuôi tinh thể: Buộc tinh thể *mắm* vào dây chỉ, treo vào giữa 450 mL dung dịch nước muối còn lại. Để yên, tránh bụi nhưng không đậy nắp để nước bay hơi. Nếu *mắm* bị tan thì buộc lại *mắm* mới, nếu sau 2 – 3 ngày *mắm* không tan thì sau một thời gian sẽ thu được tinh thể NaCl lớn hơn phát triển từ *mắm* này. Để lưu giữ các tinh thể NaCl, có thể dùng sơn bóng (sơn móng tay chẳng hạn) sơn lên bề mặt tinh thể.

Chú ý: Có thể thay NaCl bằng các muối khác như CuSO_4 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ (phèn chua).



- Liên kết ion được hình thành bởi lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu.
- Liên kết ion thường được hình thành giữa kim loại điển hình và phi kim điển hình. Hợp chất ion được tạo nên từ cation và anion.
- Ở điều kiện thường, các hợp chất ion thường tồn tại ở dạng tinh thể rắn.

BÀI TẬP

Bài 1. Những phát biểu nào sau đây là đúng?

Hợp chất tạo nên bởi ion Al^{3+} và O^{2-} là hợp chất

- (a) cộng hoá trị. (b) ion.
(c) có công thức Al_2O_3 . (d) có công thức Al_3O_2 .

Bài 2. Những tính chất nào sau đây là tính chất điển hình của hợp chất ion?

- (a) Tồn tại ở thể khí trong điều kiện thường.
(b) Có nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi cao.
(c) Thường tồn tại ở thể rắn trong điều kiện thường.
(d) Có nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi thấp.

Bài 3*. a) Giải thích vì sao bán kính nguyên tử Na, Mg lớn hơn bán kính các ion kim loại tương ứng.

b) Vì sao cả Na_2O và MgO đều là chất rắn ở nhiệt độ thường?

c) Vì sao nhiệt độ nóng chảy của MgO (2 852 °C) cao hơn rất nhiều so với Na_2O (1 132 °C)?

Học xong bài học này, em có thể:

- Trình bày được khái niệm và lấy được ví dụ về liên kết cộng hoá trị (liên kết đơn, đôi, ba) khi áp dụng quy tắc octet.
- Viết được công thức Lewis của một số chất đơn giản.
- Trình bày được khái niệm về liên kết cho – nhận.
- Phân biệt được các loại liên kết (liên kết cộng hoá trị không phân cực, phân cực, liên kết ion) dựa theo độ âm điện.
- Giải thích được sự hình thành liên kết σ và liên kết π qua sự xen phủ AO.
- Trình bày được khái niệm năng lượng liên kết (cộng hoá trị).
- Lắp ráp được mô hình phân tử một số chất.



Công thức của CH_2O có thể biểu diễn ở dạng công thức (1) hoặc ở dạng công thức (2). Hãy viết công thức của N_2 theo dạng (2) và cho biết công thức này có thể hiện được quy tắc octet hay không.

Phân tử	Công thức (1)	Công thức (2)
CH_2O	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{C} = \ddot{\text{O}} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} : \text{C} :: \ddot{\text{O}} \\ \text{H} : \end{array}$
N_2	$:\text{N} \equiv \text{N}:$	?

1. LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ

Ngoài cách nhường và nhận electron để hình thành hợp chất ion, quy tắc octet có thể đạt được bằng cách gộp chung electron. *Electron dùng chung* là electron được coi như thuộc về đồng thời hai nguyên tử tham gia liên kết. Liên kết do sự dùng chung cặp electron là loại liên kết rất phổ biến, thường gặp giữa phi kim với phi kim.

Liên kết cộng hoá trị là liên kết được hình thành bởi một hay nhiều cặp electron dùng chung giữa hai nguyên tử.



1. Mỗi nguyên tử trong phân tử HF (Hình 11.1) có bao nhiêu electron dùng chung, bao nhiêu electron hoá trị riêng (electron hoá trị thuộc về một nguyên tử)?



Hình 11.1. Mô hình phân tử HF



2. Trong phân tử HCl, lớp electron ngoài cùng của Cl và H lần lượt có bao nhiêu electron?



3. Nguyên tử fluorine (F) có cấu hình electron là $[\text{He}]2s^2 2p^5$. Khi các nguyên tử F liên kết với nhau, để thỏa mãn quy tắc octet, một bạn học sinh đề xuất như sau: Một nguyên tử F nhường 7 electron, tạo ion F^{7+} có cấu hình là $[\text{He}]$; 7 nguyên tử F khác, mỗi nguyên tử nhận 1 electron tạo 7 ion F^- có cấu hình electron là $[\text{Ne}]$. Sau đó, 8 ion này hút nhau tạo thành chất có công thức $(\text{F}^{7+})(\text{F}^-)_7$. Vì sao đề xuất này không hợp lý trong thực tế? Hãy mô tả sự hình thành liên kết trong phân tử F_2 .



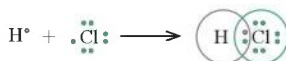
1. Hãy biểu diễn sự hình thành các cặp electron dùng chung cho phân tử NH_3 . Từ đó, viết công thức Lewis của phân tử này.



4. Viết công thức Lewis của CO_2 . Giữa nguyên tử carbon và mỗi nguyên tử oxygen có bao nhiêu cặp electron dùng chung?

Ví dụ 1

Nguyên tử hydrogen (H) có cấu hình electron là $1s^1$, chlorine (Cl) có cấu hình electron là $[\text{Ne}]3s^2 3p^5$. Để đạt được cấu hình của khí hiếm gần nhất, mỗi nguyên tử này đều cần thêm 1 electron. Vì vậy, mỗi nguyên tử H và Cl cùng góp 1 electron để tạo nên 1 cặp electron dùng chung cho cả hai nguyên tử (Hình 11.2).



Hình 11.2. Sơ đồ mô tả sự hình thành cặp electron dùng chung của HCl

Như vậy, liên kết giữa nguyên tử H và Cl được tạo nên bởi 1 cặp electron dùng chung. Công thức $\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$ được gọi là công thức electron của HCl.

Nếu giữa hai nguyên tử chỉ có một cặp electron dùng chung thì cặp electron này được biểu diễn bằng một nối đơn (–) và được gọi là liên kết đơn. Khi đó, HCl được biểu diễn như sau:



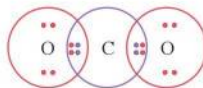
Công thức trên được gọi là công thức Lewis của HCl.

Như vậy, công thức Lewis biểu diễn cấu tạo phân tử qua các liên kết (cặp electron dùng chung) và các electron hoá trị riêng.

Hợp chất HCl được tạo nên chỉ bởi liên kết cộng hoá trị nên thuộc loại hợp chất cộng hoá trị.

Ví dụ 2

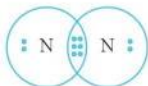
Hình 11.3 mô tả các cặp electron dùng chung trong phân tử CO_2 . Công thức cấu tạo của CO_2 là $\text{O}=\text{C}=\text{O}$.



Hình 11.3. Các cặp electron dùng chung và electron hoá trị riêng trong phân tử CO_2

Nếu giữa hai nguyên tử có hai cặp electron dùng chung thì hai cặp electron này được biểu diễn bằng một nối đôi (=) và gọi là liên kết đôi.

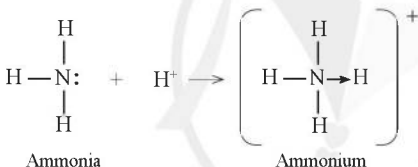
Ví dụ 3 Hình 11.4 mô tả các electron dùng chung của hai nguyên tử trong phân tử N_2 . Công thức cấu tạo của N_2 là $N \equiv N$.



Hình 11.4. Các cặp electron dùng chung và electron hoá trị riêng trong phân tử N_2

Nếu giữa hai nguyên tử có ba cặp electron dùng chung thì ba cặp electron này được biểu diễn bằng một nối ba ($\equiv$) và gọi là liên kết ba.

Ví dụ 4 Phân tử ammonia kết hợp với ion H^+ tạo ra cation ammonium (NH_4^+) (Hình 11.5).



Hình 11.5. Sơ đồ mô tả sự hình thành liên kết cho – nhận trong NH_4^+

Trên nguyên tử N còn một cặp electron hoá trị riêng, khi hình thành NH_4^+ cặp electron này trở thành cặp electron dùng chung cho N và H, cả N và các nguyên tử H đều thoả mãn quy tắc octet. Như vậy, liên kết đơn giữa nguyên tử N trong NH_3 với H^+ được tạo thành bởi một cặp electron góp chung của nguyên tử N.

Để chỉ rõ sự khác biệt về nguồn gốc cặp electron dùng chung, liên kết tạo bởi cặp electron của N và ion H^+ được kí hiệu là mũi tên ($\rightarrow$) xuất phát từ N. Loại liên kết này được gọi là liên kết cho – nhận.

Liên kết cho – nhận là liên kết cộng hoá trị mà cặp electron dùng chung được đóng góp từ một nguyên tử.



5. Mô tả sự hình thành phân tử N_2 từ hai nguyên tử N. Phân tử N_2 có bao nhiêu cặp electron dùng chung? Viết công thức Lewis của N_2 .



6. Những nguyên tử nào trong cation ammonium thoả mãn quy tắc octet?



7. Liên kết giữa nguyên tử N trong NH_3 với H^+ có phải là liên kết ion hay không? Vì sao?



2. Trình bày sự hình thành ion hydronium (H_3O^+) từ H_2O và H^+ .

Trong liên kết giữa nguyên tử A và B, nếu độ âm điện của nguyên tử A nhỏ hơn độ âm điện của nguyên tử B thì cặp electron dùng chung sẽ lệch về phía nguyên tử B. Nguyên tử B lúc này mang một phần điện tích âm (δ^-), nguyên tử A mang một phần điện tích dương (δ^+). Liên kết này gọi là liên kết cộng hoá trị có cực.

Hiệu độ âm điện của F (3,98) và H (2,20) trong HF là 1,78 nhưng đây vẫn là hợp chất cộng hoá trị.

Cặp electron liên kết phân bố đều ở hai nguyên tử, liên kết không bị phân cực nên Cl_2 là phân tử không cực.

Cặp electron dùng chung lệch về phía nguyên tử Cl, làm nguyên tử này mang một phần điện tích âm δ^- ; nguyên tử H mang một phần điện tích dương δ^+ . Ta nói liên kết H – Cl có cực.

Một electron của Na dịch chuyển hoàn toàn sang Cl tạo thành các ion Na^+ , Cl^- . Không có cặp electron dùng chung giữa hai nguyên tử.

II PHÂN LOẠI LIÊN KẾT THEO ĐỘ ÂM ĐIỆN

Dựa vào hiệu độ âm điện ($\Delta\chi$, đọc là *đen-ta khi*) giữa hai nguyên tử A và B, có thể dự đoán được loại liên kết giữa hai nguyên tử đó.

$$\Delta\chi = \chi(B) - \chi(A), \text{ trong đó } \chi(B) \geq \chi(A)$$

Phân loại liên kết theo độ âm điện

- $0 \leq \Delta\chi < 0,4$: Liên kết cộng hoá trị không cực.



- $0,4 \leq \Delta\chi < 1,7$: Liên kết cộng hoá trị có cực.



- $\Delta\chi \geq 1,7$: Liên kết ion.



Có một số trường hợp ngoại lệ không tuân theo cách phân loại trên như: hợp chất cộng hoá trị HF, hợp chất ion $\text{MnI}_2, \dots$

Xét một số ví dụ sau:

Ví dụ 1	$:\ddot{\text{Cl}} : \ddot{\text{Cl}}:$	$\Delta\chi = 0$ nên liên kết giữa hai nguyên tử Cl là liên kết cộng hoá trị không cực.
Ví dụ 2	$\overset{\delta+}{\text{H}} : \overset{\delta-}{\ddot{\text{Cl}}}:$	$\Delta\chi = \chi(\text{Cl}) - \chi(\text{H})$ $= 3,16 - 2,20 = 0,96$ nên liên kết giữa nguyên tử H và Cl là liên kết cộng hoá trị có cực.
Ví dụ 3	$\text{Na}^+ : \overset{+}{\underset{+}{\ddot{\text{Cl}}}}^-$	$\Delta\chi = \chi(\text{Cl}) - \chi(\text{Na})$ $= 3,16 - 0,93 = 2,23$ nên liên kết trong NaCl là liên kết ion.

3. Dựa vào giá trị độ âm điện, hãy dự đoán loại liên kết trong các phân tử: H_2S , CH_4 , K_2O , F_2O , NaBr .

III. LIÊN KẾT SIGMA (σ) VÀ LIÊN KẾT PI (π)

Liên kết cộng hoá trị được hình thành từ cặp electron dùng chung. Để tạo nên một cặp electron dùng chung, hai AO chứa electron độc thân (hoặc giữa 1 AO trống và 1 AO bão hoà electron) cần xen phủ với nhau. Các ví dụ dưới đây chỉ xét đến sự xen phủ của AO s và AO p.

Có hai kiểu xen phủ AO là xen phủ trực và xen phủ bên.

① **Xen phủ trực** là xen phủ giữa hai AO dọc theo trục nối (trục z) hai nguyên tử. Có ba khả năng xen phủ trực:

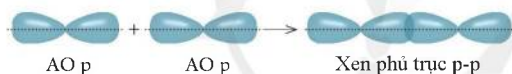
- Xen phủ giữa AO s với AO s



- Xen phủ giữa AO s với AO p

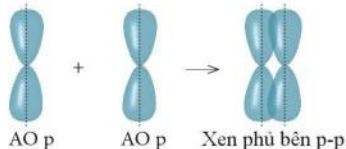


- Xen phủ giữa AO p với AO p



Liên kết được tạo nên từ xen phủ trực của hai AO gọi là liên kết sigma (σ).

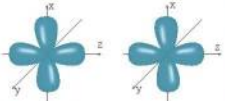
② **Xen phủ bên** là sự xen phủ xảy ra giữa hai AO p song song với nhau.



Liên kết được tạo nên từ xen phủ bên của hai AO gọi là liên kết pi (π).

Liên kết đơn còn gọi là liên kết σ , liên kết đôi gồm một liên kết σ và một liên kết π , liên kết ba gồm một liên kết σ và hai liên kết π .

Khi các nguyên tử liên kết với nhau, các AO phải được sắp xếp ở vị trí phù hợp. Chẳng hạn, khi hình thành phân tử hai nguyên tử, vị trí của các AO như sau:



Khi đó, hai AO p_z nằm dọc trên cùng một trục nên chỉ có thể xen phủ trực với nhau, trong khi hai AO p_x (cũng như hai AO p_y) là song song với nhau nên chỉ có thể xen phủ bên với nhau.



4. Viết ô orbital của lớp electron ngoài cùng cho nguyên tử H và F. Từ đó chỉ ra những AO nào có thể xen phủ tạo liên kết đơn trong các phân tử H₂, F₂ và HF.



5. Viết ô orbital của lớp electron ngoài cùng cho nguyên tử N. Từ đó chỉ ra những AO nào có thể xen phủ tạo liên kết ba trong phân tử N₂.

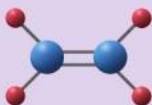


EM CÒ BIẾT

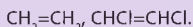
Liên kết σ bền vững hơn liên kết π bởi vùng xen phủ AO chứa electron chung chắn giữa hai hạt nhân, làm giảm lực đẩy giữa chúng. Để phân tử bền vững thì trong phân tử phải luôn có liên kết σ .

IV NĂNG LƯỢNG CỦA LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ

Xây dựng mô hình phân tử



Sử dụng đất sét nặn (hoặc hộp xây dựng mô hình) để tạo hình nguyên tử và các đoạn ống hút để biểu diễn liên kết hoá học. Xây dựng mô hình các phân tử:



Biết rằng các nguyên tử đều nằm trên cùng một mặt phẳng.

Khi các nguyên tử liên kết với nhau sẽ tạo thành một hệ bền vững hơn, quá trình này giải phóng năng lượng. Do vậy, để phá vỡ liên kết giữa các nguyên tử thì phải cung cấp năng lượng.

Ví dụ Để phá vỡ liên kết H–H trong 1 mol khí H_2 ở 25 °C và 1 bar cần năng lượng là 436 kJ.



Hình 11.6. Sơ đồ sự phá vỡ liên kết H–H

Năng lượng liên kết (E_b) là năng lượng cần thiết để phá vỡ một liên kết xác định trong phân tử ở thể khí, tại 25 °C và 1 bar. Đơn vị của năng lượng liên kết thường là kJ mol^{-1} . Năng lượng liên kết càng lớn, liên kết đó càng bền.

Ví dụ Năng lượng liên kết của H–H là 436 kJ mol^{-1} , của H–I là 297 kJ mol^{-1} . Như vậy, liên kết H–H bền hơn liên kết H–I. Có thể thấy điều này qua nhiệt độ bắt đầu xảy ra sự phân hủy tạo thành các nguyên tử từ phân tử của H_2 là khoảng 2 000 °C, trong khi của HI chỉ khoảng 200 °C. Một số giá trị năng lượng liên kết được cho ở Phụ lục 2.

6. Sắp xếp năng lượng của các loại liên kết: liên kết đơn, liên kết đôi, liên kết ba của cùng một cặp nguyên tố theo chiều tăng dần. Giải thích.



- Liên kết cộng hoá trị được hình thành bởi một hay nhiều cặp electron dùng chung giữa hai nguyên tử.
- Công thức Lewis là công thức biểu diễn cấu tạo phân tử qua các liên kết và các electron hoá trị riêng.
- Liên kết cho – nhận là liên kết cộng hoá trị mà cặp electron dùng chung được đóng góp từ một nguyên tử.
- Dựa vào hiệu độ âm điện, có thể dự đoán liên kết thuộc loại liên kết ion, liên kết cộng hoá trị không cực hay có cực.
- Liên kết được tạo nên từ xen phủ trục của hai AO gọi là liên kết sigma (σ). Liên kết được tạo nên từ xen phủ bên của hai AO gọi là liên kết pi (π). Liên kết σ bền hơn liên kết π .
- Năng lượng liên kết là năng lượng cần thiết để phá vỡ một liên kết xác định trong phân tử ở thể khí, tại 25 °C và 1 bar. Đơn vị của năng lượng liên kết thường là kJ mol^{-1} . Năng lượng liên kết càng lớn, liên kết đó càng bền.

BÀI TẬP

Bài 1. Những phát biểu nào sau đây là đúng?

- (a) Nếu cặp electron dùng chung bị lệch về phía một nguyên tử thì đó là liên kết cộng hoá trị không cực.
- (b) Nếu cặp electron dùng chung bị lệch về phía một nguyên tử thì đó là liên kết cộng hoá trị có cực.
- (c) Cặp electron dùng chung luôn được tạo nên từ 2 electron của cùng một nguyên tử.
- (d) Cặp electron dùng chung được tạo nên từ 2 electron hoá trị.

Bài 2. Những phát biểu nào sau đây là đúng?

- (a) Liên kết đôi được tạo nên từ 2 liên kết σ .
- (b) Liên kết ba được tạo nên từ 2 liên kết σ và 1 liên kết π .
- (c) Liên kết đôi được tạo nên từ 1 liên kết σ và 1 liên kết π .
- (d) Liên kết ba được tạo nên từ 1 liên kết σ và 2 liên kết π .

Bài 3. Viết công thức Lewis cho các phân tử H_2O và CH_4 . Mỗi phân tử này có bao nhiêu cặp electron hoá trị riêng?

Bài 4. Sử dụng bảng giá trị năng lượng liên kết ở Phụ lục 2:

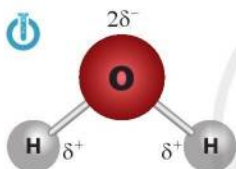
- a) Hãy tính tổng năng lượng liên kết trong mỗi phân tử H_2S và H_2O .
- b) Nhiệt độ để bắt đầu phá vỡ liên kết (nhiệt độ phân huỷ) mỗi chất trong hai chất trên ứng với một trong hai nhiệt độ sau: 400°C hoặc $1\,000^\circ\text{C}$. Em hãy dự đoán nhiệt độ phân huỷ của chất nào cao hơn. Vì sao?

Bài 5*. Khi phản ứng với H_2 , các phân tử như F_2 , N_2 cần phải phá vỡ liên kết giữa các nguyên tử. Dựa vào năng lượng liên kết, em hãy dự đoán phản ứng của F_2 hay của N_2 với H_2 sẽ thuận lợi hơn (để xảy ra hơn).

LIÊN KẾT HYDROGEN VÀ TƯƠNG TÁC VAN DER WAALS

Học xong bài học này, em có thể:

- Trình bày được khái niệm liên kết hydrogen. Vận dụng để giải thích được sự xuất hiện liên kết hydrogen (với nguyên tố có độ âm điện lớn: N, O, F).
- Nêu được vai trò, ảnh hưởng của liên kết hydrogen tới tính chất vật lý của H_2O .
- Nêu được khái niệm về tương tác (liên kết) van der Waals (van der Waals) và ảnh hưởng của tương tác này tới nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi của các chất.



Hình 12.1. Mô hình và phân bố điện tích trong phân tử nước

Hai phân tử nước có thể liên kết được với nhau. Dựa vào sự phân bố điện tích trong phân tử nước (Hình 12.1), cho biết liên kết giữa hai phân tử nước có thể được hình thành qua cặp nguyên tử nào.

- (1) O với O.
- (2) H với H.
- (3) O với H.

Giải thích sự lựa chọn của em.

EM CÒN BIẾT

Các nguyên tử trong phân tử liên kết với nhau bằng những liên kết có lực liên kết mạnh như liên kết ion, liên kết cộng hoá trị. Các phân tử cũng có thể liên kết với nhau bằng những liên kết có lực liên kết yếu hơn như liên kết hydrogen, tương tác van der Waals.

Độ âm điện của H, N, O, F lần lượt là 2,20; 3,04; 3,44 và 3,98.

I LIÊN KẾT HYDROGEN

Các phân tử H_2O cũng như một số loại phân tử khác chứa hydrogen như HF, NH_3 ,... có thể liên kết được với nhau bởi một loại liên kết xuất hiện giữa các phân tử: liên kết hydrogen.

1. Khái niệm

Liên kết hydrogen là một loại liên kết yếu được hình thành giữa nguyên tử H (đã liên kết với một nguyên tử có độ âm điện lớn) với một nguyên tử khác (có độ âm điện lớn) còn cặp electron hoá trị riêng. Các nguyên tử có độ âm điện lớn thường gặp trong liên kết hydrogen là N, O, F.

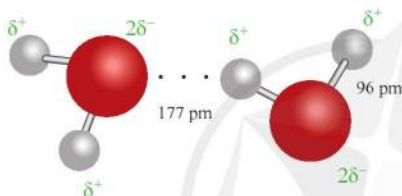
Liên kết hydrogen thường được kí hiệu là dấu ba chấm (...), rải đều từ nguyên tử H đến nguyên tử tạo liên kết hydrogen với nó.



Trong đó, X, Y là các nguyên tử N, O, F.

Liên kết hydrogen có bản chất tĩnh điện. Tương tác hút tĩnh điện giữa $H^{\delta+}$ và $Y^{\delta-}$ thể hiện bản chất của liên kết hydrogen.

Ví dụ 1 Liên kết hydrogen được tạo ra giữa hai phân tử nước (Hình 12.2).



Hình 12.2. Liên kết hydrogen giữa hai phân tử nước

Ta thấy, ở khoảng cách 177 pm, lớn hơn độ dài liên kết cộng hoá trị O–H (96 pm), đã xuất hiện liên kết hydrogen.

Ví dụ 2 Ở nhiệt độ thấp, hydrogen fluoride (HF) tồn tại ở thể rắn dưới dạng polymer $(HF)_n$ nhờ liên kết hydrogen.



Hình 12.3. Sơ đồ liên kết hydrogen giữa các phân tử hydrogen fluoride

2. Ảnh hưởng của liên kết hydrogen tới tính chất vật lí của nước

a) Đặc điểm tập hợp

Nhờ liên kết hydrogen, các phân tử nước có thể tập hợp với nhau, ngay cả ở thể hơi, thành một cụm phân tử. Kích thước các cụm phân tử này thay đổi tùy theo điều kiện nhiệt độ, áp suất. Đặc điểm này khác hẳn so với hầu hết các chất khác.



Vì sao nguyên tử H của phân tử H_2O không tạo được liên kết hydrogen với nguyên tử C của phân tử CH_4 ?



1. Viết các khả năng tạo thành liên kết hydrogen giữa một phân tử H_2O và một phân tử NH_3 .

Độ dài liên kết là khoảng cách giữa hai hạt nhân của hai nguyên tử tham gia liên kết.

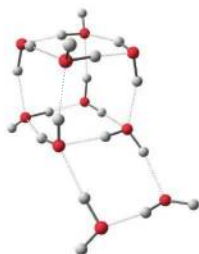


1. Vì sao HF có tính acid yếu hơn rất nhiều so với HCl? Biết rằng tính acid của một chất càng mạnh nếu phân tử đó càng dễ phân li thành ion H^+ .

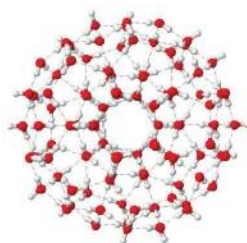
Khác với hầu hết những chất khác, các phân tử nước có thể tập hợp thành một cụm phân tử tương đối bền vững. Đây là nguyên nhân dẫn tới các tính chất vật lí khác biệt của nước so với những chất lỏng khác. Do đặc điểm tập hợp đặc biệt này, khi làm lạnh, nước có thể hình thành băng tuyết với nhiều hình dạng khác nhau.



a) $(\text{H}_2\text{O})_5$



b) $(\text{H}_2\text{O})_{10}$



c) $(\text{H}_2\text{O})_{100}$

Hình 12.4. Một số cụm phân tử nước

b) Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi

Tại áp suất 1 atm, nước có nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi tương ứng là 0°C và 100°C , cao hơn so với nhiều chất có khối lượng phân tử lớn hơn của nước (Bảng 12.1). Tính chất này là do các phân tử nước liên kết khá chặt chẽ với nhau bởi các liên kết hydrogen.

Bảng 12.1. Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi của một số chất tại áp suất 1 atm

Chất	Khối lượng phân tử (amu)	Nhiệt độ nóng chảy ($^\circ\text{C}$)	Nhiệt độ sôi ($^\circ\text{C}$)
H_2O	18	0	100
H_2S	34	$-82,3$	$-60,3$
SO_2	64	$-72,4$	$-10,0$

EM CÓ BIẾT

Mối liên hệ giữa hai loại đơn vị đo áp suất:
 $1 \text{ atm} = 1,01325 \text{ bar}$



2. Về các liên kết hydrogen được hình thành giữa H_2O với mỗi phân tử NH_3 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.



2. Hãy giải thích vì sao trong quá trình chưng cất rượu, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ bay hơi trước H_2O mặc dù khối lượng phân tử $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ lớn hơn khá nhiều khối lượng phân tử H_2O .

EM CÓ BIẾT

Để một chất có thể nóng chảy hoặc sôi, cần phải cung cấp năng lượng để phá vỡ liên kết giữa các phân tử và cung cấp động năng để phân tử chuyển động. Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi của chất phụ thuộc chủ yếu vào hai yếu tố:

(1) *Khối lượng phân tử*: Khối lượng phân tử càng lớn thì càng cần nhiều động năng để chuyển động nên nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi càng cao.

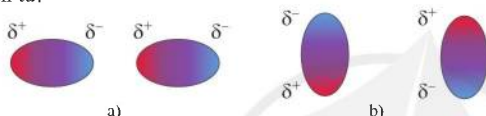
(2) *Liên kết giữa các phân tử*: Số lượng liên kết giữa các phân tử càng nhiều, lực liên kết càng mạnh thì càng cần nhiều năng lượng để phá vỡ liên kết giữa chúng. Khi đó, nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi của chất đó càng cao.

II. TƯƠNG TÁC VAN DER WAALS

Mặc dù có lực liên kết rất yếu, nhưng tương tác van der Waals lại có nhiều ảnh hưởng trong thực tiễn. Ví dụ: sự bám hút của các hạt bụi lên bề mặt nhẵn, sự hấp phụ các phân tử chất màu và chất độc hại trong nước bởi than hoạt tính,...

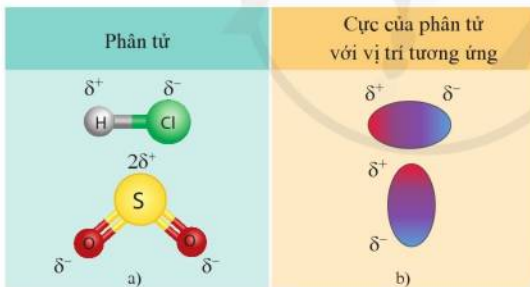
1. Khái niệm

Tương tác van der Waals là một loại liên kết rất yếu, hình thành do tương tác hút tĩnh điện giữa các cực trái dấu của phân tử.



Hình 12.5. Các khả năng tương tác hút tĩnh điện giữa các cực trái dấu của hai phân tử

Liên kết cộng hoá trị có cực là nguyên nhân dẫn tới sự phân cực ở các phân tử HCl, SO₂,...



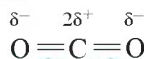
Hình 12.6. Một số phân tử có cực (a) và biểu diễn các cực của phân tử (b)

2. Ảnh hưởng của tương tác van der Waals tới tính chất vật lý của các chất

Tương tự liên kết hydrogen, tương tác van der Waals làm tăng nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi các chất, nhưng ở mức độ ảnh hưởng yếu hơn so với liên kết hydrogen.

Giữa các phân tử thậm chí không có liên kết hydrogen thì vẫn có tương tác với nhau, mặc dù yếu hơn nhiều. Đó là tương tác van der Waals.

Phân tử CO₂ không có cực, mặc dù liên kết C=O trong phân tử là liên kết có cực. Lí do bởi phân tử này có dạng thẳng, hai liên kết C=O lại có cực ngược chiều nhau nên triệt tiêu lẫn nhau khi xét cho cả phân tử.



Một số nguyên tử như He, Ne,... và các phân tử không cực như F₂, Cl₂,... ở một thời điểm nào đó vẫn có thể xuất hiện các cực tạm thời. Các cực tạm thời gây ra bởi sự phân bố electron không đồng đều tại thời điểm đó. Điều này dẫn đến giữa các nguyên tử, phân tử này vẫn có tương tác van der Waals với nhau.



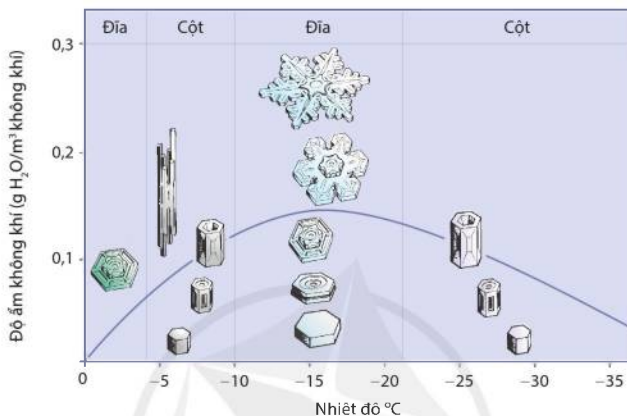
3. Giải thích vì sao con tắc kè có thể di chuyển trên mặt kính trơn nhẵn, thẳng đứng.



Bàn chân con tắc kè bám trên bề mặt kính

EM CÓ BIẾT

Ở nhiệt độ thấp dưới 0°C , tùy theo nhiệt độ và độ ẩm không khí, nước ở thể rắn dưới dạng tinh thể nước đá, bông tuyết với các liên kết hydrogen giữa các phân tử và cụm phân tử nước.



Sự phụ thuộc của một số hình dạng bông tuyết vào nhiệt độ và độ ẩm



- Sưu tầm hình ảnh tinh thể nước đá, bông tuyết.
- Thu thập thông tin liên quan đến các hiện tượng có xuất hiện của liên kết hydrogen, tương tác van der Waals trong thực tiễn.



- Liên kết hydrogen là một loại liên kết yếu được hình thành giữa nguyên tử H (đã liên kết với một nguyên tử có độ âm điện lớn) với một nguyên tử khác (có độ âm điện lớn) còn cặp electron riêng. Các nguyên tử có độ âm điện lớn thường gặp trong liên kết hydrogen là N, O, F.
- Tương tác van der Waals là một loại liên kết rất yếu, hình thành bởi tương tác hút tĩnh điện giữa các cực trái dấu của phân tử.
- Liên kết hydrogen và tương tác van der Waals làm tăng nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi của các chất. Trong đó, liên kết hydrogen có ảnh hưởng mạnh hơn.

BÀI TẬP

Bài 1. Liên kết hydrogen xuất hiện giữa những phân tử cùng loại nào sau đây?

- A. CH_4 . B. NH_3 . C. $\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3$. D. PH_3 .

Bài 2. Nhiệt nóng chảy và nhiệt độ sôi của hai chất HBr và HF như sau:

Chất	Nhiệt độ nóng chảy ($^{\circ}\text{C}$)	Nhiệt độ sôi ($^{\circ}\text{C}$)
?	-86,9	-66,8
?	-83,6	19,5

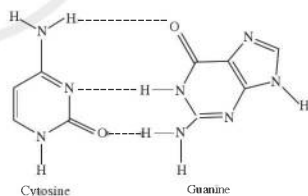
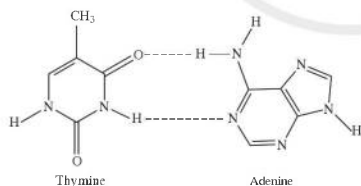
Hãy gán công thức chất thích hợp vào các ô có dấu ?.

Bài 3. Những phát biểu nào sau đây là đúng khi nói về các loại liên kết?

- (a) Liên kết hydrogen yếu hơn liên kết ion và liên kết cộng hoá trị.
 (b) Liên kết hydrogen mạnh hơn liên kết ion và liên kết cộng hoá trị.
 (c) Tương tác van der Waals yếu hơn liên kết hydrogen.
 (d) Tương tác van der Waals mạnh hơn liên kết hydrogen.

Bài 4. Các liên kết biểu diễn bằng các đường nét đứt được minh hoạ như hình dưới đây có vai trò quan trọng trong việc làm bền chuỗi xoắn đôi DNA. Đó là loại liên kết gì?

- A. Liên kết ion. B. Liên kết cộng hoá trị có cực.
 C. Liên kết cộng hoá trị không cực. D. Liên kết hydrogen.



Bài 5. Một kết quả nghiên cứu cho thấy các phân tử NH_3 có thể liên kết với nhau thành những cụm phân tử $(\text{NH}_3)_n$ với $n = 3 \div 6$. (Theo *ACS Omega* 2020, 5, 49, 31724-31729)

Vì sao các phân tử NH_3 có thể hình thành được những cụm phân tử này?

PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

Học xong bài học này, em có thể:

- Nêu được khái niệm và xác định được số oxi hoá của nguyên tử các nguyên tố trong hợp chất.
- Nêu được khái niệm về phản ứng oxi hoá – khử và ý nghĩa của phản ứng oxi hoá – khử.
- Mô tả được một số phản ứng oxi hoá – khử quan trọng gắn liền với cuộc sống.
- Cân bằng được phản ứng oxi hoá – khử bằng phương pháp thăng bằng electron.



Quá trình bị gỉ của đinh ốc ngoài không khí được mô tả như hình dưới đây:



Trong quá trình này, hãy cho biết nguyên tử nguyên tố nào nhường electron, nguyên tử nguyên tố nào nhận electron. Giải thích.

I SỐ OXI HOÁ

Trong phân tử HCl, giá trị của $\delta = 0,18$.

Trong các đơn chất, điện tích của nguyên tử luôn bằng 0. Tuy nhiên, trong phân tử hợp chất, điện tích của nguyên tử nói chung khác 0. Chẳng hạn, điện tích của Mg và O trong hợp chất ion MgO tương ứng là $2+$ và $2-$. Trong phân tử HCl, điện tích thực của H và Cl lần lượt là δ^+ và δ^- , trong đó $0 < \delta < 1$ và giá trị δ này không dễ xác định được.

Để thuận tiện hơn, người ta sử dụng điện tích giả định thay vì điện tích thực và gọi đó là số oxi hoá.

1. Khái niệm số oxi hoá

Số oxi hoá của một nguyên tử một nguyên tố trong hợp chất là điện tích của nguyên tử nguyên tố đó với giả định đây là hợp chất ion.

Ví dụ

- Trong các hợp chất ion:

Na^+Cl^- : Số oxi hoá của Na là +1, của Cl là -1.

$\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$: Số oxi hoá của Mg là +2, của O là -2.

- Trong các hợp chất cộng hoá trị:

$\text{H}-\text{S}-\text{H}$: Với giả định là hợp chất ion, hai cặp electron chung sẽ lệch hoàn toàn về phía nguyên tử S (có độ âm điện cao hơn), mỗi liên kết đơn có một electron của H bị chuyển sang S nên hợp chất ion giả định là $\text{H}^+\text{S}^{2-}\text{H}^-$. Vậy số oxi hoá của H là +1, S là -2.



- Xác định số oxi hoá của mỗi nguyên tử nguyên tố trong các hợp chất ion: Al_2O_3 , CaF_2 .
- Xác định số oxi hoá của mỗi nguyên tử nguyên tố trong các hợp chất sau: NO , CH_4 .

2. Cách xác định số oxi hoá của nguyên tử các nguyên tố trong hợp chất

Có hai cách để xác định số oxi hoá của các nguyên tử nguyên tố hoá học trong hợp chất.

- Cách 1:** Dựa theo số oxi hoá của một số nguyên tử đã biết và điện tích của phân tử hoặc ion. Theo cách này, có hai quy tắc sau đây:

Quy tắc 1.

- Số oxi hoá của nguyên tử nguyên tố trong đơn chất bằng 0.
- Trong các hợp chất: Số oxi hoá của H là +1 (trừ một số hydride: NaH , CaH_2 ,...); Số oxi hoá của O là -2 (trừ một số trường hợp như: OF_2 , H_2O_2 ,...); Số oxi hoá của các kim loại kiềm (nhóm IA: Li, Na, K,...) luôn là +1, của kim loại kiềm thổ (nhóm IIA: Be, Mg, Ca, Ba,...) luôn là +2; Số oxi hoá của Al luôn là +3.

Quy tắc 2. Tổng số số oxi hoá của các nguyên tử trong phân tử bằng 0, trong một ion đa nguyên tử bằng chính điện tích của ion đó.

Coi công thức cấu tạo của NaH là $\text{Na}-\text{H}$. Do $\chi(\text{H}) > \chi(\text{Na})$ nên H trong NaH có số oxi hoá là -1. Điều này hoàn toàn tương tự cho các hydride kim loại khác.



- Dựa theo quy tắc octet, giải thích vì sao số oxi hoá của O là -2, của kim loại nhóm IA là +1, của kim loại nhóm IIA là +2 và của Al là +3.



3. Xác định số oxi hoá của mỗi nguyên tử trong các hợp chất: Fe_2O_3 , Na_2CO_3 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.



4. Xác định số oxi hoá của mỗi nguyên tử trong các ion: NO_3^- , NH_4^+ , MnO_4^- .



5. Xác định số oxi hoá của mỗi nguyên tử trong NH_3 theo cách 2.



2. Dựa vào độ âm điện, giải thích vì sao công thức ion giả định của OF_2 là $\text{F}^-\text{O}^{2+}\text{F}^-$ mà không phải là $\text{F}^+\text{O}^{2-}\text{F}^+$.

Ví dụ 1 Xác định số oxi hoá của S trong H_2SO_4 .

Gọi x là số oxi hoá của S, theo các quy tắc 1 và 2 có:

$$2 \times (+1) + 1 \times x + 4 \times (-2) = 0 \Rightarrow x = +6.$$

Vậy S có số oxi hoá là +6 trong H_2SO_4 .

Ví dụ 2 Xác định số oxi hoá của P trong HPO_4^{2-} .

Gọi số oxi hoá của P là x, theo các quy tắc 1 và 2 có:

$$1 \times (+1) + 1 \times x + 4 \times (-2) = -2 \Rightarrow x = +5.$$

Vậy P có số oxi hoá là +5 trong HPO_4^{2-} .

Cách 2: Dựa theo công thức cấu tạo.

Đây là cách tính điện tích các nguyên tử trong hợp chất với giả định đó là hợp chất ion dựa vào công thức cấu tạo.

Ví dụ 3 Xác định số oxi hoá của C và O trong CO_2 .

Carbon dioxide (CO_2) có công thức cấu tạo là $\text{O}=\text{C}=\text{O}$.

Trong mỗi liên kết đôi $\text{C}=\text{O}$, C góp 2 electron, khi giả định CO_2 là hợp chất ion thì 2 electron này chuyển sang O. Vì có hai liên kết $\text{C}=\text{O}$ nên CO_2 có công thức ion giả định là $\text{O}^{2-}\text{C}^{4+}\text{O}^{2-}$. Từ đó xác định được số oxi hoá của O là -2, của C là +4.

Ví dụ 4 Xác định số oxi hoá của O và F trong OF_2 .

Oxygen difluoride (OF_2) có công thức cấu tạo $\text{F}-\text{O}-\text{F}$, công thức ion giả định của OF_2 là $\text{F}^-\text{O}^{2+}\text{F}^-$. Từ đó xác định được số oxi hoá của O là +2, F là -1.

Cách này có ưu điểm là áp dụng được cho mọi trường hợp, tuy nhiên, cần phải biết công thức cấu tạo của chất.

II PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

Dựa theo số oxi hoá, các phản ứng hoá học được chia thành hai loại: Phản ứng *có sự thay đổi số oxi hoá* và phản ứng *không có sự thay đổi số oxi hoá* của các nguyên tử trước và sau phản ứng.

1. Một số khái niệm

Phản ứng oxi hoá – khử là phản ứng hoá học trong đó có sự thay đổi số oxi hoá của ít nhất một nguyên tố hoá học.

Ví dụ



Trong các phản ứng trên, phản ứng (1) là phản ứng oxi hoá – khử vì có sự thay đổi số oxi hoá của Ag và Cl. Phản ứng (3) là phản ứng tạo nước Javel, dù chỉ có sự thay đổi số oxi hoá ở chlorine nhưng vẫn là phản ứng oxi hoá – khử. Phản ứng (2) không phải phản ứng oxi hoá – khử.

Đối với phản ứng oxi hoá – khử, một số khái niệm sau thường được sử dụng:

- Chất khử (chất bị oxi hoá) là chất nhường electron. Ví dụ Ag trong phản ứng (1).
- Chất oxi hoá (chất bị khử) là chất nhận electron. Ví dụ Cl_2 trong phản ứng (1).
- Quá trình oxi hoá (sự oxi hoá) là quá trình nhường electron. Ví dụ quá trình Ag nhường electron trong phản ứng (1).
- Quá trình khử (sự khử) là quá trình nhận electron. Ví dụ quá trình Cl_2 nhận electron trong phản ứng (1).

2. Cân bằng phản ứng oxi hoá – khử theo phương pháp thăng bằng electron

Phản ứng oxi hoá – khử có sự thay đổi số oxi hoá, tức là có các quá trình nhường và nhận electron. Ta có thể cân bằng các phản ứng oxi hoá – khử theo nguyên tắc: *Trong một phản ứng, tổng số electron nhường bằng tổng số electron nhận.*

Bên cạnh cách phân loại phản ứng dựa theo số oxi hoá, còn có cách phân loại dựa theo đặc điểm khác của phản ứng, như: phản ứng thế, phản ứng phân huỷ (tách), phản ứng acid – base,...



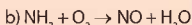
3. Xác định số oxi hoá của các nguyên tử trong phản ứng (1), (2). Cho biết nguyên tố nào có sự thay đổi số oxi hoá.
4. Nguyên tố Cl thể hiện bao nhiêu số oxi hoá trong phản ứng (3)?



5. Trong phản ứng ở ví dụ 1, hãy chỉ ra chất khử, chất oxi hoá, quá trình khử, quá trình oxi hoá.



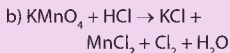
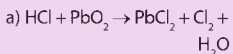
6. Cân bằng các phản ứng oxi hoá – khử sau. Chỉ ra chất oxi hoá, chất khử, sự oxi hoá, sự khử.



7. Các phản ứng trên thường gặp trong cuộc sống và sản xuất. Những phản ứng này thường diễn ra trong quá trình nào?

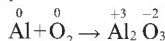


6. Cân bằng các phản ứng oxi hoá – khử sau:

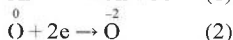
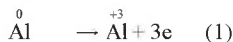


Ví dụ 1 Cân bằng phản ứng: $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

Bước 1. Xác định sự thay đổi số oxi hoá trước và sau phản ứng của các nguyên tử.



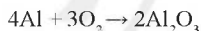
Bước 2. Viết các quá trình oxi hoá và quá trình khử.



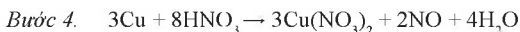
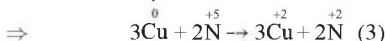
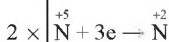
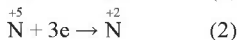
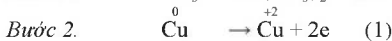
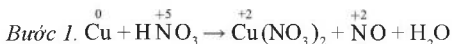
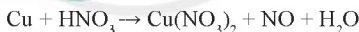
Bước 3. Thăng bằng electron bằng cách nhân thêm hệ số vào các quá trình nhường và nhận electron sao cho tổng số electron nhường bằng tổng số electron nhận. Cộng các quá trình (đã nhân hệ số) với nhau sẽ thu được sơ đồ (3).



Bước 4. Dựa vào sơ đồ (3) để hoàn thành phương trình dạng phân tử.



Ví dụ 2 Cân bằng phản ứng:



3. Ý nghĩa và một số phản ứng oxi hoá – khử quan trọng

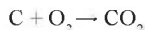
Phản ứng oxi hoá – khử có ý nghĩa rất quan trọng, hầu hết các quá trình tự nhiên và nhân tạo trên Trái Đất đều có liên quan đến phản ứng oxi hoá – khử.

Một số loại phản ứng oxi hoá – khử quan trọng có thể kể ra như:

1. Phản ứng liên quan đến việc cung cấp năng lượng:

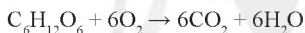
Quá trình oxi hoá các phân tử thường giải phóng một lượng lớn năng lượng.

- Từ xa xưa, con người đã biết cách đốt cháy than củi để lấy lửa sưởi ấm, nấu nướng.... Phản ứng sinh ra năng lượng dưới dạng nhiệt khi đốt than là:



Phản ứng này toả năng lượng.

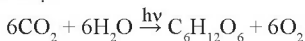
- Các hoạt động của cơ thể đều cần năng lượng, sự hô hấp đã cung cấp oxygen để oxi hoá các chất, chẳng hạn đường glucose, sinh ra năng lượng:



Phản ứng này toả năng lượng.

2. Phản ứng liên quan đến việc lưu trữ năng lượng:

- Pin lithium – ion trong điện thoại, máy tính cũng như acquy trong ô tô, xe máy có thể dự trữ năng lượng dưới dạng điện năng dựa vào các phản ứng oxi hoá – khử.
- Phản ứng quang hợp cũng là một trong những phản ứng oxi hoá – khử quan trọng nhất trên Trái Đất, năng lượng được lấy từ ánh sáng mặt trời và tích trữ trong tinh bột.



Bên cạnh những phản ứng oxi hoá – khử quan trọng, có ích lợi đối với con người, còn có một loại phản ứng oxi hoá – khử diễn ra ngoài ý muốn, chẳng hạn các phản ứng ăn mòn kim loại, như sự tạo gỉ. Hằng năm, lượng kim loại mất đi do sự tạo gỉ vào khoảng 10 – 30% lượng kim loại được sản xuất ra, gây tổn thất rất lớn về kinh tế.



Sắt bị gỉ trong không khí ẩm. Đó có phải là phản ứng oxi hoá – khử không? Đề xuất một số biện pháp hạn chế sự tạo gỉ kim loại trên.



EM CÒ BIẾT



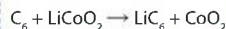
Từ thời nguyên thủy, con người đã biết sử dụng lửa để sưởi ấm và nấu chín thức ăn.



EM CÒ BIẾT



Giải thưởng Nobel Hoá học 2019 được trao cho J. Goodenough (J. Gút-i-náp), M. Stanley Whittingham (M. Sơ-ten-li Guyết-tinh-ham) và A. Yoshino (A. Dô-si-nô) về công trình phát triển pin lithium – ion. Phản ứng tích trữ năng lượng của pin được biểu diễn như sau:



8. Hãy viết các quá trình thay đổi số oxi hoá của mỗi nguyên tử nguyên tố trong phản ứng oxi hoá hoàn toàn methane (thành phần chính của khí thiên nhiên).



- Số oxi hoá của một nguyên tử một nguyên tố trong hợp chất là điện tích của nguyên tử nguyên tố đó với giả thiết đó là hợp chất ion.
- Phản ứng oxi hoá – khử là phản ứng hoá học trong đó có sự thay đổi số oxi hoá của ít nhất một nguyên tố hoá học.
- Việc cân bằng phản ứng oxi hoá – khử dựa theo nguyên tắc: Trong một phản ứng, tổng số electron nhường bằng tổng số electron nhận (sự thăng bằng electron).

BÀI TẬP

Bài 1. Xác định số oxi hoá của mỗi nguyên tử trong các phân tử và ion sau đây:

- a) H_2SO_3 b) $\text{Al}(\text{OH})_4^-$ c) NaAlH_4 d) NO_2^-

Bài 2. Xác định chất oxi hoá, chất khử; viết quá trình oxi hoá, quá trình khử trong các phản ứng sau:

- a) $\text{Ag}^+ + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Ag} + \text{Fe}^{3+}$ b) $3\text{Hg}^{2+} + 2\text{Fe} \rightarrow 3\text{Hg} + 2\text{Fe}^{3+}$
c) $2\text{As} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AsCl}_3$ d) $\text{Al} + 6\text{H}^+ + 3\text{NO}_3^- \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

Bài 3. Cân bằng các phản ứng oxi hoá – khử sau đây bằng phương pháp thăng bằng electron:

- a) $\text{NaBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{Br}_2$ b) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
c) $\text{CO} + \text{I}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{I}_2$ d) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$
e) $\text{H}^+ + \text{MnO}_4^- + \text{HCOOH} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

Bài 4. Nước oxi già có tính oxi hoá mạnh, do khả năng oxi hoá của hydrogen peroxide (H_2O_2).

- a) Từ công thức cấu tạo $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$, hãy xác định số oxi hoá của mỗi nguyên tử.
b) Nguyên tử nguyên tố nào gây nên tính oxi hoá của H_2O_2 . Viết quá trình khử minh hoạ cho nguyên tử nguyên tố đó.

Bài 5. Xăng E5 được tạo nên bởi sự pha trộn xăng A92 và ethanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) theo tỉ lệ thể tích tương ứng là 95 : 5, giúp thay thế một phần nhiên liệu hoá thạch, phù hợp với xu thế phát triển chung trên thế giới và góp phần đảm bảo an ninh năng lượng quốc gia.

Viết phương trình của phản ứng hoá học đốt cháy ethanol thành CO_2 và H_2O . Phản ứng này có phải là phản ứng oxi hoá – khử hay không? Nó thuộc loại phản ứng cung cấp hay tích trữ năng lượng?

PHẢN ỨNG HOÁ HỌC VÀ ENTHALPY

Học xong bài học này, em có thể:

- Trình bày được khái niệm phản ứng toả nhiệt, thu nhiệt; điều kiện chuẩn (áp suất 1 bar và thường chọn nhiệt độ 25 °C hay 298 K).
- Trình bày được khái niệm enthalpy tạo thành (nhiệt tạo thành) $\Delta_f H_{298}^0$ và biến thiên enthalpy (nhiệt phản ứng) $\Delta_r H_{298}^0$ của phản ứng hoá học.



Cho các phản ứng sau:



Trong hai phản ứng trên, phản ứng nào là toả nhiệt, phản ứng nào là thu nhiệt?

1 PHẢN ỨNG TOẢ NHIỆT VÀ PHẢN ỨNG THU NHIỆT

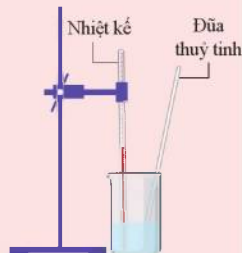


Thực hiện hai thí nghiệm dưới đây:

Thí nghiệm 1: Đặt một nhiệt kế vào trong cốc thủy tinh chứa khoảng 50 mL dung dịch hydrochloric acid (HCl) 1 M (Hình 14.1). Khi nhiệt độ trong cốc ổn định, ghi lại nhiệt độ ban đầu. Thêm vào cốc khoảng 1 g magnesium oxide (MgO) rồi dùng thìa thủy tinh khuấy liên tục. Quan sát hiện tượng phản ứng và ghi lại sự thay đổi nhiệt độ trong quá trình phản ứng.

Thí nghiệm 2: Lặp lại thí nghiệm với bộ dụng cụ và cách tiến hành như trên, nhưng thay dung dịch hydrochloric acid 1 M bằng khoảng 50 mL dung dịch ethanoic acid (CH_3COOH) 5% (giấm ăn) và khoảng 5 g baking soda (sodium hydrogen carbonate, NaHCO_3). Quan sát hiện tượng phản ứng và ghi lại sự thay đổi nhiệt độ trong quá trình phản ứng.

Viết phương trình hoá học xảy ra ở hai thí nghiệm trên và cho biết phản ứng nào là toả nhiệt, phản ứng nào là thu nhiệt.



Hình 14.1. Bộ dụng cụ thí nghiệm 1, 2



1. Khi làm thí nghiệm, làm thế nào để biết một phản ứng là toả nhiệt hay thu nhiệt?



1. Dự đoán các phản ứng sau đây là toả nhiệt hay thu nhiệt?

- a) Nung $\text{NH}_4\text{Cl}(s)$ tạo ra $\text{HCl}(g)$ và $\text{NH}_3(g)$.
- b) Cồn cháy trong không khí.
- c) Phản ứng thủy phân collagen thành gelatin (là một loại protein dễ tiêu hoá) diễn ra khi hầm xương động vật.

EM CÓ BIẾT

Phản ứng xảy ra khi pin được sử dụng trong điện thoại, máy tính,... giải phóng năng lượng dưới dạng điện năng.

Trong kí hiệu $\Delta_f H_{298}^0$ chữ f viết tắt của từ formation (nghĩa là "tạo thành"), số 0 chỉ điều kiện chuẩn, 298 chỉ nhiệt độ 298 K (25 °C).

Kí hiệu thể của chất

g (gas): chất khí;
s (solid): chất rắn;
l (liquid): chất lỏng;
aq (aqueous): chất tan trong nước.

Nói chung, các phản ứng hoá học khi xảy ra luôn kèm theo sự giải phóng hoặc hấp thụ năng lượng. Năng lượng này gọi là năng lượng hoá học.

Phản ứng giải phóng năng lượng dưới dạng nhiệt gọi là phản ứng toả nhiệt.

Phản ứng hấp thụ năng lượng dưới dạng nhiệt gọi là phản ứng thu nhiệt.

Các phản ứng kèm theo sự thay đổi năng lượng dạng nhiệt rất phổ biến trong tự nhiên. Phản ứng đốt cháy nhiên liệu, phản ứng tạo gỉ sắt, phản ứng oxi hoá glucose trong cơ thể,... đều là các phản ứng toả nhiệt. Các phản ứng trong lò nung vôi, nung clinker xi măng,... là các phản ứng thu nhiệt.

Với cùng một phản ứng, ở điều kiện khác nhau về nhiệt độ, áp suất thì lượng nhiệt kèm theo cũng khác nhau. Để thuận tiện cho việc so sánh lượng nhiệt kèm theo, người ta sử dụng điều kiện chuẩn và quy định như sau:

Điều kiện chuẩn là điều kiện ứng với áp suất 1 bar (đối với chất khí), nồng độ 1 mol L^{-1} (đối với chất tan trong dung dịch) và nhiệt độ thường được chọn là 298 K (25 °C).



2. Lấy ví dụ một số phản ứng xảy ra trong tự nhiên có kèm theo sự toả nhiệt hoặc thu nhiệt mà em biết.

II ENTHALPY TẠO THÀNH VÀ BIẾN THIÊN ENTHALPY CỦA PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

1. Enthalpy tạo thành chuẩn của một chất hoá học

Enthalpy tạo thành chuẩn (hay nhiệt tạo thành chuẩn) của một chất, kí hiệu là $\Delta_f H_{298}^0$, là lượng nhiệt kèm theo của phản ứng tạo thành 1 mol chất đó từ các *đơn chất ở dạng bền nhất* trong điều kiện chuẩn.

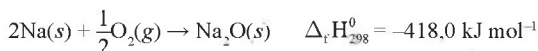
Khi phản ứng toả nhiệt thì $\Delta_f H_{298}^0 < 0$.

Khi phản ứng thu nhiệt thì $\Delta_f H_{298}^0 > 0$.

Ví dụ 1

Ở điều kiện chuẩn, phản ứng của 2 mol Na (thể rắn) với $\frac{1}{2}$ mol O_2 (thể khí) thu được 1 mol Na_2O (thể rắn) và giải phóng 418,0 kJ nhiệt. Biết rằng, ở điều kiện chuẩn, Na thể rắn bền hơn Na ở thể lỏng và khí; oxygen dạng phân tử O_2 bền hơn dạng nguyên tử O và phân tử O_3 (ozone).

Ta nói enthalpy tạo thành của Na_2O rắn ở điều kiện chuẩn là $-418,0 \text{ kJ mol}^{-1}$. Phản ứng trên được biểu diễn như sau:



Chú ý: Phải viết thể của các chất trong phản ứng.

Ví dụ 2

Ở điều kiện chuẩn, cần phải cung cấp 26,5 kJ nhiệt lượng cho quá trình 0,5 mol $H_2(g)$ phản ứng với 0,5 mol $I_2(s)$ để thu được 1 mol $HI(g)$.

Như vậy enthalpy tạo thành chuẩn của hydrogen iodide (HI) ở thể khí là $26,5 \text{ kJ mol}^{-1}$.



Enthalpy tạo thành chuẩn của các đơn chất bền nhất đều bằng 0.

Enthalpy tạo thành chuẩn của một số chất được cho ở Phụ lục 3.

2. Biến thiên enthalpy chuẩn của phản ứng hoá học

Trong trường hợp chung, các chất phản ứng có thể là đơn chất, cũng có thể là hợp chất. Một cách tổng quát, nhiệt kèm theo (nhiệt lượng toả ra hay thu vào) của một phản ứng hoá học ở áp suất không đổi (và thường ở một nhiệt độ xác định) gọi là biến thiên enthalpy của phản ứng.

Biến thiên enthalpy chuẩn của một phản ứng hoá học, kí hiệu là $\Delta_r H_{298}^0$ chính là lượng nhiệt (toả ra hoặc thu vào) của phản ứng đó ở điều kiện chuẩn.



2. Nhiệt toả ra khi hình thành 1 mol $Na_2O(s)$ ở điều kiện chuẩn từ phản ứng giữa $Na(s)$ và $O_3(g)$ có được coi là nhiệt tạo thành chuẩn của $Na_2O(s)$ không? Giả sử Na tác dụng được với O_3 thu được Na_2O .



3. Trong ví dụ 1, ở cùng điều kiện phản ứng, nếu chỉ thu được 0,5 mol Na_2O thì lượng nhiệt toả ra là bao nhiêu kilôJun?



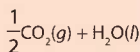
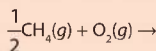
4. Vì sao enthalpy tạo thành chuẩn của một đơn chất bền nhất lại bằng 0?

Chữ r trong kí hiệu $\Delta_r H_{298}^0$ viết tắt của reaction (nghĩa là "phản ứng").

Sau đây là một số ví dụ về biến thiên enthalpy chuẩn của một phản ứng hoá học.



5. Giá trị $\Delta_r H_{298}^0$ của phản ứng sau là bao nhiêu kilôJun?



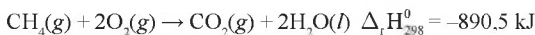
1. Đốt cháy hoàn toàn 1 gam $\text{C}_2\text{H}_2(g)$ ở điều kiện chuẩn, thu được $\text{CO}_2(g)$ và $\text{H}_2\text{O}(l)$, giải phóng 50,01 kJ. Tính biến thiên enthalpy chuẩn của phản ứng đốt cháy 1 mol $\text{C}_2\text{H}_2(g)$.



2. Ở điều kiện chuẩn, cần phải đốt cháy hoàn toàn bao nhiêu gam $\text{CH}_4(g)$ để cung cấp đủ nhiệt cho phản ứng tạo 1 mol $\text{CaO}(s)$ bằng cách nung $\text{CaCO}_3(s)$? Giả thiết hiệu suất các quá trình đều là 100%.

Ví dụ 1

Phản ứng đốt cháy methane (CH_4) toả rất nhiều nhiệt:



Như vậy, ở điều kiện chuẩn, khi đốt cháy hoàn toàn 1 mol CH_4 , sản phẩm là $\text{CO}_2(g)$ và $\text{H}_2\text{O}(l)$, thì sẽ giải phóng một nhiệt lượng là 890,5 kJ. Lưu ý rằng, cũng phản ứng này, nếu nước ở thể hơi thì giá trị $\Delta_r H_{298}^0$ sẽ khác đi. Đây là lí do cần phải ghi rõ thể của các chất khi viết phương trình các phản ứng có kèm theo giá trị $\Delta_r H_{298}^0$.

Ví dụ 2

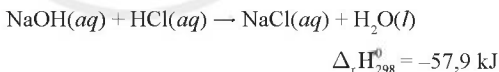
Phản ứng nhiệt phân CaCO_3 là phản ứng thu nhiệt:



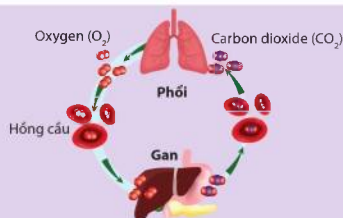
Ở điều kiện chuẩn, để thu được 1 mol $\text{CaO}(s)$ từ $\text{CaCO}_3(s)$, cần phải cung cấp 179,2 kJ nhiệt lượng.

Ví dụ 3

Phản ứng trung hoà giữa NaOH và HCl là phản ứng toả nhiệt:



3. Sự hô hấp cung cấp oxygen cho các phản ứng oxi hoá chất béo, chất đường, tinh bột,... trong cơ thể con người. Đó là các phản ứng giải phóng hay hấp thụ năng lượng? Năng lượng kèm theo các phản ứng này dùng để làm gì?





- Phản ứng giải phóng năng lượng dưới dạng nhiệt gọi là phản ứng toả nhiệt, phản ứng hấp thụ năng lượng dưới dạng nhiệt gọi là phản ứng thu nhiệt.
- Điều kiện chuẩn là điều kiện ứng với áp suất 1 bar (đối với chất khí), nồng độ 1 mol L^{-1} (đối với chất tan trong dung dịch) và nhiệt độ thường được chọn là 298 K (25 °C).
- Enthalpy tạo thành chuẩn (hay nhiệt tạo thành chuẩn) của một chất, kí hiệu là $\Delta_f H_{298}^0$, là lượng nhiệt kèm theo của phản ứng tạo thành 1 mol chất đó từ các đơn chất ở dạng bền nhất trong điều kiện chuẩn.
- Biến thiên enthalpy chuẩn của một phản ứng hoá học, kí hiệu là $\Delta_r H_{298}^0$, chính là lượng nhiệt toả ra hoặc thu vào của phản ứng đó ở điều kiện chuẩn.

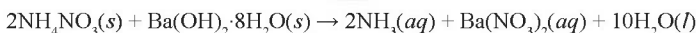
BÀI TẬP

Bài 1. Những loại phản ứng nào sau đây cần phải cung cấp năng lượng trong quá trình phản ứng?

- (a) Phản ứng tạo gỉ kim loại. (b) Phản ứng quang hợp.
(c) Phản ứng nhiệt phân. (d) Phản ứng đốt cháy.

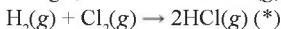
Bài 2. Một số phản ứng khi xảy ra sẽ làm nóng môi trường xung quanh, một số khác lại làm lạnh môi trường xung quanh. Em hãy cho biết sự khác biệt cơ bản giữa hai loại phản ứng này.

Bài 3. Cho biết phản ứng sau có $\Delta_r H_{298}^0 > 0$ và diễn ra ở ngay nhiệt độ phòng.



Khi trộn đều một lượng ammonium nitrate (NH_4NO_3) rắn với một lượng barium hydroxide ngậm nước ($\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$) ở nhiệt độ phòng thì nhiệt độ của hỗn hợp sẽ tăng hay giảm? Giải thích.

Bài 4. Cho biết phản ứng tạo thành 2 mol $\text{HCl}(g)$ ở điều kiện chuẩn toả ra 184,6 kJ:



Những phát biểu nào dưới đây là đúng?

- (a) Nhiệt tạo thành chuẩn của $\text{HCl}(g)$ là $-184,6 \text{ kJ mol}^{-1}$.
(b) Biến thiên enthalpy chuẩn của phản ứng (*) là $-184,6 \text{ kJ}$.
(c) Nhiệt tạo thành chuẩn của $\text{HCl}(g)$ là $-92,3 \text{ kJ mol}^{-1}$.
(d) Biến thiên enthalpy chuẩn của phản ứng (*) là $-92,3 \text{ kJ}$.

Bài 15

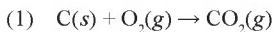
Ý NGHĨA VÀ CÁCH TÍNH BIẾN THIÊN ENTHALPY PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

Học xong bài học này, em có thể:

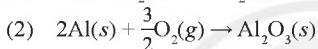
- Nêu được ý nghĩa của dấu và giá trị $\Delta_r H_{298}^0$
- Tính được $\Delta_r H_{298}^0$ của một phản ứng hoá học.



Cho hai phản ứng đốt cháy:



$$\Delta_r H_{298}^0 = -393,5 \text{ kJ}$$



$$\Delta_r H_{298}^0 = -1675,7 \text{ kJ}$$

Ở điều kiện chuẩn, với cùng một khối lượng C và Al, chất nào khi cháy toả ra nhiều nhiệt hơn?



Ý NGHĨA VỀ DẤU VÀ GIÁ TRỊ CỦA BIẾN THIÊN ENTHALPY PHẢN ỨNG

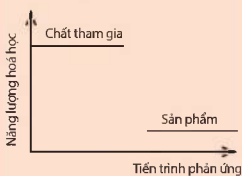
Với các phản ứng có kèm theo sự trao đổi năng lượng dưới dạng nhiệt, có hai khả năng sau đây:

- Phản ứng toả nhiệt:** biến thiên enthalpy của phản ứng có giá trị âm. Biến thiên enthalpy càng âm, phản ứng toả ra càng nhiều nhiệt.
- Phản ứng thu nhiệt:** biến thiên enthalpy của phản ứng có giá trị dương. Biến thiên enthalpy càng dương, phản ứng thu vào càng nhiều nhiệt.

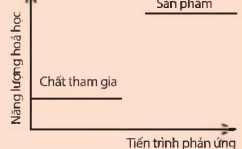
Với phản ứng toả nhiệt, năng lượng của hệ chất phản ứng cao hơn năng lượng của hệ sản phẩm, do vậy phản ứng diễn ra kèm theo sự giải phóng năng lượng dưới dạng nhiệt. Ngược lại, với phản ứng thu nhiệt, năng lượng của hệ chất phản ứng thấp hơn năng lượng của hệ sản phẩm, do vậy phản ứng diễn ra kèm theo sự hấp thu năng lượng dưới dạng nhiệt.



- Xác định dấu của $\Delta_r H_{298}^0$ trong các phản ứng được thể hiện trong hai hình dưới đây:

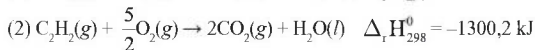
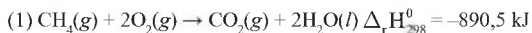


a)



b)

Ví dụ Cho phản ứng đốt cháy methane và acetylene:



Với chất khí trong cùng điều kiện nhiệt độ và áp suất, tỉ lệ về số mol bằng tỉ lệ thể tích nên khi đốt cháy cùng một thể tích khí CH_4 và C_2H_2 , lượng nhiệt do C_2H_2 sinh ra nhiều gấp khoảng 1,5 lần lượng nhiệt do CH_4 sinh ra. Đây là lí do trong thực tế, người ta sử dụng C_2H_2 trong đèn xì để hàn, cắt kim loại mà không dùng CH_4 .



Hình 15.1. Đèn xì acetylene dùng để hàn, cắt kim loại

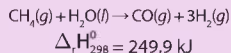
Đối với các phản ứng toả nhiệt, một số phản ứng cần phải khởi mào. Chẳng hạn phải đốt nóng để gây phản ứng cho một lượng nhỏ chất ban đầu (trong các phản ứng cháy, nổ,...); sau đó, phản ứng toả nhiệt có thể tự tiếp diễn mà không cần tiếp tục đun nóng. Một số phản ứng không cần có giai đoạn khơi mào (ví dụ: phản ứng tạo gỉ sắt, gỉ đồng; phản ứng trung hoà acid – base,...). Trái lại, phần lớn các phản ứng thu nhiệt diễn ra đều cần phải cung cấp năng lượng từ nguồn bên ngoài. Ví dụ, phản ứng nung vôi cần nhiệt từ quá trình đốt cháy than, nếu dừng cung cấp nhiệt thì phản ứng nung vôi sẽ không tiếp diễn. Một số phản ứng thu nhiệt diễn ra bằng cách lấy nhiệt từ môi trường bên ngoài nên làm cho nhiệt độ của môi trường xung quanh giảm đi.

Bảng 15.1. So sánh phản ứng thu nhiệt và phản ứng toả nhiệt

Loại phản ứng	Phản ứng thu nhiệt	Phản ứng toả nhiệt
Giai đoạn		
Giai đoạn khơi mào	Hầu hết các phản ứng cần thiết khơi mào (đun hoặc đốt nóng,...).	Có thể có hoặc không cần khơi mào, tùy phản ứng cụ thể.
Giai đoạn tiếp diễn	Hầu hết các phản ứng cần phải tiếp tục đun hoặc đốt nóng.	Hầu hết các phản ứng không cần phải tiếp tục đun hoặc đốt nóng.



1. Cho phản ứng:



Ở điều kiện chuẩn, để thu được 1 gam H_2 , phản ứng này cần hấp thu nhiệt lượng bằng bao nhiêu?



1. Giải thích vì sao trước khi lặn, để giữ ấm cơ thể, người ta có thể uống nước mammals (là loại nước mammals chứa nhiều chất đạm).



2. Khi đốt cháy tờ giấy hay đốt lò than, ta cần thực hiện giai đoạn khơi mào như thế nào?

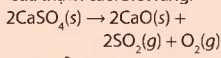
3. Vì sao khi nung vôi, người ta phải xếp đá vôi lẫn với than trong lò?



2. Phản ứng đốt cháy cồn hay phản ứng nung vôi dễ thực hiện hơn?



3. CaSO_4 là thành phần chính của thạch cao. Biết rằng:



có $\Delta_f H_{298}^0 = 1000,6 \text{ kJ}$.

a) Phản ứng này diễn ra thuận lợi hay không thuận lợi?

b) Giải thích vì sao trong xây dựng, người ta sử dụng thạch cao để chế tạo các tấm vật liệu chịu nhiệt, chống cháy.

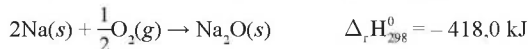
A, B, M, N là các chất trong phản ứng; a, b, m, n là hệ số tương ứng của các chất.

Lấy tổng enthalpy tạo thành các chất sản phẩm trừ tổng enthalpy tạo thành các chất phản ứng để tính enthalpy phản ứng.

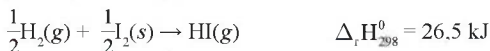
Các phản ứng tỏa nhiệt ($\Delta_f H_{298}^0 < 0$) thường diễn ra thuận lợi hơn các phản ứng thu nhiệt ($\Delta_f H_{298}^0 > 0$).

Ví dụ

Sau khi được đốt nóng, Na tự cháy trong oxygen cho đến hết do phản ứng này có $\Delta_f H_{298}^0$ rất âm.



Phản ứng này diễn ra thuận lợi hơn rất nhiều so với phản ứng giữa I_2 với H_2 . Ở điều kiện chuẩn, phản ứng chỉ xảy ra khi được đốt nóng (cung cấp nhiệt); khi dừng đốt nóng, phản ứng sẽ dừng lại.

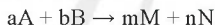


CÁCH TÍNH BIẾN THIÊN ENTHALPY PHẢN ỨNG

Có hai cách tính biến thiên enthalpy chuẩn phổ biến là dựa theo enthalpy tạo thành hoặc dựa theo năng lượng liên kết.

1. Tính biến thiên enthalpy phản ứng theo enthalpy tạo thành

Giả sử có phản ứng tổng quát:



Biến thiên enthalpy chuẩn của phản ứng này được tính theo công thức:

$$\Delta_r H_{298}^0 = m \cdot \Delta_f H_{298}^0(\text{M}) + n \cdot \Delta_f H_{298}^0(\text{N}) - a \cdot \Delta_f H_{298}^0(\text{A}) - b \cdot \Delta_f H_{298}^0(\text{B})$$

Giá trị enthalpy tạo thành chuẩn của một số chất được cho ở Phụ lục 3.

Ví dụ 1

Cho phản ứng:



Biến thiên enthalpy chuẩn của phản ứng này được tính như sau:

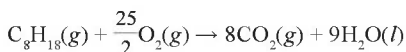
$$\Delta_r H_{298}^0 = 2 \times \Delta_f H_{298}^0(\text{Na}(s)) + 1 \times \Delta_f H_{298}^0(\text{Cl}_2(g)) - 2 \times \Delta_f H_{298}^0(\text{NaCl}(s))$$

Thay các giá trị tương ứng:

$$\Delta_r H_{298}^0 = 2 \times 0 + 1 \times 0 - 2 \times (-411,2) = 822,4 \text{ (kJ)}.$$

Do $\Delta_f H_{298}^0$ của phản ứng này rất dương nên phản ứng thu nhiệt, đồng thời muối ăn không bị phân huỷ thành Cl_2 (khí độc) và Na khi bị đun nóng thông thường như trong quá trình nấu thức ăn.

Ví dụ 2 Biến thiên enthalpy của phản ứng đốt cháy hoàn toàn 1 mol octane (C_8H_{18} , thành phần chính trong các loại xăng, $\Delta_f H_{298}^0(C_8H_{18}, g) = 208,5 \text{ kJ mol}^{-1}$) được tính như sau:



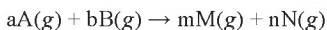
$$\Delta_f H_{298}^0 = 8 \times \Delta_f H_{298}^0(CO_2(g)) + 9 \times \Delta_f H_{298}^0(H_2O(l)) - 1 \times \Delta_f H_{298}^0(C_8H_{18}(g)) - \frac{25}{2} \times \Delta_f H_{298}^0(O_2(g))$$

Thay các giá trị tính được $\Delta_f H_{298}^0 = -5\,928,7 \text{ kJ}$. Giá trị này rất âm nên phản ứng đốt cháy octane toả nhiệt mạnh, rất thuận lợi và cung cấp nhiều năng lượng. Phản ứng đốt cháy xăng xảy ra dễ dàng.

2. Tính biến thiên enthalpy phản ứng theo năng lượng liên kết

Khi các chất trong phản ứng ở thể khí, biến thiên enthalpy phản ứng cũng có thể tính được nếu biết giá trị năng lượng liên kết của tất cả các chất trong phản ứng.

Giả sử có phản ứng tổng quát:



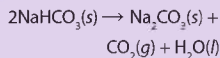
Biến thiên enthalpy chuẩn của phản ứng này tính được theo công thức:

$$\Delta_f H_{298}^0 = a \times E_b(A) + b \times E_b(B) - m \times E_b(M) - n \times E_b(N)$$

Trong đó, $E_b(A)$, $E_b(B)$, $E_b(M)$, $E_b(N)$ lần lượt là tổng năng lượng liên kết của tất cả các liên kết trong các phân tử A, B, M và N.

Năng lượng liên kết của một số loại liên kết được cho ở Phụ lục 2.

4. Cho biết:



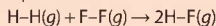
có $\Delta_f H_{298}^0 = 91,6 \text{ kJ}$.

$NaHCO_3$ có trong thành phần bột nở dùng để làm bánh. Vì sao khi bảo quản, cần tránh để bột nở ở nơi có nhiệt độ cao?

2. Tính $\Delta_f H_{298}^0$ của các phản ứng đốt cháy hoàn toàn 1 mol mỗi chất $C_2H_4(g)$, $C_2H_6(g)$, $CO(g)$. Biết các sản phẩm thu được đều ở thể khí.

Lấy tổng năng lượng liên kết của các chất phản ứng trừ tổng năng lượng các chất sản phẩm để tính biến thiên enthalpy phản ứng.

4. Cho phản ứng sau ở điều kiện chuẩn:



Tính năng lượng cần để phá vỡ các liên kết trong H_2 , F_2 và năng lượng toả ra (theo kJ) khi hình thành liên kết trong HF cho phản ứng trên.

Để tính biến thiên enthalpy phản ứng theo năng lượng liên kết, phải viết được công thức cấu tạo của tất cả các chất trong phản ứng để xác định số lượng và loại liên kết.

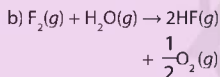


5. Xác định số lượng mỗi loại liên kết trong các phân tử trước và sau phản ứng của CH_4 với Cl_2 .



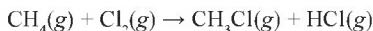
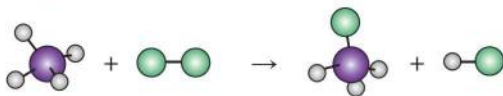
3. Dựa vào năng lượng liên kết, tính $\Delta_r H_{298}^0$ các phản ứng sau:

a) Các phản ứng đốt cháy hoàn toàn 1 mol mỗi chất C_2H_4 , C_2H_6 , H_2 ở thể khí.



Dự đoán các phản ứng trên là thuận lợi hay không thuận lợi.

Ví dụ Cho phản ứng:



Biến thiên enthalpy chuẩn của phản ứng trên được tính theo năng lượng liên kết như sau:

$$\Delta_r H_{298}^0 = 1 \times E_b(\text{CH}_4) + 1 \times E_b(\text{Cl}_2) - 1 \times E_b(\text{CH}_3\text{Cl}) - 1 \times E_b(\text{HCl})$$

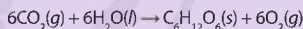
$$\Delta_r H_{298}^0 = 1 \times 4E_{\text{C-H}} + 1 \times E_{\text{Cl-Cl}} - 1 \times (3E_{\text{C-H}} + E_{\text{C-Cl}}) - 1 \times E_{\text{H-Cl}}$$

$$\Delta_r H_{298}^0 = 1 \times 4 \times 414 + 1 \times 243 - 1 \times (3 \times 414 + 339) - 1 \times 431 = -113 \text{ (kJ)}.$$

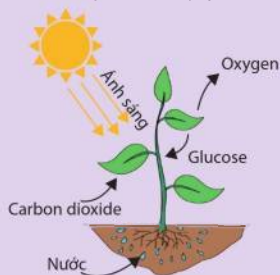
Phản ứng có $\Delta_r H_{298}^0$ âm nên phản ứng toả nhiệt và diễn ra thuận lợi. Trong thực tế, chỉ cần được chiếu ánh sáng mặt trời là phản ứng đã diễn ra.



5. Phản ứng quang hợp là phản ứng thu năng lượng dưới dạng ánh sáng:



Hãy tính xem cần phải cung cấp bao nhiêu năng lượng dưới dạng ánh sáng cho phản ứng quang hợp để tạo thành 1 mol glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$, biết enthalpy tạo thành chuẩn của chất này là $-1271,1 \text{ kJ mol}^{-1}$. Biến thiên enthalpy tạo thành chuẩn của các chất khác được cho ở Phụ lục 3.





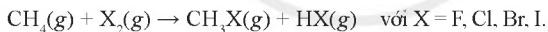
- Nếu biến thiên enthalpy phản ứng là âm ($\Delta_r H_{298}^0 < 0$) thì phản ứng đó toả nhiệt. Giá trị $\Delta_r H_{298}^0$ càng âm, phản ứng toả ra càng nhiều nhiệt.
- Nếu biến thiên enthalpy phản ứng là dương ($\Delta_r H_{298}^0 > 0$) thì đó là phản ứng thu nhiệt. Giá trị $\Delta_r H_{298}^0$ càng dương, phản ứng càng thu nhiều nhiệt.
- Các phản ứng toả nhiệt ($\Delta_r H_{298}^0 < 0$) thường diễn ra thuận lợi hơn các phản ứng thu nhiệt ($\Delta_r H_{298}^0 > 0$).
- Có hai cách tính $\Delta_r H_{298}^0$ là tính theo enthalpy tạo thành và tính theo năng lượng liên kết.

BÀI TẬP

Bài 1. Joseph Priestly (Dô-sép Prit-li) đã điều chế oxygen vào năm 1774 bằng cách nung nóng $\text{HgO}(s)$ thành $\text{Hg}(l)$ và $\text{O}_2(g)$. Tính lượng nhiệt cần thiết (kJ, ở điều kiện chuẩn) để điều chế được 1 mol O_2 theo phương pháp này.

Biết $\Delta_f H_{298}^0(\text{HgO}(s)) = -90,5 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Bài 2. Tính $\Delta_r H_{298}^0$ cho phản ứng sau theo năng lượng liên kết.



Liên hệ giữa mức độ thuận lợi của phản ứng (dựa theo $\Delta_r H_{298}^0$) với tính phi kim ($\text{F} > \text{Cl} > \text{Br} > \text{I}$). Tra các giá trị năng lượng liên kết được cho ở Phụ lục 2.

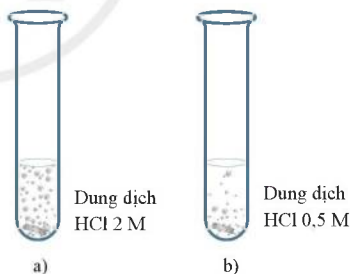
Bài 3*. Khi đun bếp than, củi, để đun nấu nhanh hơn, người ta thường dùng quạt để thổi thêm không khí vào bếp. Cách làm này có làm thay đổi biến thiên enthalpy chuẩn của phản ứng $\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$ không? Giải thích.

Học xong bài học này, em có thể:

- Trình bày được khái niệm tốc độ phản ứng hoá học và cách tính tốc độ trung bình của phản ứng.
- Viết được biểu thức tốc độ phản ứng theo hằng số tốc độ phản ứng và nồng độ. Từ đó nêu được ý nghĩa hằng số tốc độ phản ứng.
- Thực hiện được một số thí nghiệm nghiên cứu các yếu tố ảnh hưởng tới tốc độ phản ứng (nồng độ, áp suất, diện tích bề mặt, nhiệt độ, chất xúc tác).
- Giải thích được các yếu tố ảnh hưởng tới tốc độ phản ứng như: nồng độ, áp suất, diện tích bề mặt, nhiệt độ, chất xúc tác.
- Nêu được ý nghĩa của hệ số nhiệt độ Van't Hoff (γ).
- Vận dụng được kiến thức tốc độ phản ứng hoá học vào việc giải thích một số vấn đề trong cuộc sống và sản xuất.



Cho hai mảnh Mg cùng khối lượng vào hai ống nghiệm chứa cùng thể tích dung dịch HCl dư, nồng độ dung dịch HCl ở mỗi ống nghiệm lần lượt là 2 M (Thí nghiệm (a)) và 0,5 M (Thí nghiệm (b)). Hiện tượng thí nghiệm được mô tả như Hình 16.1. Theo em, mảnh Mg ở ống nghiệm nào sẽ bị tan hết trước? Giải thích.

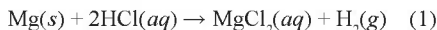


Hình 16.1. Hoà tan mảnh Mg trong hai dung dịch HCl có nồng độ khác nhau

1 KHÁI NIỆM TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG, TỐC ĐỘ TRUNG BÌNH CỦA PHẢN ỨNG

1. Khái niệm tốc độ phản ứng

Phản ứng xảy ra trong thí nghiệm cho Mg vào dung dịch HCl ở hai nồng độ khác nhau nêu trên như sau:



Từ hiện tượng quan sát được trong cùng một khoảng thời gian, với cùng một lượng Mg ban đầu: bọt khí H_2 thoát ra ở thí nghiệm (a) nhanh hơn so với thí nghiệm (b) đã chứng tỏ lượng HCl bị mất đi do phản ứng với Mg ở thí nghiệm (a) nhanh hơn ở thí nghiệm (b). Ta nói rằng: *Tốc độ phản ứng* giữa Mg với dung dịch HCl ở các nồng độ khác nhau là khác nhau.

Trong hai thí nghiệm trên, có thể coi thể tích của dung dịch là không đổi trong suốt quá trình phản ứng. Trong cùng một khoảng thời gian, độ giảm nồng độ HCl trong thí nghiệm (a) là nhanh hơn so với trong thí nghiệm (b). Như vậy, hoàn toàn có thể dựa theo sự thay đổi nồng độ của chất trong phản ứng trong một đơn vị thời gian để đánh giá mức độ nhanh, chậm của phản ứng.

Từ đây, người ta đưa ra khái niệm tốc độ phản ứng như sau: *Tốc độ phản ứng của một phản ứng hoá học là đại lượng đặc trưng cho sự thay đổi nồng độ của chất phản ứng hoặc sản phẩm phản ứng trong một đơn vị thời gian.*

Tốc độ phản ứng được kí hiệu là v , có đơn vị là:

(đơn vị nồng độ) (đơn vị thời gian)⁻¹

Ví dụ: $\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$ (hay M s^{-1}),...



1. Trong cùng một khoảng thời gian, nồng độ của MgCl_2 trong dung dịch ở thí nghiệm nào tăng lên nhanh hơn? Giải thích.
2. Tốc độ của phản ứng (1) ở thí nghiệm (a) là nhanh hơn hay chậm hơn tốc độ phản ứng ở thí nghiệm (b)?

EM CÒ BIẾT

Người ta có thể đưa ra khái niệm khác để đánh giá tốc độ phản ứng, chẳng hạn dựa theo “sự thay đổi khối lượng Mg theo thời gian”.

EM CÓ BIẾT?

Ngoài tốc độ trung bình của phản ứng còn có tốc độ tức thời của phản ứng, là tốc độ phản ứng tại một thời điểm nào đó.



3. Cho biết tốc độ phản ứng chỉ nhận giá trị dương. Giải thích vì sao phải thêm dấu trừ trong biểu thức (3) khi tính tốc độ trung bình của phản ứng theo các chất tham gia phản ứng.



- Tính tốc độ trung bình của phản ứng (4) theo O_2 trong 100 giây đầu tiên.
- Từ Bảng 16.1, có thể tính được tốc độ trung bình của phản ứng sau 50 giây hay không? Vì sao?

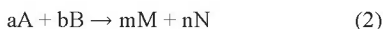


- Hãy sắp xếp tốc độ các phản ứng sau theo chiều tăng dần: (1) phản ứng than cháy trong không khí, (2) phản ứng tạo gỉ sắt, (3) phản ứng nổ của khí bình gas.

2. Tốc độ trung bình của phản ứng

Tốc độ trung bình của phản ứng ($\bar{v}$) là tốc độ tính trung bình trong một khoảng thời gian phản ứng.

Cho phản ứng tổng quát:

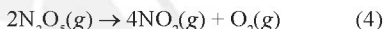


Tốc độ phản ứng (2) được tính dựa theo sự thay đổi nồng độ của một chất bất kì trong phản ứng theo quy ước sau:

$$\bar{v} = -\frac{1}{a} \frac{\Delta C_A}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta C_B}{\Delta t} = \frac{1}{m} \frac{\Delta C_M}{\Delta t} = \frac{1}{n} \frac{\Delta C_N}{\Delta t} \quad (3)$$

Trong đó: $\Delta C = C_2 - C_1$, $\Delta t = t_2 - t_1$ lần lượt là biến thiên nồng độ và biến thiên thời gian tương ứng. C_1 , C_2 là nồng độ của một chất tại thời điểm tương ứng t_1 và t_2 (với $t_2 > t_1$).

Ví dụ Cho phản ứng phân hủy N_2O_5 :



Nồng độ của mỗi chất trong phản ứng (4) tại thời điểm $t_1 = 0$ và $t_2 = 100$ s được cho trong Bảng 16.1.

Bảng 16.1. Dữ liệu nồng độ các chất (mol l^{-1})

Nồng độ (M)			
Thời điểm	$C_{N_2O_5}$	C_{NO_2}	C_{O_2}
$t_1 = 0$ s	0,0200	0	0
$t_2 = 100$ s	0,0169	0,0062	0,0016*

Tốc độ trung bình của phản ứng có thể được tính theo biến thiên nồng độ chất phản ứng hoặc chất sản phẩm:

- Tính theo N_2O_5 : Nồng độ của N_2O_5 ban đầu (C_1) là 0,0200 M, sau 100 s (C_2) là 0,0169 M.

Vậy tốc độ trung bình của phản ứng trong 100 s đầu tiên là:

$$\bar{v} = -\frac{1}{2} \frac{(0,0169 - 0,0200)}{100 - 0} = 1,55 \cdot 10^{-5} \text{ (M s}^{-1}\text{)}$$

(*) Giá trị chính xác là 0,00155 M.

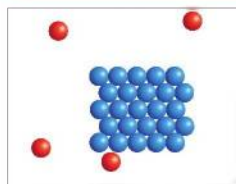
- 2) Tính theo NO_2 : Nồng độ của NO_2 ban đầu (C_1) là 0 M, sau 100 s (C_2) là 0,0062 M. Vậy tốc độ trung bình của phản ứng trong 100 s đầu tiên là:

$$\bar{v} = \frac{1}{4} \frac{(0,0062 - 0)}{100 - 0} = 1,55 \cdot 10^{-5} (\text{M s}^{-1})$$

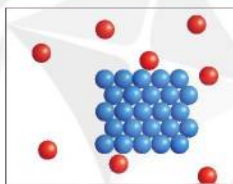
II ĐỊNH LUẬT TÁC DỤNG KHỐI LƯỢNG



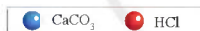
Cho hai mẫu đá vôi từ cùng một mẫu có kích thước xấp xỉ nhau vào hai ống nghiệm chứa cùng một thể tích dung dịch HCl (khoảng $\frac{1}{3}$ ống nghiệm) có nồng độ khác nhau lần lượt là: 0,1 M (ống nghiệm (a)) và 0,2 M (ống nghiệm (b)). Quan sát hiện tượng phản ứng và nhận xét về mối liên hệ giữa tốc độ phản ứng và nồng độ dung dịch HCl.



a) Nồng độ HCl thấp hơn



b) Nồng độ HCl cao hơn



Hình 16.2. Minh họa mô hình đá vôi trong dung dịch HCl

Chúng ta có thể giải thích kết quả thí nghiệm như sau: Để phản ứng xảy ra, cần phải có sự va chạm giữa HCl và CaCO_3 . Nồng độ của HCl ở ống nghiệm (b) lớn gấp đôi ở ống nghiệm (a), do vậy số va chạm của HCl với CaCO_3 trong ống nghiệm (b) (trong cùng một đơn vị thời gian) sẽ nhiều hơn, từ đó tốc độ phản ứng ở ống nghiệm (b) là lớn hơn.

Mở rộng với nhiều phản ứng khác, từ thực nghiệm người ta thấy rằng: Khi nồng độ các chất tham gia phản ứng càng lớn thì tốc độ phản ứng càng lớn. Điều này có thể giải thích như sau: Để phản ứng xảy ra, các phân tử phản ứng phải va chạm với nhau, nồng độ càng lớn thì số lượng va chạm càng nhiều (trong cùng một đơn vị thời gian, một đơn vị thể tích) nên tốc độ phản ứng càng lớn.

EM CÓ BIẾT

Năm 1864, hai nhà bác học người Na Uy là M. Guldberg (M. Gâu-bơc) và P. Waage (P. Go-éc) tìm ra định luật tác dụng khối lượng.

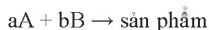


2. Thực phẩm bị ôi thiu do các phản ứng oxi hoá của oxygen cũng như sự hoạt động của vi khuẩn. Giải thích vì sao để hạn chế sự ôi thiu, người ta lại bơm N_2 hoặc CO_2 vào túi đựng thực phẩm trước khi đóng gói. Biết rằng nồng độ oxygen trong túi thực phẩm sau khi bơm N_2 hoặc CO_2 chỉ còn khoảng 2 – 5%.

Phản ứng đơn giản là phản ứng chỉ diễn ra qua một giai đoạn duy nhất, chất phản ứng tạo thành sản phẩm không qua một chất trung gian nào khác.

Định luật tác dụng khối lượng áp dụng cho các *phản ứng đơn giản*, biểu thị sự phụ thuộc tốc độ phản ứng theo nồng độ các chất phản ứng.

Ví dụ 1 Với phản ứng đơn giản có dạng:



Tốc độ phản ứng được tính như sau: $v = kC_A^a C_B^b$ (5)

Trong đó:

C_A, C_B là nồng độ mol L^{-1} tương ứng của chất A và B;
k là hằng số tốc độ phản ứng mà giá trị của nó chỉ phụ thuộc vào nhiệt độ và bản chất các chất tham gia phản ứng.

Định luật tác dụng khối lượng: *Tốc độ phản ứng tỉ lệ thuận với tích nồng độ các chất tham gia phản ứng với số mũ thích hợp.*

Rõ ràng, hằng số tốc độ của phản ứng càng lớn thì tốc độ của phản ứng đó càng lớn.

Từ biểu thức (5), *hằng số tốc độ phản ứng có giá trị đúng bằng tốc độ phản ứng khi nồng độ các chất phản ứng bằng nhau và bằng 1 M.* Đây chính là ý nghĩa của hằng số tốc độ phản ứng.



4. Em có nhận xét gì nếu trong biểu thức (5), nồng độ của chất A và B đều bằng 1 M?

EM CÒ BIẾT

Tốc độ phản ứng tính theo định luật tác dụng khối lượng là tốc độ tức thời của phản ứng tại một thời điểm, khác với tốc độ trung bình của phản ứng trong một khoảng thời gian như đã nêu trên.



5. Trong phản ứng (6), nếu nồng độ của H_2 tăng gấp đôi thì tốc độ phản ứng thay đổi như thế nào?

Ví dụ 2 Phản ứng của H_2 và I_2 là phản ứng đơn giản:



Theo định luật tác dụng khối lượng, tốc độ của phản ứng (6) được viết dưới dạng: $v = kC_{H_2} C_{I_2}$.

Ở một nhiệt độ không đổi, tốc độ phản ứng (6) tỉ lệ với nồng độ của H_2 cũng như nồng độ của I_2 .

III CÁC YẾU TỐ ẢNH HƯỞNG TỚI TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG, HỆ SỐ NHIỆT ĐỘ VAN'T HOFF

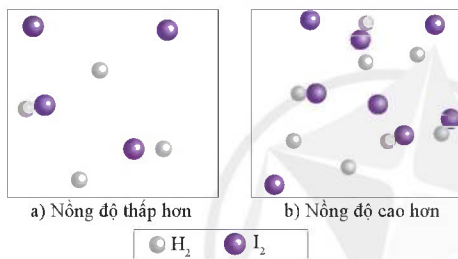
Tốc độ của một phản ứng phụ thuộc vào các yếu tố: nồng độ, áp suất, diện tích bề mặt, nhiệt độ, chất xúc tác.

1. Ảnh hưởng của nồng độ

Nồng độ các chất phản ứng càng lớn, tốc độ phản ứng càng lớn.

Ảnh hưởng của nồng độ đã được thấy rõ qua thí nghiệm phản ứng của đá vôi với dung dịch HCl có nồng độ khác nhau và được khái quát hoá qua biểu thức của định luật tác dụng khối lượng.

Hình 16.3 sẽ giải thích vì sao tốc độ phản ứng (6) tăng lên khi tăng nồng độ của H_2 và I_2 .



Hình 16.3. Minh hoạ ảnh hưởng của nồng độ các chất phản ứng tới tốc độ phản ứng

Rõ ràng, khi nồng độ của H_2 và I_2 tăng lên (Hình 16.3b), trong một đơn vị thể tích, các phân tử này cũng sẽ nhiều hơn, dẫn đến số lượng va chạm giữa chúng (trong cùng một đơn vị thời gian) tăng lên. Vì vậy, tốc độ phản ứng tăng lên khi nồng độ các chất tăng.

2. Ảnh hưởng của áp suất

Áp suất của các chất phản ứng ở thể khí càng lớn, tốc độ phản ứng càng lớn.

Đối với các chất khí, nồng độ của chất khí tỉ lệ với áp suất của nó. Do vậy, khi áp suất chất tham gia phản ứng ở thể khí tăng lên, sẽ làm nồng độ chất khí tăng lên, từ đó làm tăng tốc độ phản ứng.



6. Khi nồng độ của $H_2(g)$ cũng như $I_2(g)$ đều tăng lên gấp đôi thì tốc độ phản ứng của $H_2(g)$ với $I_2(g)$ tăng lên bao nhiêu lần?



3. Hãy giải thích các hiện tượng dưới đây.

- Khi ở nơi đông người trong một không gian kín, ta cảm thấy khó thở và phải thở nhanh hơn.
- Tần đóm đỏ bùng lên khi cho vào bình oxygen nguyên chất.
- Bệnh nhân suy hô hấp cần thở oxygen thay vì không khí (chứa 21% thể tích oxygen).



EM CÒN BIẾT

Nồng độ của oxygen trong không khí khoảng 21% về thể tích. Nếu nồng độ oxygen trong không khí tăng lên thì các chất dễ bắt cháy hơn. Nếu để lượng oxygen vào cơ thể quá nhiều có thể dẫn đến sự hoạt động quá mức của các cơ quan nên cơ thể sẽ bị kiệt sức nhanh chóng.

EM CỎ BIẾT

Phản ứng tổng hợp methanol từ CO và H₂ còn được gọi là phản ứng Fischer – Tropsch (Phít-sơ – Chóp). Phản ứng này chuyển hoá khí tổng hợp thành nhiên liệu lỏng, đang được coi là một trong những giải pháp quan trọng bổ sung nguồn nhiên liệu sạch.

EM CỎ BIẾT

Nếu chia một vật thành nhiều phần nhỏ hơn thì tổng diện tích bề mặt sẽ tăng lên.

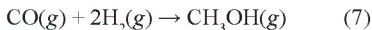


7. Quan sát Hình 16.4, giải thích vì sao khi dùng đá vôi dạng bột thì tốc độ phản ứng nhanh hơn.



4. Giải thích vì sao thành cốc được chế nhỏ hơn thì sẽ cháy nhanh hơn.

Một ví dụ điển hình là phản ứng tổng hợp methanol (CH₃OH) từ CO và H₂, được thực hiện ở áp suất rất cao, khoảng 50 – 100 bar (áp suất khí quyển khoảng 1,01 bar) để làm tăng tốc độ phản ứng.

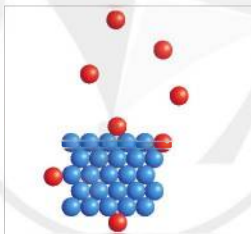


3. Ảnh hưởng của diện tích bề mặt

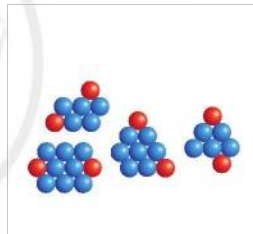


Chuẩn bị hai mẫu đá vôi nhỏ A và B có khối lượng xấp xỉ bằng nhau. Tán nhỏ mẫu đá vôi B thành bột. Cho hai mẫu này riêng rẽ vào hai ống nghiệm chứa cùng một thể tích dung dịch HCl 0,5 M. Quan sát hiện tượng để rút ra kết luận về ảnh hưởng của diện tích bề mặt tới tốc độ phản ứng.

Diện tích bề mặt càng lớn, tốc độ phản ứng càng lớn.



a)



b)



Hình 16.4. Minh họa ảnh hưởng của diện tích bề mặt đá vôi (dạng viên (a) và dạng bột (b)) tới tốc độ phản ứng với HCl

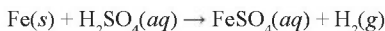
Chúng ta có thể thấy ảnh hưởng của diện tích bề mặt tới tốc độ phản ứng trong thực tế. Ví dụ: Chúng ta cần nhai kĩ thức ăn để tăng tốc độ chuyển hoá thức ăn, do khi nhai kĩ, thức ăn được chia nhỏ hơn nên diện tích bề mặt tăng; cần nghiền mịn đá vôi khi trộn với đất sét để tăng tốc độ phản ứng tạo nguyên liệu làm xi măng;...

4. Ảnh hưởng của nhiệt độ



Cho hai đinh sắt tương tự nhau (tẩy sạch gỉ và dầu mỡ) vào hai ống nghiệm chứa cùng một thể tích dung dịch H_2SO_4 0,5 M. Một ống nghiệm để ở nhiệt độ phòng, một ống nghiệm được đun nóng bằng đèn cồn. Quan sát hiện tượng để rút ra kết luận về ảnh hưởng của nhiệt độ tới tốc độ phản ứng.

Phản ứng hoá học xảy ra trong thí nghiệm trên:



Nhiệt độ càng cao, tốc độ phản ứng càng lớn. Với đa số các phản ứng, khi nhiệt độ tăng 10°C thì tốc độ phản ứng tăng từ 2 đến 4 lần. Giá trị $\gamma = 2 \div 4$ này được gọi là hệ số nhiệt độ Van't Hoff.

Mối liên hệ của hệ số Van't Hoff với tốc độ và nhiệt độ như sau:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{(T_2 - T_1)}{10}}$$

Trong đó, v_2 và v_1 là tốc độ phản ứng ở nhiệt độ T_2 và T_1 tương ứng.

Ảnh hưởng của nhiệt độ tới tốc độ phản ứng được thấy khá phổ biến trong nhiều hiện tượng, hoạt động quanh ta, ví dụ:

- Trong phòng thí nghiệm, người ta dùng đèn cồn đun nóng các chất để phản ứng diễn ra nhanh hơn. Trong các nhà máy sản xuất hoá học, người ta phải đun, nung các chất để phản ứng diễn ra nhanh hơn, cũng như rút ngắn thời gian sản xuất.
- Thức ăn chậm bị ôi, thiu hơn khi được bảo quản trong tủ lạnh.
- Thức ăn nhanh chín hơn khi được đun ở nhiệt độ cao hơn.



8. Vì sao đinh sắt trong thí nghiệm bên phải được tẩy sạch gỉ và dầu mỡ?



9. Dựa vào hiện tượng nào để so sánh tốc độ phản ứng trong hai thí nghiệm này?



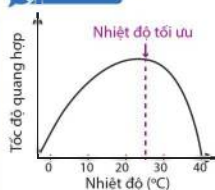
EM CÓ BIẾT

Van't Hoff (Van-Hốp), nhà hoá học người Đức, là người đầu tiên đạt Giải Nobel Hoá học năm 1901.



10. Với phản ứng có $\gamma = 2$, nếu nhiệt độ tăng từ 20°C lên 50°C thì tốc độ phản ứng tăng bao nhiêu lần?

EM CỎ BIẾT



Phản ứng quang hợp trong cây xanh có tốc độ tăng theo nhiệt độ, đa số các trường hợp có tốc độ lớn nhất tại 25 °C. Tuy nhiên, khi nhiệt độ cao hơn, tốc độ phản ứng giảm đi do nhiệt độ cao làm giảm hoạt tính của chất xúc tác cho phản ứng này.

EM CỎ BIẾT

Ngược với chất xúc tác, chất ức chế là chất làm giảm tốc độ phản ứng mà sau phản ứng nó không bị thay đổi cả về lượng và chất. Ví dụ: hexamethylenetetramine ($C_6H_{12}N_4$) là chất ức chế thân thiện với môi trường, dùng để bảo vệ sắt, thép trước tác dụng ăn mòn của acid.

5. Ảnh hưởng của chất xúc tác

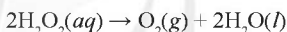
Rất nhiều phản ứng hoá học diễn ra với tốc độ lớn hơn nhiều chỉ bằng cách thêm chất xúc tác vào hỗn hợp phản ứng.

Chất xúc tác là chất làm tăng tốc độ phản ứng, nhưng không bị thay đổi cả về lượng và chất sau phản ứng.



Rót khoảng 2 mL nước oxi già (dung dịch H_2O_2 3%) vào một ống nghiệm. Quan sát hiện tượng xảy ra. Tiếp theo thêm một lượng nhỏ bột MnO_2 (màu đen, dùng làm chất xúc tác) vào ống nghiệm. Quan sát hiện tượng và rút ra kết luận về ảnh hưởng của chất xúc tác tới tốc độ phản ứng.

Dung dịch H_2O_2 3% ở điều kiện bình thường phân huỷ rất chậm theo phương trình:



Tuy nhiên, tốc độ phản ứng phân huỷ này sẽ nhanh hơn rất nhiều khi có mặt chất xúc tác MnO_2 . Khi kết thúc thí nghiệm trên, màu đen của MnO_2 ban đầu vẫn giữ nguyên, vì MnO_2 không bị biến đổi sau phản ứng phân huỷ H_2O_2 .

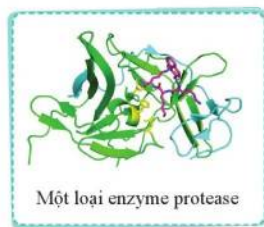
Chất xúc tác MnO_2 làm tăng tốc độ phân huỷ H_2O_2 .

Chất xúc tác rất phổ biến, có vai trò quan trọng trong nhiều quá trình sản xuất hoá học cũng như cuộc sống quanh ta, ví dụ:

- NH_3 có vai trò rất quan trọng trong cuộc sống, đây là nguyên liệu để sản xuất phân đạm, sản xuất HNO_3 ,...

Phản ứng tổng hợp NH_3 từ N_2 và H_2 cần sử dụng chất xúc tác có thành phần chính là Fe để làm tăng tốc độ phản ứng, phản ứng không có xúc tác diễn ra rất chậm.

- Các enzyme trong cơ thể là những chất xúc tác sinh học thúc đẩy các phản ứng sinh hoá phức tạp trong cơ thể chúng ta. Ví dụ: Các enzyme protease, lipase và amylase trong cơ thể là các chất xúc tác giúp đẩy nhanh các quá trình tiêu hoá chất đạm, chất béo và tinh bột.



5. Enzyme amylase và lipase có trong nước bọt. Hãy giải thích vì sao chúng ta cần phải nhai kĩ thức ăn trước khi nuốt.



- Tốc độ phản ứng của một phản ứng hoá học là đại lượng đặc trưng cho sự thay đổi nồng độ của chất phản ứng hoặc sản phẩm phản ứng trong một đơn vị thời gian.

- Cách tính tốc độ trung bình $\bar{v}$ của phản ứng: $aA + bB \rightarrow mM + nN$

$$\bar{v} = -\frac{1}{a} \frac{\Delta C_A}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta C_B}{\Delta t} = \frac{1}{m} \frac{\Delta C_M}{\Delta t} = \frac{1}{n} \frac{\Delta C_N}{\Delta t}$$

- Định luật tác dụng khối lượng: Tốc độ phản ứng tỉ lệ thuận với tích nồng độ các chất tham gia phản ứng với số mũ thích hợp. Với phản ứng đơn giản: $aA + bB \rightarrow$ sản phẩm, tốc độ phản ứng được tính:

$$v = kC_A^a C_B^b$$

- Tốc độ của phản ứng phụ thuộc vào các yếu tố: nồng độ, áp suất, diện tích bề mặt, nhiệt độ, chất xúc tác.
- Với đa số các phản ứng, khi nhiệt độ tăng 10°C thì tốc độ phản ứng tăng từ 2 đến 4 lần. Giá trị $\gamma = 2 \div 4$ này gọi là hệ số nhiệt độ Van't Hoff, có liên hệ với tốc độ phản ứng và nhiệt độ qua biểu thức:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\left(\frac{T_2 - T_1}{10}\right)}$$

BÀI TẬP

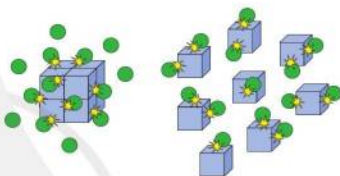
Bài 1. Nồi áp suất dùng để ninh, hầm thức ăn có thể làm nóng nước tới nhiệt độ 120°C so với 100°C khi dùng nồi thường. Trong quá trình hầm xương thường diễn ra nhiều phản ứng hoá học, ví dụ quá trình biến đổi các protein, chẳng hạn như thủy phân một phân collagen thành gelatin. Hãy cho biết tốc độ quá trình thủy phân collagen thành gelatin thay đổi như thế nào khi sử dụng nồi áp suất thay cho nồi thường.

A. Không thay đổi.

B. Giảm đi 4 lần.

C. Ít nhất tăng 4 lần.

Bài 2. Hình ảnh bên minh hoạ ảnh hưởng của yếu tố nào tới tốc độ phản ứng?
Giải thích.

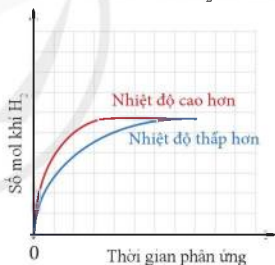


Bài 3. Khí H_2 có thể được điều chế bằng cách cho miếng sắt vào dung dịch HCl . Hãy đề xuất các biện pháp khác nhau để làm tăng tốc độ điều chế khí H_2 từ cách này.

Bài 4*. Cùng một lượng kim loại Zn phản ứng với cùng một thể tích dung dịch H_2SO_4 1 M, nhưng ở hai nhiệt độ khác nhau.



Số mol khí H_2 sinh ra ở mỗi thí nghiệm theo thời gian được biểu diễn ở đồ thị bên.



a) Giải thích vì sao đồ thị màu đỏ ban đầu cao hơn đồ thị màu xanh.

b) Vì sao sau một thời gian, hai đường đồ thị chạm lại với nhau?

Bài 5*. Phản ứng $A \rightarrow \text{sản phẩm}$ được thực hiện trong bình kín. Nồng độ của A tại các thời điểm $t = 0$; $t = 1$ phút; $t = 2$ phút lần lượt là 0,1563 M; 0,1496 M; 0,1431 M.

a) Tính tốc độ trung bình của phản ứng trong phút thứ nhất và từ phút thứ nhất tới hết phút thứ hai.

b) Vì sao hai giá trị tốc độ tính được không bằng nhau?

NGUYÊN TỐ NHÓM VIIA (NHÓM HALOGEN)

Bài 17

NGUYÊN TỐ VÀ ĐƠN CHẤT HALOGEN

Học xong bài học này, em có thể:

- Phát biểu được trạng thái tự nhiên của các nguyên tố halogen.
- Mô tả được trạng thái, màu sắc, nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi của các đơn chất halogen.
- Giải thích được sự biến đổi nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi của các đơn chất halogen dựa vào tương tác van der Waals.
- Trình bày được xu hướng nhận thêm 1 electron (từ kim loại), hoặc dùng chung electron (với phi kim) để tạo hợp chất ion, hoặc hợp chất cộng hoá trị dựa theo cấu hình electron.
- Thực hiện được (hoặc quan sát video) thí nghiệm chứng minh được xu hướng giảm dần tính oxi hoá của các halogen thông qua một số phản ứng: Thay thế halogen trong dung dịch muối bởi một halogen khác; Halogen tác dụng với hydrogen và với nước.
- Giải thích được xu hướng phản ứng của các đơn chất halogen với hydrogen theo khả năng hoạt động của halogen và năng lượng liên kết H-X (điều kiện phản ứng, hiện tượng phản ứng và hỗn hợp chất có trong bình phản ứng).
- Viết được phương trình hoá học của phản ứng tự oxi hoá – khử của chlorine trong phản ứng với dung dịch sodium hydroxide ở nhiệt độ thường và khi đun nóng; ứng dụng của phản ứng này trong sản xuất chất tẩy rửa.
- Thực hiện được (hoặc quan sát video) một số thí nghiệm chứng minh tính oxi hoá mạnh của các halogen và so sánh tính oxi hoá giữa chúng.



Vì sao nước chlorine được sử dụng phổ biến để khử trùng, sát khuẩn?



1 GIỚI THIỆU VỀ NGUYÊN TỐ NHÓM VIIA

Các nguyên tố nhóm VIIA gồm: fluorine, chlorine, bromine, iodine và hai nguyên tố phóng xạ là astatine, tennessine. Một số đặc điểm của các nguyên tố halogen được thể hiện trong Bảng 17.1.



EM CÓ BIẾT

Astatine và tennessine là những nguyên tố rất hiếm, có tính phóng xạ và không bền. Nhiều tính chất của hai nguyên tố này chưa được biết đến. Vì vậy, trong các tài liệu thường ít đề cập đến chúng.

Bảng 17.1. Một số đặc điểm của các nguyên tố halogen

Nguyên tố	Số hiệu nguyên tử	Cấu hình electron nguyên tử	Độ âm điện	Bán kính nguyên tử (pm)
Fluorine (F)	9	$[\text{He}]2s^22p^5$	3,98	42
Chlorine (Cl)	17	$[\text{Ne}]3s^23p^5$	3,16	79
Bromine (Br)	35	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^5$	2,96	94
Iodine (I)	53	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^5$	2,66	115
Astatine (At)	85	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^5$	2,20	127
Tennessine (Ts)	117	$[\text{Rn}]5f^{14}6d^{10}7s^27p^5$	-	-

Theo tiếng La-tinh, “halogen” nghĩa là “sinh ra muối (salt-producing)” hay “nhóm tạo muối”.

Mỗi nguyên tử nguyên tố nhóm VIIA đều có 7 electron lớp ngoài cùng, dạng ns^2np^5 . Vì vậy, chúng là các phi kim. Trong tự nhiên, các nguyên tố nhóm VIIA chủ yếu tồn tại ở dạng muối, do đó chúng còn được gọi là nhóm halogen. Bảng 17.2 giới thiệu một số dạng tồn tại của các nguyên tố halogen phổ biến trong tự nhiên.

Bảng 17.2. Một số dạng tồn tại trong tự nhiên của các nguyên tố halogen

Nguyên tố	Một số dạng tồn tại trong tự nhiên
Fluorine	• CaF_2 là thành phần chính của quặng fluorite. • Na_3AlF_6 là thành phần chính của quặng cryolite. • $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$ là thành phần chính của quặng fluorapatite.
Chlorine	• NaCl trong mỏ muối. • Các hợp chất chloride (chứa Cl^-) tan trong nước biển, nước sông, trong máu động vật. • $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ là thành phần chính của khoáng vật carnallite. • $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ là thành phần chính của khoáng vật sylvinit. • HCl trong dịch dạ dày.
Bromine	Các hợp chất bromide (chứa Br^-) tan trong nước biển, nước sông.
Iodine	Các hợp chất iodide, iodate (chứa I^- , IO_3^-) có trong nước biển, nước sông, rong biển.

EM CÒ BIẾT



Bên trong một mỏ muối ở Ba Lan (Poland)

II ĐƠN CHẤT HALOGEN

Ở điều kiện thường, đơn chất halogen tồn tại ở dạng phân tử hai nguyên tử, được kí hiệu chung là X_2 .

1. Xu hướng biến đổi một số tính chất vật lí

Một số tính chất vật lí của đơn chất halogen được thể hiện ở Bảng 17.3.

Bảng 17.3. Một số tính chất vật lí của đơn chất halogen

Đơn chất (X_2)	Nhiệt độ nóng chảy ($^{\circ}\text{C}$)	Nhiệt độ sôi ($^{\circ}\text{C}$)	Thể ở điều kiện thường	Màu sắc
Fluorine (F_2)	-220	-188	Khí	Lục nhạt
Chlorine (Cl_2)	-102	-34	Khí	Vàng lục
Bromine (Br_2)	-7	59	Lỏng	Nâu đỏ
Iodine (I_2)	114	185	Rắn	Tím đen



1. Dựa vào xu hướng biến đổi tính chất của các đơn chất halogen trong Bảng 17.3, hãy dự đoán về thể (trạng thái) của đơn chất astatine ở điều kiện thường. Giải thích.

Khi phân tử X_2 có kích thước càng lớn và càng nhiều electron thì tương tác van der Waals giữa các phân tử càng mạnh. Do đó, trong các halogen, tương tác van der Waals tăng từ fluorine đến iodine. Như vậy, bên cạnh sự tăng khối lượng phân tử, sự tăng tương tác van der Waals đã giải thích được xu hướng biến đổi nhiệt độ sôi từ fluorine đến iodine trong Bảng 17.3.

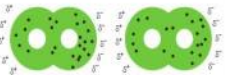
Thể của các halogen ở điều kiện thường biến đổi từ khí (fluorine, chlorine) đến lỏng (bromine) và rắn (iodine), phù hợp với xu hướng tăng khối lượng phân tử và sự tương tác giữa các phân tử.

Một điều lí thú là màu sắc của các đơn chất của halogen từ fluorine đến iodine cũng biến đổi theo xu hướng đậm dần.

EM CÒ BIẾT

Khi tiếp xúc với các đơn chất fluorine, chlorine, bromine, cơ thể người có thể bị ngộ độc do độc tính cao của chúng. Ngưỡng gây chết người của chlorine là 98,6 mg trong 1 m³ không khí. Chlorine, cùng với phosgene (COCl_2) là các chất độc hoá học. Chúng đã bị cấm sử dụng trong chiến tranh theo công ước La Haye (La Hây) năm 1907.

Khi phân tử X_2 có kích thước càng lớn và càng nhiều electron thì mức độ chuyển động hỗn loạn của các electron càng cao. Vì vậy, thường xuyên có sự phân bố không đều các electron tại một thời điểm nào đó, dễ làm xuất hiện các lưỡng cực tạm thời ở mỗi phân tử.



Minh hoạ tương tác van der Waals giữa hai phân tử iodine
Điều này sẽ làm tăng tương tác van der Waals giữa các phân tử halogen X_2 với nhau.



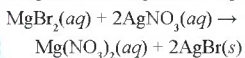
2. Trong điều kiện thường, halogen nào ở thể rắn? Vì sao?



3. Calcium và fluorine kết hợp thành calcium fluoride, CaF_2 . Trong đó, nguyên tử nào đã nhường và nhường bao nhiêu electron? Nguyên tử nào đã nhận và nhận bao nhiêu electron?

Một số thông tin về muối halide của kim loại

Halogen kết hợp với nhiều kim loại tạo ra muối halide có công thức MX_n như NaCl , NaF , NaBr , NaI , MgCl_2 , FeCl_3 ,... Các muối halide của kim loại là hợp chất ion, nên hầu hết tan tốt trong nước. Một số muối không tan trong nước như AgCl , AgBr , AgI . Vì vậy, người ta thường dùng silver nitrate (AgNO_3) để chứng minh sự có mặt của ion Cl^- , Br^- , I^- trong dung dịch. Theo đó, nếu dung dịch có các ion Cl^- , Br^- hoặc I^- thì sẽ phản ứng với silver nitrate làm xuất hiện chất không tan: AgCl màu trắng, AgBr màu vàng nhạt hoặc AgI màu vàng.



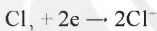
4. Để hình thành phân tử phosphorus trichloride (PCl_3) thì mỗi nguyên tử chlorine và phosphorus đã góp chung bao nhiêu electron hoá trị? Viết công thức Lewis của phân tử.

2. Xu hướng tạo liên kết trong các phản ứng hoá học

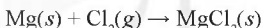
Nguyên tử của các nguyên tố halogen đều có 7 electron hoá trị. Vì vậy, theo quy tắc octet, halogen thường có hai xu hướng tạo liên kết khi phản ứng với các chất khác.

① Xu hướng thứ nhất: *nhận thêm 1 electron từ nguyên tử khác*. Xu hướng này xảy ra khi đơn chất halogen phản ứng với nhiều kim loại khác nhau. Khi đó, mỗi nguyên tử X nhận thêm 1 electron từ nguyên tử kim loại để trở thành anion có điện tích 1^- , đồng thời nguyên tử kim loại sẽ trở thành cation có điện tích n^+ . Cả cation và anion cùng thoả mãn quy tắc octet. Giữa chúng sẽ có tương tác tĩnh điện để tạo hợp chất có liên kết ion.

Ví dụ 1 Khi chlorine phản ứng với magnesium, có sự nhận và nhường electron như sau:

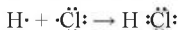


Phương trình hoá học của phản ứng là:

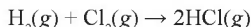


② Xu hướng thứ hai: *góp chung electron hoá trị với nguyên tử nguyên tố khác*. Khi đơn chất halogen phản ứng với một số phi kim thì mỗi nguyên tử X có thể góp chung electron hoá trị với nguyên tử phi kim để cả hai nguyên tử đều đạt cấu hình electron thoả mãn quy tắc octet. Giữa chúng hình thành chất có liên kết cộng hoá trị.

Ví dụ 2 Trong phản ứng giữa chlorine và hydrogen, nguyên tử của mỗi chất sẽ góp chung 1 electron độc thân để hình thành một liên kết cộng hoá trị. Khi đó, quanh H có 2 electron như khí hiếm helium, xung quanh Cl có 8 electron như khí hiếm neon, với mô tả theo công thức electron:



Phương trình hoá học của phản ứng:



Hai xu hướng trên cho thấy, để thoả mãn quy tắc octet, nguyên tử halogen sẽ dễ nhận thêm 1 electron của nguyên tử khác hoặc góp chung 1 electron với nguyên tử khác. Vì vậy:

- Nhóm halogen có tính phi kim mạnh hơn các nhóm phi kim còn lại trong bảng tuần hoàn.
- Hoá trị phổ biến của các halogen là I.

3. Xu hướng thể hiện tính oxi hoá

Ngoại trừ fluorine, các halogen còn lại thể hiện cả tính oxi hoá và tính khử trong các phản ứng hoá học. Tuy nhiên, xu hướng thể hiện tính oxi hoá phổ biến hơn rất nhiều và trở nên đặc trưng hơn so với xu hướng thể hiện tính khử. Do vậy, ở các nội dung dưới đây, chúng ta chủ yếu xét xu hướng biến đổi tính oxi hoá trong dãy halogen.

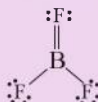
Thực nghiệm và lí thuyết đều chỉ ra rằng đơn chất halogen đều có tính oxi hoá mạnh và tính oxi hoá giảm dần từ fluorine đến iodine.

a) Phản ứng với hydrogen

Các đơn chất halogen đều phản ứng với hydrogen tạo hydrogen halide nhưng trong các điều kiện phản ứng và mức độ thể hiện khác nhau.



5. Theo hiệu độ âm điện, người ta dự đoán boron trifluoride là hợp chất ion. Tuy nhiên, trong thực tế nó là hợp chất cộng hoá trị với công thức Lewis như sau:



- Viết phương trình hoá học tạo chất trên từ các đơn chất.
- Phân tử BF_3 có bao nhiêu liên kết σ và bao nhiêu liên kết π ?

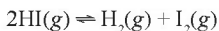
Phản ứng giữa iodine và hydrogen (Bảng 17.4) được gọi là phản ứng thuận nghịch hay phản ứng hai chiều. Theo đó, ban đầu các chất phản ứng sẽ tạo ra sản phẩm, theo chiều thuận. Đến một thời điểm nào đó, cùng với phản ứng diễn ra theo chiều thuận sẽ có một phản sản phẩm tái tạo lại các chất ban đầu, theo chiều nghịch.

Bảng 17.4. Điều kiện và mức độ phản ứng của đơn chất halogen với hydrogen, năng lượng liên kết H-X

Phản ứng tạo HX	Điều kiện và mức độ phản ứng	Năng lượng liên kết H-X (kJ mol^{-1})
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HF}(\text{g})$	Diễn ra mãnh liệt, nổ ngay cả trong bóng tối hoặc ở nhiệt độ thấp.	565
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HCl}(\text{g})$	Nổ khi đun nóng. Hoặc nổ ngay ở nhiệt độ thường khi được chiếu tia tử ngoại.	431
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HBr}(\text{g})$	Cần đun nóng để phản ứng diễn ra. Phản ứng diễn ra chậm.	364
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$	Cần đun nóng để phản ứng diễn ra. Phản ứng thuận nghịch, tạo hỗn hợp gồm HI sinh ra và lượng H_2 , I_2 còn lại.	297

Bảng 17.4 cho thấy, mức độ phản ứng với hydrogen giảm từ fluorine đến iodine, phù hợp với xu hướng giảm tính oxi hoá của dãy halogen từ fluorine đến iodine.

Các phản ứng đều tạo ra phân tử HX. Giá trị năng lượng liên kết H–X giảm dần làm cho độ bền nhiệt của các phân tử giảm từ HF đến HI. Trong đó, phân tử HI có độ bền nhiệt thấp, dễ bị phân huỷ một phần để tái tạo lại iodine và hydrogen theo phản ứng:



Vì vậy, phản ứng hydrogen và iodine được trình bày trong Bảng 17.4 là phản ứng hai chiều hay phản ứng thuận nghịch.



Theo dõi mô tả thí nghiệm chlorine phản ứng với hydrogen như dưới đây.

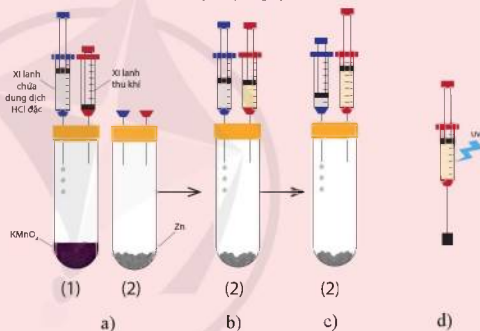
Hoặc quan sát video thí nghiệm theo đường link sau:

<https://www.youtube.com/watch?v=esGk1lh1Nds>, truy cập ngày 30/3/2022.

- Các dụng cụ thí nghiệm được mô tả như Hình 17.1a với các ống nghiệm cùng đặt vào một giá thí nghiệm.

- Bơm vài giọt dung dịch hydrochloric acid (HCl) đặc từ xi-lanh chứa acid vào ống nghiệm chứa tinh thể potassium permanganate (thuốc tím, KMnO_4) – ống nghiệm (1) để tạo khí chlorine.

Khi pit-tông nâng lên khoảng $\frac{1}{2}$ chiều cao của xi-lanh thu khí thì ngừng bơm acid.

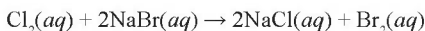


Hình 17.1. Thí nghiệm chlorine phản ứng với hydrogen

- Rút xi-lanh thu khí ra khỏi ống nghiệm (1), chuyển sang ghim vào ống nghiệm chứa kẽm – ống nghiệm (2). Chuyển xi-lanh chứa dung dịch hydrochloric acid sang ống nghiệm (2) (Hình 17.1b).
- Bơm vài giọt dung dịch hydrochloric acid từ xi-lanh chứa acid vào ống nghiệm (2) để tạo khí hydrogen. Đến khi pit-tông được nâng lên khoảng $\frac{2}{3}$ xi-lanh thu khí thì ngừng bơm acid (Hình 17.1c).
- Rút xi-lanh thu khí ra khỏi ống nghiệm (2). Ghim xi-lanh chứa hỗn hợp khí vào một nút cao su như Hình 17.1d rồi kẹp vào giá thí nghiệm.
- Dùng đèn từ ngoại chiếu vào xi-lanh chứa hỗn hợp khí (hoặc dùng ngọn lửa hơ nhẹ bên ngoài xi-lanh).
 - Giải thích hiện tượng xảy ra khi dùng đèn từ ngoại chiếu vào xi-lanh chứa hỗn hợp khí (hoặc khi dùng ngọn lửa hơ nhẹ bên ngoài xi-lanh).
 - Nếu thay khí chlorine bằng hơi iodine thì phản ứng giữa hơi iodine và hydrogen có thể xảy ra hiện tượng như đã thấy trong thí nghiệm trên không? Giải thích.

b) Phản ứng thế halogen

Khi cho nước chlorine màu vàng rất nhạt vào dung dịch sodium bromide không màu thì tạo ra dung dịch màu vàng nâu. Sự chuyển màu được giải thích là do đã có sự hình thành đơn chất bromine theo phản ứng sau:



Như vậy, nguyên tố chlorine đã thay thế nguyên tố bromine trong muối sodium bromide.

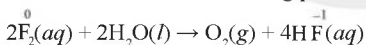
Nhìn chung, trong dung dịch, các halogen có tính oxi hoá mạnh hơn sẽ phản ứng với muối halide của halogen có tính oxi hoá yếu hơn để tạo ra các halogen có tính oxi hoá yếu hơn.

Cũng cần lưu ý rằng trong dung dịch thì fluorine không có phản ứng trên. Đó là do fluorine ưu tiên phản ứng với nước.

c) Phản ứng với nước, với dung dịch sodium hydroxide

Ngoại trừ fluorine, các halogen còn lại khi phản ứng với nước hoặc dung dịch sodium hydroxide (NaOH) đều thể hiện cả tính oxi hoá và tính khử.

Khi cho các halogen vào nước thì fluorine phản ứng mạnh, chlorine và bromine có phản ứng thuận nghịch với nước, còn iodine tan rất ít và hầu như không phản ứng.



Thí nghiệm 1:

- Nhỏ vào ống nghiệm khoảng 2 mL dung dịch sodium bromide hoặc potassium bromide loãng.
- Nhỏ tiếp vào ống nghiệm vài giọt nước chlorine và lắc nhẹ.
- Có thể tiếp tục nhỏ vào ống nghiệm khoảng 2 mL cyclohexane.

Thí nghiệm 2:

- Nhỏ vào ống nghiệm khoảng 2 mL dung dịch sodium iodide hoặc potassium iodide loãng.
- Nhỏ tiếp vào ống nghiệm vài giọt nước bromine loãng và lắc nhẹ.
- Thêm tiếp vào ống nghiệm vài giọt hồ tinh bột.

Giải thích các hiện tượng xảy ra và minh họa bằng phương trình hoá học.



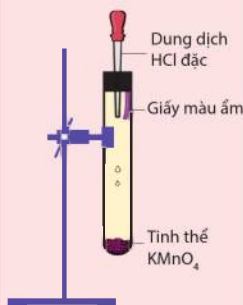
Nhỏ nhanh vài giọt bromine màu nâu đỏ vào ống nghiệm chứa nước, đậy kín, lắc đều.

Trong dung dịch bromine có những chất nào? Vì sao?



Thí nghiệm tẩy tẩy màu của khí chlorine.

Chuẩn bị thí nghiệm như Hình 17.2.



Hình 17.2. Thí nghiệm tẩy tẩy màu của khí chlorine

Bóp nhẹ phần cao su của ống nhỏ giọt để dung dịch hydrochloric acid chảy xuống ống nghiệm. Quan sát các hiện tượng xảy ra và giải thích.



Hãy giải thích vì sao các halogen không tồn tại tự do ở trong tự nhiên.

Phản ứng giữa chlorine và nước là thuận nghịch nên tạo ra dung dịch gồm nước, hydrochloric acid (HCl), hypochlorous acid (HClO, còn được viết là HOCl) cùng chlorine. Dung dịch này còn được gọi là dung dịch nước chlorine, có tính sát khuẩn. Vì vậy, nước chlorine được sử dụng để xử lý vi khuẩn trong các nguồn nước cấp hoặc xử lý môi trường.

Trong công nghiệp, người ta còn sử dụng phản ứng giữa chlorine với dung dịch sodium hydroxide lạnh (khoảng 15 °C) để tạo ra nước Javel có tính oxy hoá mạnh phục vụ cho mục đích sát khuẩn. Phương trình hoá học tạo nước Javel như sau:



Hình 17.3. Nước Javel dùng để sát khuẩn, tẩy rửa



Ngoài phản ứng giữa chlorine với dung dịch sodium hydroxide lạnh, người ta còn thực hiện phản ứng trên ở 70 °C. Phương trình hoá học phản ứng như sau:



Phản ứng giữa chlorine và dung dịch sodium hydroxide thuộc loại phản ứng tự oxy hoá, tự khử. Đó là do chlorine vừa giảm số oxy hoá, vừa tăng số oxy hoá.



CHẤT CỘNG HÓA TRỊ

PHẢN ỨNG VỚI MỘT SỐ PHI KIM

CHẤT ION

PHẢN ỨNG VỚI NHIỀU KIM LOẠI

Fluorine(g)
Chlorine(g)
Bromine(l)
Iodine(s)

NHIỆT ĐỘ NÓNG CHÁY, NHIỆT ĐỘ SÔI

$\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$
Tăng

MỨC ĐỘ TƯƠNG TÁC VỚI $\text{H}_2, \text{H}_2\text{O}, \dots$

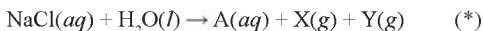
$\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$
Giảm

$\text{I}_2, \text{Br}_2, \text{Cl}_2, \text{F}_2$
Giảm

BÀI TẬP

Bài 1. Hãy viết phương trình hoá học để chứng minh chlorine có tính oxi hoá mạnh hơn bromine.

Bài 2. Khi điện phân dung dịch sodium chloride trong công nghiệp, phản ứng xảy ra theo phương trình hoá học sau:



Từ phản ứng giữa Y với dung dịch A sẽ sản xuất được hỗn hợp tẩy rửa phổ biến.

Từ phản ứng kết hợp giữa X và Y sẽ tạo được hydrogen chloride.

a) Hãy cho biết công thức hoá học của A, X, Y.

b) Hoàn thành phương trình hoá học (*).

Bài 3. Astatine là nguyên tố phóng xạ, được xếp dưới nguyên tố iodine trong nhóm VIIA. Thực tế, các nhà khoa học chỉ thu được đồng vị bền của astatine từ quá trình nghiên cứu về phóng xạ. Đồng vị này chỉ tồn tại khoảng 8 giờ.

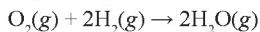
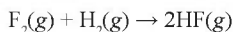
Dựa vào xu hướng biến đổi một số tính chất của nhóm halogen, hãy dự đoán:

a) Tính oxi hoá của nguyên tử astatine mạnh hơn hay yếu hơn so với nguyên tử iodine?

b) Đơn chất astatine có màu đậm hơn hay nhạt hơn so với đơn chất iodine?

Bài 4. Tra cứu các giá trị năng lượng liên kết ở Phụ lục 2.

a) Hãy tính biến thiên enthalpy chuẩn ($\Delta_r H_{298}^0$) của hai phản ứng dưới đây:



b) Dựa vào biến thiên enthalpy chuẩn, cho biết phản ứng nào thuận lợi hơn về mặt năng lượng.

Bài 5. Một trong những ứng dụng của chlorine trong đời sống là khử trùng nước sinh hoạt tại các nhà máy xử lý và cấp nước. Trong quá trình khử trùng, người ta phải cho một lượng chlorine dư vào nước sinh hoạt. Lượng chlorine dư còn có tác dụng ngăn ngừa nước bị tái nhiễm vi khuẩn trong quá trình vận chuyển và lưu trữ.

Theo quy chuẩn kỹ thuật quốc gia (QCVN 01 – 1: 2018/BYT), hàm lượng chlorine tự do đối với nước sạch sử dụng cho mục đích sinh hoạt từ 0,2 đến 1,0 mg L^{-1} . Nếu hàm lượng chlorine nhỏ hơn 0,2 mg L^{-1} thì không tiêu diệt được hết vi khuẩn và không xử lý được hết chất hữu cơ. Ngược lại, lượng chlorine trong nước lớn hơn 1,0 mg L^{-1} sẽ gây dị ứng cho người sử dụng.

Carbon trong than hoạt tính sẽ tương tác trực tiếp với chlorine, giúp loại bỏ chlorine và các hợp chất chlorine bằng cơ chế hấp phụ bề mặt. Khi chiếu tia cực tím với cường độ cao vào nước cũng làm giảm lượng chlorine. Các máy lọc nước RO (reverse osmosis: thẩm thấu ngược) cũng có thể giúp loại bỏ lượng chlorine trong nước một cách hiệu quả.

Hãy trả lời các câu hỏi sau đây:

- Dấu hiệu nào cho thấy chlorine có trong nước sinh hoạt?
- Vì sao người ta cần cho chlorine đến dư vào nước sinh hoạt?
- Có thể loại bỏ khí chlorine dư trong nước sinh hoạt bằng những cách nào?

Học xong bài học này, em có thể:

- Nhận xét (từ bảng dữ liệu về nhiệt độ sôi) và giải thích được xu hướng biến đổi nhiệt độ sôi của các hydrogen halide từ HCl tới HI dựa vào tương tác van der Waals. Giải thích được sự bất thường về nhiệt độ sôi của HF so với các HX khác.
- Trình bày được xu hướng biến đổi tính acid của dãy hydrohalic acid.
- Thực hiện được thí nghiệm phân biệt các ion F^- , Cl^- , Br^- , I^- bằng cách cho dung dịch silver nitrate vào dung dịch muối của chúng.
- Trình bày được tính khử của các ion halide (Cl^- , Br^- , I^-) thông qua phản ứng với chất oxy hoá là sulfuric acid đặc.
- Nêu được ứng dụng của một số hydrogen halide.



Khi hoà tan mỗi hydrogen halide HF, HCl, HBr và HI vào nước thì thu được các dung dịch hydrohalic acid. Dung dịch nào có tính acid yếu nhất? Vì sao?



HYDROGEN HALIDE VÀ HYDROHALIC ACID

1. Hydrogen halide

Hợp chất gồm nguyên tố halogen và nguyên tố hydrogen, có dạng HX, được gọi chung là hydrogen halide. Đây là các hợp chất cộng hoá trị phân cực do sự chênh lệch độ âm điện giữa nguyên tử hydrogen với các nguyên tử halogen. Sự phân cực được biểu diễn như sau: $H^{\delta+} : X^{\delta-}$

Xu hướng phân cực giảm dần từ HF đến HI.

Nhiệt độ sôi của các hydrogen halide được ghi ở Bảng 18.1.

Bảng 18.1. Nhiệt độ sôi của các hydrogen halide

Hydrogen halide	Nhiệt độ sôi (°C)
Hydrogen fluoride (HF)	19,5
Hydrogen chloride (HCl)	-84,9
Hydrogen bromide (HBr)	-66,7
Hydrogen iodide (HI)	-35,8



1. Giải thích vì sao xu hướng phân cực của các phân tử HX giảm dần từ HF đến HI.



2. Dựa vào Bảng 18.1, hãy cho biết khí hydrogen halide nào sẽ hoá lỏng trước tiên khi nhiệt độ được hạ xuống thấp dần.

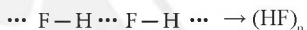
Giá trị nhiệt độ sôi của các hydrogen halide cho thấy ở điều kiện thường, chúng là các chất khí.

Bảng 18.1 cho thấy nhiệt độ sôi tăng từ hydrogen chloride đến hydrogen iodide. Xu hướng tăng nhiệt độ sôi này được giải thích bởi hai nguyên nhân.

Thứ nhất, sự tăng khối lượng phân tử từ HCl đến HI làm tăng năng lượng cần thiết cho quá trình sôi của chất.

Thứ hai, sự tăng kích thước và số lượng electron trong các phân tử từ HCl đến HI làm tăng cường thêm khả năng xuất hiện các lưỡng cực tạm thời trong phân tử. Khi đó làm tăng tương tác van der Waals giữa các phân tử.

Riêng hydrogen fluoride có nhiệt độ sôi cao bất thường so với các chất còn lại trong dãy. Điều này được giải thích chủ yếu là do giữa các phân tử hydrogen fluoride còn tạo liên kết hydrogen với nhau:



với giá trị trung bình của n từ 5 đến 6.

Vì tồn tại dưới dạng $(\text{HF})_n$ nên hydrogen fluoride khó bay hơi hơn các hydrogen halide còn lại.

Chất phân li hoàn toàn trong nước: tất cả các phân tử của chất đều phân li để tạo ra các ion; trong dung dịch sẽ không còn tồn tại phân tử của chất đó.

Chất phân li một phần trong nước: không phải mọi phân tử của chất đều phân li để tạo thành các ion; trong dung dịch, sẽ còn một số phân tử của chất đó.

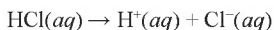
EM CÓ BIẾT

Hydrofluoric acid có độc tính cao và tính ăn mòn rất mạnh. Khi acid này tiếp xúc với cơ thể sẽ gây ra vết bỏng nặng, ăn sâu và đau rát, có thể phá hủy hoàn toàn mô và xương tại vùng tiếp xúc.

Khi hydrofluoric acid dính vào cơ thể cần nhanh chóng rửa vùng da tiếp xúc dưới vòi nước sạch ít nhất 5 phút. Sau đó, rửa vết thương bằng dung dịch calcium gluconate 2,5% để hạn chế sự xâm nhập của fluoride (F^-) vào cơ thể, rồi nhanh chóng đến cơ sở y tế để được xử lý tiếp.

2. Hydrohalic acid

Các hydrogen halide dễ tan trong nước vì phân tử phân cực. Chẳng hạn, ở 20°C , 1 thể tích nước có thể hoà tan đến 500 thể tích khí hydrogen chloride. Trong dung dịch, hydrogen halide đều phân li ra ion H^+ nên được gọi là hydrohalic acid (hay các acid HX). Ví dụ, sự phân li của hydrogen chloride trong nước như sau:



Tính acid của các dung dịch HX tăng theo dãy từ HF đến HI. Trong đó, hydrofluoric acid là acid yếu do chỉ phân li một phần trong nước. Còn hydrochloric acid, hydrobromic acid và hydroiodic acid được xếp vào loại acid mạnh do phân li hoàn toàn trong nước. Nguyên nhân chủ yếu làm tăng độ mạnh của các acid theo dãy trên là do sự giảm độ bền liên kết theo thứ tự: HF, HCl, HBr, HI.

II TÍNH KHỬ CỦA MỘT SỐ ION HALIDE X⁻

Các hợp chất chứa ion Cl⁻, Br⁻, I⁻ phản ứng được với sulfuric acid đặc. Tuy nhiên, các sản phẩm là không giống nhau.

Bảng 18.2 mô tả phản ứng của sodium chloride (chứa Cl⁻), sodium bromide (chứa Br⁻) và sodium iodide (chứa I⁻), đều ở thể rắn, với sulfuric acid đặc.

Bảng 18.2. Phản ứng của một số sodium halide với sulfuric acid đặc, đun nóng

Phương trình hoá học	Một số dấu hiệu
$\text{NaCl(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) \xrightarrow{\Delta} \text{NaHSO}_4(\text{s}) + \text{HCl(g)}$	Tạo ra khí HCl có mùi hắc.
$2\text{NaBr(s)} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) \rightarrow 2\text{NaHSO}_4(\text{s}) + \text{Br}_2(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O(g)}$	Tạo ra khí SO ₂ có mùi hắc, hơi Br ₂ màu nâu đỏ.
$8\text{NaI(s)} + 9\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) \rightarrow 8\text{NaHSO}_4(\text{s}) + 4\text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{S(g)} + 4\text{H}_2\text{O(g)}$ Lưu ý: Ở phản ứng này, khi thay đổi tỉ lệ số mol chất phản ứng, H ₂ SO ₄ có thể bị khử tạo ra SO ₂ hoặc S.	Tạo ra hơi I ₂ màu tím, khí H ₂ S có mùi trứng thối.

Từ các phản ứng trên cho thấy khi phản ứng với sulfuric acid đặc thì:

- Ion Cl⁻ không thể hiện tính khử.
- Ion Br⁻ thể hiện tính khử và khử sulfur trong H₂SO₄ từ số oxi hoá +6 về số oxi hoá +4 trong SO₂.
- Ion I⁻ thể hiện tính khử và khử sulfur trong H₂SO₄ từ số oxi hoá +6 về số oxi hoá -2 trong H₂S.

Vì vậy, khi phản ứng với sulfuric acid đặc, Br⁻ có tính khử yếu hơn I⁻.

Thực tế, khi tiếp xúc với các chất oxi hoá khác nhau thì tính khử của ion X⁻ thường tăng từ Cl⁻ đến I⁻.

III ỨNG DỤNG CỦA MỘT SỐ HYDROGEN HALIDE

Trong các hydrogen halide thì hydrogen fluoride và hydrogen chloride có nhiều ứng dụng phổ biến hơn.

1. Ứng dụng của hydrogen fluoride

Trước đây, ứng dụng phổ biến của hydrogen fluoride là sản xuất các hợp chất chlorofluorocarbon hay còn gọi là các hợp chất CFC, được sử dụng cho các hệ thống làm lạnh. Tuy nhiên, do tác động phá hủy tầng ozone



3. Phản ứng của sodium chloride rắn hay của sodium iodide rắn với sulfuric acid đặc là phản ứng oxi hoá – khử? Vì sao?



1. Có thể điều chế được hydrogen bromide từ phản ứng giữa potassium bromide với sulfuric acid đặc, đun nóng không? Vì sao?

EM CÒN BIẾT

Trong công nghiệp, hydrofluoric acid thường được dùng để khắc các chi tiết lên thủy tinh.

Tuy nhiên, hiện nay, để khắc các chi tiết tinh xảo trên các loại sản phẩm thủy tinh cao cấp người ta thường dùng kĩ thuật laser thay thế cho việc sử dụng hydrofluoric acid.

Trong dạ dày (bao tử) của người có hydrochloric acid, với nồng độ khoảng $10^{-4} - 10^{-2} \text{ mol l}^{-1}$, tạo pH từ 2 đến 4. Môi trường này giúp hoà tan những chất khó tan và thúc đẩy quá trình thủy phân chất béo, chất đường, tinh bột, chất đạm.... trong quá trình tiêu hoá thực phẩm.



Khi sử dụng thực phẩm có lượng acid hoặc kiềm cao, ăn uống và sinh hoạt không điều độ, cuộc sống căng thẳng.... sẽ làm thay đổi nồng độ hydrochloric acid. Đây chính là nguyên nhân phổ biến gây bệnh “đau dạ dày”.



Vật dụng bằng kim loại đồng dễ bị phủ bởi lớp copper(II) oxide.

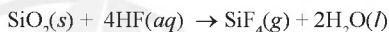
- Vì sao có thể sử dụng dung dịch hydrochloric acid để tẩy rửa copper(II) oxide?
- Có thể sử dụng một số dung dịch thường có sẵn trong gia đình để tẩy rửa copper(II) oxide. Đó có thể là dung dịch nào? Vì sao?

nên đầu thế kỉ XXI, các hợp chất CFC đã bị cấm sản xuất. Gần đây, từ hydrogen fluoride, người ta sản xuất hydrochlorofluorocarbon (HCFC) thay thế CFC.

Một lượng đáng kể hydrogen fluoride được dùng trong sản xuất cryolite (thành phần chính là Na_3AlF_6), đóng vai trò “chất chảy” trong quá trình sản xuất nhôm (aluminium) từ aluminium oxide.

Hydrogen fluoride còn được sử dụng trong các quá trình chế biến dầu mỏ, trong công nghiệp hạt nhân, trong sản xuất các fluoride,...

Dung dịch nước của hydrogen fluoride là hydrofluoric acid có khả năng hoà tan silicon dioxide nên được sử dụng để khắc các chi tiết lên thủy tinh theo phản ứng:

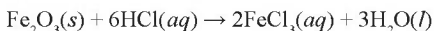


2. Ứng dụng của hydrogen chloride

Hiện nay, mỗi năm thế giới sản xuất hàng chục triệu tấn hydrochloric acid từ hydrogen chloride.

Lượng lớn hydrogen chloride và hydrochloric acid được sử dụng để sản xuất vinyl chloride cung cấp cho ngành nhựa, ammonium chloride để cung cấp cho ngành sản xuất phân bón, các chloride kim loại để cung cấp cho ngành hoá chất, các hợp chất hữu cơ chứa chlorine để phục vụ sản xuất dược phẩm, thuốc nhuộm.

Dung dịch nước của hydrogen chloride là hydrochloric acid được dùng để trung hoà môi trường base, hoặc thủy phân các chất trong các quá trình sản xuất, tẩy rửa gỉ sét (thành phần chính là các iron oxide) bám trên bề mặt của các loại thép. Dưới đây là một phản ứng minh họa.



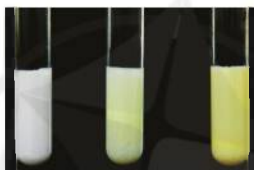
Hình 18.1. Bồn chứa hydrochloric acid ở một nhà máy hoá dầu tại Vương quốc Bỉ

IV PHÂN BIỆT CÁC ION HALIDE X^-

Khi nhỏ dung dịch silver nitrate vào dung dịch acid HX hoặc muối halide, sẽ quan sát được các hiện tượng khác nhau, tùy thuộc vào ion halide X^- . Trong đó:

- Khi X^- là F^- thì không thấy hiện tượng xảy ra.
- Khi X^- là Cl^- thì xuất hiện kết tủa màu trắng silver chloride ($AgCl$).
- Khi X^- là Br^- thì xuất hiện kết tủa màu vàng nhạt silver bromide ($AgBr$).
- Khi X^- là I^- thì xuất hiện kết tủa màu vàng silver iodide (AgI).

Với các hiện tượng khác nhau như trên, người ta dùng dung dịch silver nitrate để phân biệt các ion halide. Chẳng hạn, việc phân biệt dung dịch các muối sodium halide được trình bày tóm tắt trong Bảng 18.3.



a) $AgCl(s)$ b) $AgBr(s)$ c) $AgI(s)$

Hình 18.2. Màu sắc của các silver halide không tan



Nhận biết các dung dịch

Có bốn bình nhỏ được đầy bằng nút có ống nhỏ giọt. Mỗi bình chứa một trong các dung dịch sodium chloride, sodium bromide, sodium iodide, hydrochloric acid nhưng tên hoá chất ghi trên nhãn đã bị nhòe.

Hãy thảo luận về hoá chất, dụng cụ cần dùng và trình tự tiến hành thí nghiệm để nhận ra mỗi bình chứa dung dịch gì.

Tiến hành thí nghiệm, ghi lại kết quả. Lập lại thí nghiệm để kiểm tra kết quả.



2. Hãy mô tả hiện tượng và viết phương trình hoá học khi cho từ từ vài giọt dung dịch silver nitrate vào ống nghiệm chứa từng dung dịch potassium fluoride, hydrochloric acid, sodium bromide.

Bảng 18.3. Hiện tượng và phương trình hoá học khi cho silver nitrate vào dung dịch mỗi muối sodium halide

$NaX(aq)$	Hiện tượng	Phương trình hoá học
$NaF(aq)$	Không thấy sự thay đổi	$NaF(aq) + AgNO_3(aq)$: Không xảy ra phản ứng
$NaCl(aq)$	Xuất hiện chất không tan, màu trắng	$NaCl(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow NaNO_3(aq) + AgCl(s)$
$NaBr(aq)$	Xuất hiện chất không tan, màu vàng nhạt	$NaBr(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow NaNO_3(aq) + AgBr(s)$
$NaI(aq)$	Xuất hiện chất không tan, màu vàng	$NaI(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow NaNO_3(aq) + AgI(s)$

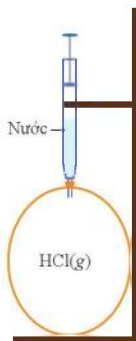


- Trong dãy hydrogen halide, nhiệt độ sôi tăng dần từ hydrogen chloride đến hydrogen iodide. Riêng hydrogen fluoride có nhiệt độ sôi cao bất thường do các phân tử HF tạo liên kết hydrogen với nhau.
- Trong dãy các hydrohalic acid, tính acid tăng từ hydrofluoric acid (HF) đến hydroiodic acid (HI).
- Khi phản ứng với sulfuric acid đặc, Cl^- không thể hiện tính khử, Br^- thể hiện tính khử nhưng yếu hơn I^- .
- Có thể phân biệt các ion halide X^- trong dung dịch bằng silver nitrate.

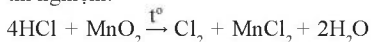
BÀI TẬP

Bài 1. Hãy giải thích vì sao nhiệt độ sôi của hydrogen bromide cao hơn nhiệt độ sôi của hydrogen chloride.

Bài 2. Quan sát hình bên, nếu bơm từ từ cho đến hết lượng nước trong xi-lanh vào bong bóng chứa khí hydrogen chloride thì hiện tượng gì sẽ xảy ra? Giải thích.



Bài 3. a) Phản ứng dưới đây có thể được dùng để điều chế khí chlorine trong phòng thí nghiệm:



Cho biết khí chlorine thu được có thể lẫn với chất nào. Chỉ ra chất khử và chất oxi hoá trong phản ứng trên.

b) Hãy dự đoán hydroiodic acid có phản ứng được với manganese(IV) oxide không. Giải thích.

Bài 4. Dung dịch hydrobromic acid không màu, để lâu trong không khí thì chuyển sang màu vàng nâu do phản ứng với oxygen trong không khí.

a) Từ hiện tượng được mô tả trên, hãy dự đoán sản phẩm của quá trình dung dịch hydrobromic acid bị oxi hoá bởi oxygen trong không khí.

b) Thực tế, hydrobromic acid được bảo quản trong các lọ kín, tối màu. Giải thích.

Nhóm

HOA HỌC 10 115

Nguồn: IUPAC.

6

C

- Carbon

Actinides

[illegible]

Kim loại chuyển tiếp

Á kim

Phi kim

Khí hiếm

PHỤ LỤC 2. NĂNG LƯỢNG CỦA MỘT SỐ LOẠI LIÊN KẾT Ở ĐIỀU KIỆN CHUẨN (kJ mol⁻¹) (ở 25 °C, 1 bar)

LIÊN KẾT ĐƠN						LIÊN KẾT BỘI	
H—H	436	N—H	389	Cl—Cl	243	Si—O	368
H—F	565	N—N	163	Cl—Br	218	C=C	611
H—Cl	431	N—F	272	Br—Br	193	C≡C	837
H—Br	364	N—Cl	200	I—I	151	O ₂	498
H—I	297	N—Br	243	I—Cl	208	C=O*	736
C—H	414	N—O	222	I—Br	175	C≡O	1072
C—C	347	O—H	464	S—H	368	N=O	590
C—N	305	O—O	142	S—F	327	N=N	418
C—O	360	O—F	190	S—Cl	253	N≡N	946
C—F	485	O—Cl	203	S—Br	218	C≡N	891
C—Cl	339	O—I	234	S—S	266	C=N	615
C—Br	276	F—F	159	Si—Si	226	S=O	523
C—I	240	F—Cl	253	Si—H	323	S=S	418
C—S	259	F—Br	237	Si—C	301		

Nguồn: Nivaldo J. Tro (2014). Chemistry: A Molecular Approach, 3 rd Edition. Pearson Learning Solutions.

* C=O (CO₂) là 799

PHỤ LỤC 3.

ENTHALPY TẠO THÀNH CHUẨN CỦA MỘT SỐ CHẤT

$\Delta_f H_{298}^0$ (kJ mol ⁻¹)							
Chất	$\Delta_f H_{298}^0$	Chất	$\Delta_f H_{298}^0$	Chất	$\Delta_f H_{298}^0$	Chất	$\Delta_f H_{298}^0$
Ag(s)	0	CsCl(s)	-443,0	H ₃ PO ₄ (aq)	-1284,4	NaBr(s)	-361,1
AgCl(s)	-127,0	Cs ₂ SO ₄ (s)	-1443,0	H ₂ S(g)	-20,66	NaCl(s)	-411,2
AgCN(s)	146,0	CuI(s)	-67,8	H ₂ SO ₃ (aq)	-608,81	NaHCO ₃ (s)	-950,8
Al ₂ O ₃ (s)	-1675,7	CuS(s)	-53,1	H ₂ SO ₄ (aq)	-814,0	NaNO ₃ (aq)	-467,9
BaCl ₂ (aq)	-855,0	Cu ₂ S(s)	-79,5	HgCl ₂ (s)	-224,3	NaOH(s)	-425,6
BaSO ₄	-1473,2	CuSO ₄ (s)	-771,4	Hg ₂ Cl ₂ (s)	-265,4	Na ₂ CO ₃ (s)	-1130,7
BeO(s)	-609,4	F ₂ (g)	0	Hg ₂ SO ₄ (s)	-743,1	Na ₂ S(aq)	-364,8
BiCl ₃ (s)	-379,1	FeCl ₃ (s)	-399,5	I ₂ (s)	0	Na ₂ SO ₄ (s)	-1387,1
Bi ₂ S ₃ (s)	-143,1	FeO(s)	-272,0	K(s)	0	NH ₄ Cl(s)	-314,4
Br ₂ (l)	0	FeS(s)	-100,0	KBr(s)	-393,8	O ₂ (g)	0
CCl ₄ (l)	-128,2	Fe ₂ O ₃ (s)	-824,2	KMnO ₄ (s)	-837,2	P ₄ O ₆ (s)	-1640,1
CH ₄ (g)	-74,6	Fe ₂ O ₄ (s)	-1118,4	KOH	-424,6	P ₄ O ₁₀ (s)	-2984,0
C ₂ H ₂ (g)	227,4	H(g)	218,0	LiBr(s)	-351,2	PbBr ₂ (s)	-278,7
C ₂ H ₄ (g)	52,4	H ₂ (g)	0	LiOH(s)	-484,9	PbCl ₂ (s)	-359,4
C ₂ H ₆ (g)	-84,0	HBr(g)	-36,3	Mn(s)	0	SF ₆ (g)	-1220,5
CO(g)	-110,5	HCl(g)	-92,3	MnCl ₂ (aq)	-481,3	SO ₂ (g)	-296,8
CO ₂ (g)	-393,5	HCl(aq)	-167,16	Mn(NO ₃) ₂ (aq)	-576,3	SO ₃ (g)	-395,7
CS ₂ (l)	89,0	HCN(aq)	108,9	MnO ₂ (s)	-520,0	SrO(s)	-592,0
Ca(s)	0	HCHO(g)	-108,6	MnS(s)	-214,2	TiO ₂ (s)	-944,0
CaCO ₃ (s)	-1207,6	HCOOH(l)	-425,0	N ₂ (g)	0	TiI(s)	-123,8
CaO(s)	-634,9	HF(g)	-273,3	NH ₃ (g)	-45,9	UCl ₄ (s)	-1019,2
Ca(OH) ₂ (s)	-985,2	HI(g)	26,5	NH ₄ Br(s)	-270,8	UCl ₆ (s)	-1092,0
Cl ₂ (g)	0	H ₂ O(l)	-285,8	NO(g)	91,3	Zn(s)	0
Co ₂ O ₃ (s)	-891,0	H ₂ O(g)	-241,8	NO ₂ (g)	33,2	ZnCl ₂ (aq)	-415,1
CoO(s)	-237,9	H ₂ O ₂ (l)	-187,8	N ₂ O(g)	81,6	ZnO(s)	-350,5
Cr ₂ O ₃ (s)	-1139,7	H ₃ PO ₄ (l)	-1271,7	Na(s)	0	ZnSO ₄ (aq)	-982,8

Nguồn: D.R. Lids (2000). Standard thermodynamic properties of chemical substances; CRR Handbook of Chemistry and Physics. CRC Press LLC.

BẢNG GIẢI THÍCH THUẬT NGỮ

	Giải thích thuật ngữ	Trang
dung dịch quá bão hoà	dung dịch có nồng độ chất tan lớn hơn nồng độ chất tan trong dung dịch bão hoà ở cùng điều kiện nhiệt độ, áp suất	56
đun cách thủy	đun nóng gián tiếp qua nước, là cách đun nóng để giữ nhiệt độ không vượt quá 100 °C	10
hấp phụ	quá trình vật lý hoặc hoá học mà có sự bám giữ của các nguyên tử, ion hoặc phân tử (gọi là chất bị hấp phụ) từ chất khí, chất lỏng lên trên bề mặt một chất rắn (gọi là chất hấp phụ)	67
ion	nguyên tử hoặc nhóm nguyên tử mang điện tích. Ion mang điện tích âm gọi là anion, mang điện tích dương gọi là cation	16
ion đơn nguyên tử	nguyên tử mang điện tích, ví dụ: Na^+ , Cl^- , ...	54
ion đa nguyên tử	nhóm nguyên tử mang điện tích, ví dụ NH_4^+ , NO_3^-	54
khơi mào	giai đoạn mở đầu	83
phản ứng thủy phân	phản ứng mà trong đó phân tử nước phản ứng và phá vỡ liên kết của chất phản ứng với nó tạo thành nhiều sản phẩm	78
phóng xạ	hiện tượng hạt nhân nguyên tử tự biến đổi để trở thành một hạt nhân nguyên tử khác hoặc ở trạng thái năng lượng khác. Trong quá trình biến đổi đó, hạt nhân phát ra những tia có năng lượng gọi là các tia phóng xạ hay bức xạ hạt nhân	99

BẢNG TRÍCH DẪN NGUỒN TÀI LIỆU

Mục	Trang	Nguồn
Bài 4	20	https://www.asetute.com.au/massspec.html , truy cập ngày 30/03/2022.
Hình 6.1	32	Petr A. Druzhinin (2020). The First Publication of Mendeleev's Periodic System of Elements: A New Chronology. <i>Historical Studies in the Natural Sciences</i> 50 (1-2): 129 – 182.
Hình 7.2	39	E. Clementi, D. L. Raimondi, and W. P. Reinhardt (1967). Atomic Screening Constants from SCF Functions. II. Atoms with 37 to 86 Electrons. <i>J. Chem. Phys.</i> 47, 1300.
Hình 7.5	40	John Emsley (1998). The Elements, 3rd edition. Oxford: Clarendon Press.
Em có biết	68	Yoshinori Furukawa and John S. Wettlaifer (2007). Snow and ice crystals. <i>Physics Today</i> 60(12): 70 – 71.

BẢNG TRA CỨU TÊN RIÊNG NƯỚC NGOÀI

Tên riêng (tên gốc)	Tên riêng (phiên âm)	Trang
Niels Bohr	Neo Bo	21
Boyle	Bôi-lơ	24
Hennig Brand	Hen-nic Brên	31
Dalton	Đan-ton	24
Democritus	Đê-mô-crit	24
Galilei	Ga-li-lê	24
M. Guldberg	M. Gâu-bóc	91
J. Goodenough	J. Gút-i-náp	75
Klechkowski	Klêch-côp-ski	28
Lavoisier	La-vo-xi-e	24
Leucippus	Lép-xi-bốt	24
D. I. Mendeleev	Đ. I. Men-đê-lê-ép	31
Henry Moseley	Hen-ri Mô-lê	33
Issac Newton	I-sác Niu-ton	19
Nobel	Nô-ben	13
Ernest Rutherford	Ơn-nét Rơ-đơ-pho – Bo	21
J. J. Thomson	J. J. Tôm-xon	13
Fischer – Tropsch	Phit-sơ – Chôp	94
P. Waage	P. Go-éc	91
M. Stanley Whittingham	M. Sơ-ten-lí Guýt-tinh-ham	75
A. Yoshino	A. Dô-si-nô	75

NHÀ XUẤT BẢN ĐẠI HỌC SƯ PHẠM

Địa chỉ: Tầng 6, Toà nhà 128 đường Xuân Thuỷ, quận Cầu Giấy, TP. Hà Nội

Điện thoại: 024.37547735

Email: nxb@hnue.edu.vn | **Website:** www.nxbdhsp.edu.vn

Chịu trách nhiệm xuất bản:

Giám đốc – Tổng biên tập: NGUYỄN BÁ CƯỜNG

Chịu trách nhiệm tổ chức bản thảo và bản quyền nội dung:

CÔNG TY CỔ PHẦN ĐẦU TƯ XUẤT BẢN – THIẾT BỊ GIÁO DỤC VIỆT NAM

Chủ tịch Hội đồng Quản trị: NGUYỄN NGÔ TRẦN ÁI

Tổng Giám đốc: VŨ BÁ KHÁNH

Biên tập:

NGUYỄN THỊ HƯƠNG THẢO – BÙI ĐỨC TĨNH

Thiết kế sách:

NGUYỄN THỊ HƯƠNG

Trình bày bìa:

NGUYỄN MẠNH HÙNG – NGUYỄN THỊ HƯƠNG

Sửa bản in:

NGUYỄN THỊ THANH MAI

HOÁ HỌC 10

Mã số: ...

ISBN:

In cuốn, khổ 19 x 26,5cm, tại

Địa chỉ:

Số xác nhận đăng kí xuất bản: .../.../...

Quyết định xuất bản số: .../...-... ngày .../.../...

In xong và nộp lưu chiểu Quý ... năm ...