

Tổng hợp kiến thức: Quy luật biến đổi bán kính nguyên tử trong Bảng Tuần Hoàn

Bán kính nguyên tử là một trong những đại lượng quan trọng nhất, giúp chúng ta hiểu rõ hơn về tính chất vật lí và hóa học của các nguyên tố. Việc nắm vững quy luật biến đổi của nó trong bảng tuần hoàn là nền tảng để giải thích các quy luật biến đổi khác như độ âm điện, năng lượng ion hóa và tính kim loại - phi kim.

1. Bán kính nguyên tử là gì?

Định nghĩa

Trong thực tế, nguyên tử không có ranh giới rõ ràng do đám mây electron không có giới hạn cụ thể. Vì vậy, người ta định nghĩa **bán kính nguyên tử** một cách quy ước.

Định nghĩa: Bán kính nguyên tử của một nguyên tố được xác định bằng một nửa khoảng cách giữa hai hạt nhân của hai nguyên tử gần nhau nhất trong đơn chất hoặc hợp chất.

- Đối với đơn chất kim loại, bán kính nguyên tử bằng một nửa khoảng cách giữa hai tâm của hai nguyên tử kề nhau trong mạng tinh thể.
- Đối với đơn chất có phân tử (ví dụ: H_2 , Cl_2), bán kính nguyên tử bằng một nửa độ dài liên kết cộng hóa trị giữa hai nguyên tử đó.

Đơn vị thường dùng để đo bán kính nguyên tử là angstrom (Å) hoặc picometer (pm).

$$1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$$

$$1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$$

2. Quy luật biến đổi bán kính nguyên tử trong một chu kì

Quy luật chung

Quy luật: Trong một chu kì, theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân (từ trái sang phải), bán kính nguyên tử của các nguyên tố có xu hướng giảm dần.

Giải thích quy luật

- Số lớp electron không đổi:** Các nguyên tố trong cùng một chu kì có cùng số lớp electron.
- Điện tích hạt nhân tăng:** Khi đi từ trái sang phải trong một chu kì, số proton trong hạt nhân (điện tích hạt nhân Z) tăng lên.
- Lực hút tăng mạnh:** Do điện tích hạt nhân tăng, lực hút tĩnh điện giữa hạt nhân (mang điện tích dương) và các electron ở lớp vỏ ngoài cùng (mang điện tích âm) tăng lên đáng kể.
- Kết quả:** Lực hút mạnh hơn này kéo các lớp electron lại gần hạt nhân hơn, làm cho kích thước của nguyên tử co lại. Do đó, bán kính nguyên tử giảm dần.

Ví dụ minh họa

- **Ví dụ 1: Chu kì 2**

Xét các nguyên tố trong chu kì 2: Li ($Z=3$), Be ($Z=4$), B ($Z=5$), C ($Z=6$), N ($Z=7$), O ($Z=8$), F ($Z=9$).

- Tất cả các nguyên tử này đều có 2 lớp electron.
- Điện tích hạt nhân tăng dần từ +3 (Li) đến +9 (F).
- Bán kính nguyên tử (pm): Li (152) > Be (112) > B (88) > C (77) > N (75) > O (73) > F (72).

Ta thấy bán kính giảm rõ rệt từ trái sang phải.

• Ví dụ 2: Chu kì 3

Xét các nguyên tố trong chu kì 3: Na ($Z=11$), Mg ($Z=12$), Al ($Z=13$), Si ($Z=14$), P ($Z=15$), S ($Z=16$), Cl ($Z=17$).

- Tất cả các nguyên tử này đều có 3 lớp electron.
- Điện tích hạt nhân tăng dần từ +11 (Na) đến +17 (Cl).
- Bán kính nguyên tử (pm): Na (186) > Mg (160) > Al (143) > Si (117) > P (110) > S (104) > Cl (99).

Xu hướng giảm dần của bán kính nguyên tử cũng được thể hiện rõ ràng.

3. Quy luật biến đổi bán kính nguyên tử trong một nhóm A

Quy luật chung

Quy luật: Trong một nhóm A, theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân (từ trên xuống dưới), bán kính nguyên tử của các nguyên tố có xu hướng tăng dần.

Giải thích quy luật

1. **Số lớp electron tăng:** Khi đi từ trên xuống dưới trong một nhóm, mỗi nguyên tố ở chu kì sau có thêm một lớp electron so với nguyên tố ở chu kì trước.
2. **Hiệu ứng chắn của electron:** Mặc dù điện tích hạt nhân cũng tăng, nhưng các electron ở các lớp trong tạo ra một "hiệu ứng chắn", làm giảm lực hút của hạt nhân lên các electron lớp ngoài cùng.
3. **Yếu tố quyết định:** Sự tăng lên về số lớp electron là yếu tố quyết định, làm cho khoảng cách từ hạt nhân đến lớp electron ngoài cùng tăng lên đáng kể.
4. **Kết quả:** Do số lớp electron tăng, kích thước nguyên tử tăng lên. Do đó, bán kính nguyên tử tăng dần.

Ví dụ minh họa

• Ví dụ 1: Nhóm IA (Kim loại kiềm)

Xét các nguyên tố: Li (Chu kì 2), Na (Chu kì 3), K (Chu kì 4), Rb (Chu kì 5).

- Số lớp electron lần lượt là 2, 3, 4, 5.
- Bán kính nguyên tử (pm): Li (152) Na (186) K (227) Rb (248).

Ta thấy bán kính tăng dần khi đi từ trên xuống dưới.

• Ví dụ 2: Nhóm VIIA (Halogen)

Xét các nguyên tố: F (Chu kì 2), Cl (Chu kì 3), Br (Chu kì 4), I (Chu kì 5).

- Số lớp electron lần lượt là 2, 3, 4, 5.

- Bán kính nguyên tử (pm): F (72) Cl (99) Br (114) I (133).

Tương tự, bán kính nguyên tử tăng dần theo chiều từ trên xuống dưới.

4. Bảng tổng kết quy luật biến đổi

Đặc điểm	Trong một chu kì (từ trái sang phải)	Trong một nhóm A (từ trên xuống dưới)
Điện tích hạt nhân (Z)	Tăng dần	Tăng dần
Số lớp electron	Không đổi	Tăng dần
Lực hút giữa hạt nhân và electron lớp ngoài cùng	Tăng mạnh	Giảm (do hiệu ứng chắn và khoảng cách tăng)
Bán kính nguyên tử	Giảm dần	Tăng dần

5. So sánh bán kính nguyên tử và ion

Quy luật biến đổi bán kính cũng áp dụng khi so sánh giữa nguyên tử và ion của nó.

So sánh bán kính nguyên tử và cation (ion dương)

Quy tắc: Bán kính của cation luôn nhỏ hơn bán kính của nguyên tử tương ứng.

$r(M^{n+}) < r(M)$

Giải thích: Khi một nguyên tử kim loại nhường electron để tạo thành cation, số proton trong hạt nhân không đổi nhưng số electron ở vỏ giảm đi. Điều này dẫn đến hai hệ quả:

- Lực hút của hạt nhân lên các electron còn lại trở nên mạnh hơn, kéo chúng lại gần hạt nhân hơn.
- Trong nhiều trường hợp, nguyên tử mất đi toàn bộ electron ở lớp ngoài cùng, làm giảm số lớp electron.

Ví dụ:

- So sánh Na và Na⁺: Nguyên tử Na (Z=11) có cấu hình [Ne]3s¹. Khi mất 1e tạo thành ion Na⁺ có cấu hình [Ne]. Na có 3 lớp electron, Na⁺ chỉ có 2 lớp. Do đó, **$r(\text{Na}^+) < r(\text{Na})$** (99 pm 186 pm).
- So sánh Mg và Mg²⁺: Nguyên tử Mg (Z=12) có cấu hình [Ne]3s². Khi mất 2e tạo thành ion Mg²⁺ có cấu hình [Ne]. Tương tự, **$r(\text{Mg}^{2+}) < r(\text{Mg})$** (72 pm 160 pm).

So sánh bán kính nguyên tử và anion (ion âm)

Quy tắc: Bán kính của anion luôn lớn hơn bán kính của nguyên tử tương ứng.

$$r(\text{X}^{n-}) > r(\text{X})$$

Giải thích: Khi một nguyên tử phi kim nhận thêm electron để tạo thành anion, số proton trong hạt nhân không đổi nhưng số electron ở vỏ tăng lên. Điều này dẫn đến:

- Lực đẩy giữa các electron trong vỏ tăng lên, làm cho đám mây electron "phồng" ra, mở rộng kích thước.
- Lực hút của hạt nhân lên mỗi electron bị yếu đi do phải phân bố trên nhiều electron hơn.

Ví dụ:

- So sánh Cl và Cl^- : Nguyên tử Cl ($Z=17$) nhận thêm 1e tạo thành ion Cl^- . Lực đẩy giữa 35 electron ở vỏ Cl^- lớn hơn ở vỏ Cl (34 electron). Do đó, $r(\text{Cl}^-) > r(\text{Cl})$ (181 pm > 99 pm).
- So sánh O và O^{2-} : Nguyên tử O ($Z=8$) nhận thêm 2e tạo thành ion O^{2-} . Tương tự, $r(\text{O}^{2-}) > r(\text{O})$ (140 pm > 73 pm).

So sánh bán kính các ion đẳng electron (isoelectronic)

Các ion và nguyên tử đẳng electron là các tiểu phân có cùng số electron.

Quy tắc: Trong một dãy các ion đẳng electron, tiểu phân nào có điện tích hạt nhân (Z) lớn hơn thì có bán kính nhỏ hơn.

Giải thích: Khi số electron bằng nhau, lực hút của hạt nhân sẽ là yếu tố quyết định. Hạt nhân có nhiều proton hơn (Z lớn hơn) sẽ hút đám mây electron mạnh hơn, làm bán kính nhỏ lại.

Ví dụ:

Xét dãy đẳng electron: O^{2-} ($Z=8$), F^- ($Z=9$), Ne ($Z=10$), Na^+ ($Z=11$), Mg^{2+} ($Z=12$). Tất cả đều có 10 electron.

- Điện tích hạt nhân tăng dần: $Z(\text{O}) < Z(\text{F}) < Z(\text{Ne}) < Z(\text{Na}) < Z(\text{Mg})$.
- Lực hút hạt nhân tăng dần.
- Do đó, bán kính giảm dần: $r(\text{O}^{2-}) > r(\text{F}^-) > r(\text{Ne}) > r(\text{Na}^+) > r(\text{Mg}^{2+})$.