ಟಿಪ್ಪಣಿಗಳು

5

ಪರಮಾಣು ರಚನೆ

ಈಗಾಗಲೇ ಅಧ್ಯಾಯ 3ರಲ್ಲಿ ಪರಮಾಣು ಮತ್ತು ಅಣುಗಳು ದ್ರವ್ಯದ ಘಟಕಗಳೆಂದು ಅಧ್ಯಯನ ಮಾಡಿದ್ದೀರಿ. ಪರಮಾಣು ದ್ರವ್ಯದ ಅತ್ಯಂತ ಸೂಕ್ಷ್ಮ ಕಣ ಎಂದೂ ತಿಳಿದಿದ್ದೇವೆ. 4ನೇ ಅಧ್ಯಾಯದಲ್ಲಿ ರಾಸಾಯನಿಕ ಪ್ರತಿಕ್ರಿಯೆಗಳು, ಅವುಗಳ ವಿಧಗಳು ಅವನ್ನು ಸೂಚಿಸುವ ವಿಧಾನ ಕಲಿತಿದ್ದೀರಿ. ಡಾಲ್ಟನ್ ರವರ ಪರಮಾಣು ಸಿದ್ಧಾಂತದ ಪ್ರಕಾರ, ವಿವಿಧ ಧಾತುಗಳ ಪರಮಾಣುಗಳು ಭಿನ್ನವಾಗಿರುತ್ತವೆ ಮತ್ತು ರಾಸಾಯನಿಕ ಪ್ರತಿಕ್ರಿಯೆಗಳಲ್ಲಿ ಭಿನ್ನ ಕ್ರಿಯಾಶೀಲ ಧಾತುಗಳ ಪರಮಾಣುಗಳೊಂದಿಗೆ ವರ್ತಿಸಿ ಪುನರ್ ಜೋಡಣೆಯಾಗುತ್ತವೆ. ಇಂದು ನಾವು ಪರಮಾಣು ಅಭೇದ್ಯವಲ್ಲ ಎಂದು ತಿಳಿದಿದ್ದೇವೆ. ಪರಮಾಣು ಒಂದು ನಿರ್ದಿಷ್ಟ ರಚನೆಯನ್ನು ಹೊಂದಿದ್ದು ಅತಿ ಸಣ್ಣ ಘಟಕಗಳನ್ನು ಹೊಂದಿದೆ. ಪರಮಾಣುವಿನ ರಚನೆ ಏನು? ಪರಮಾಣುವಿನ ಘಟಕಗಳು ಯಾವುವು? ವಿವಿಧ ಧಾತುಗಳ ಪರಮಾಣುಗಳು ಭಿನ್ನವಾಗಿರುತ್ತವೆ. ಏಕೆ? ಎಂಬ ಅನೇಕ ಪ್ರಶ್ನೆಗಳಿಗೆ ಉತ್ತರ ಹುಡುಕುವ ಪ್ರಯತ್ನವನ್ನು ಈ ಘಟಕದಲ್ಲಿ ಮಾಡೋಣ.

ಪರಮಾಣುವಿನ ಅತಿ ಸಣ್ಣ ಘಟಕಗಳಾದ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್, ಪ್ರೋಟಾನ್ ಇತ್ಯಾದಿಗಳ ಆವಿಷ್ಕಾರದೊಂದಿಗೆ ಪ್ರಾರಂಭ ಮಾಡೋಣ. ಈ ಆವಿಷ್ಕಾರಗಳ ಆಧಾರದ ಮೇಲೆ ವಿವಿಧ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಗಳ ಬಗ್ಗೆ ಅಧ್ಯಯನ ಮಾಡೋಣ. ಪರಮಾಣುವಿನ ವಿವಿಧ ಮಾದರಿಗಳು ಹೇಗೆ ಅಭಿವೃದ್ಧಿಗೊಂಡವು ಮತ್ತು ಈ ಮಾದರಿಗಳ ಯಶಸ್ಸು ಮತ್ತು ನ್ಯೂನತೆಗಳು, ಪರಮಾಣುವಿನಲ್ಲಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನುಗಳ ಜೋಡಣೆ (ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನಿಕ್ ವಿನ್ಯಾಸ)ಯ ಬಗ್ಗೆ ಚರ್ಚೆ ಮಾಡೋಣ. ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನಿಕ್ ವಿನ್ಯಾಸವು 1) ಧಾತುಗಳ ಅನೇಕ ಗುಣ ಲಕ್ಷಣಗಳನ್ನು ವಿವರಿಸಲು ಸಹಾಕವಾಗುತ್ತದೆ. 2) ರಾಸಾಯನಿಕ ಬಂಧಗಳ ಬಗ್ಗೆ ತಿಳಿಸುತ್ತದೆ. (ಅಧ್ಯಾಯ 7 ರಲ್ಲಿ ಅಧ್ಯಯನ ಮಾಡುತ್ತೇವೆ)

ಉದ್ದೇಶಗಳು

ಈ ಘಟಕ ಮುಗಿದ ನಂತರ ನೀವು

- ದ್ರವ್ಯದಲ್ಲಿ ವಿದ್ಯುದಾವಿಷ್ಟ ಕಣಗಳಿರುವುದನ್ನು ಸ್ಮರಿಸುವಿರಿ.
- ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ಮತ್ತು ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳ ಆವಿಷ್ಕಾರದ ಬಗ್ಗೆ ವಿವರಿಸುವಿರಿ.
- ಡಾಲ್ಟನ್‌ರವರ ಪರಮಾಣು ಸಿದ್ಧಾಂತ ಮತ್ತು ಅದರ ವೈಫಲ್ಯ ವಿವರಿಸುವಿರಿ.
- ಥಾಮ್ಸನ್ ಮತ್ತು ರುಧರ್ ಫರ್ಡ್‌ರವರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಗಳ ಬಗ್ಗೆ ಚರ್ಚಿಸಿ ಅವುಗಳ ಇತಿಮಿತಿಗಳನ್ನು ವಿವರಿಸುವಿರಿ.
- ಬೋರ್‌ನ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿ ವಿವರಿಸುವಿರಿ.
- ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಆವಿಷ್ಕಾರದ ಬಗ್ಗೆ ವಿವರಿಸುವಿರಿ.

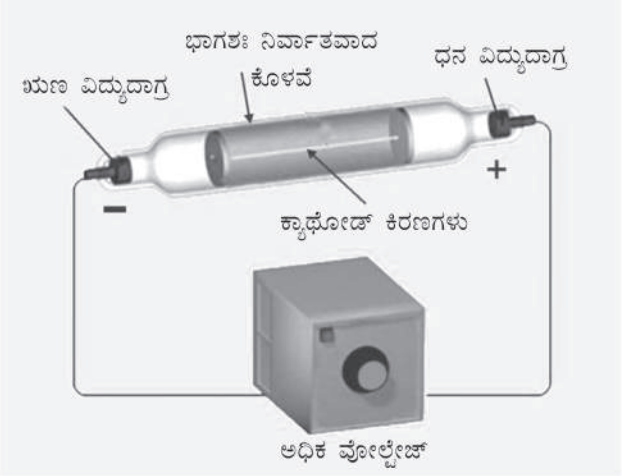
- ಪ್ರೋಟಾನ್, ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ಮತ್ತು ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಗುಣ ಲಕ್ಷಣಗಳನ್ನು ಹೋಲಿಸುವಿರಿ.
- ಪರಮಾಣುಗಳಲ್ಲಿ ವಿವಿಧ ಕಕ್ಷೆಗಳಲ್ಲಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ತುಂಬಲು ಇರುವ ನಿಯಮಗಳನ್ನು ವಿವರಿಸುವಿರಿ.
- ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ 20 ರವರೆಗಿನ ಪರಮಾಣುಗಳಲ್ಲಿ ವಿವಿಧ ಕಕ್ಷೆಗಳಲ್ಲಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ಹಂಚಿಕೆ ಬರೆಯುವಿರಿ.
- ವೇಲೆನ್ಸಿ ವ್ಯಾಖ್ಯಾನಿಸುವಿರಿ. ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನಿಕ್ ವಿನ್ಯಾಸ ಮತ್ತು ಅದರ ವೇಲೆನ್ಸಿಗೆ ಸಂಬಂಧ ಕಲ್ಪಿಸುವಿರಿ.
- ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ ಮತ್ತು ಪರಮಾಣು ರಾಶಿ ಸಂಖ್ಯೆ ವ್ಯಾಖ್ಯಾನ ಮಾಡುವಿರಿ.
- ಸರಾಸರಿ ಪರಮಾಣು ರಾಶಿ ವ್ಯಾಖ್ಯಾನಿಸುವಿರಿ ಮತ್ತು ಲೆಕ್ಕಿಸುವಿರಿ.

5.1 ಪರಮಾಣುವಿನಲ್ಲಿರುವ ವಿದ್ಯುದಾವಿಷ್ಟ ಕಣಗಳು

ನೀವು ಅಧ್ಯಾಯ 3 ರಲ್ಲಿ ಡಾಲ್ಟನ್‌ರ ಪರಮಾಣು ಸಿದ್ಧಾಂತ ಅಧ್ಯಯನ ಮಾಡಿರುವಿರಿ. ಪರಮಾಣು ಅತ್ಯಂತ ಸೂಕ್ಷ್ಮ ಕಣ ಮತ್ತು ಅದನ್ನು ವಿಭಜಿಸುವುದು ಅಸಾಧ್ಯ ಎಂದು ಅವರು ಹೇಳಿದ್ದರು. ಆಗ ಗೊತ್ತಿದ್ದ ರಾಶಿ ಸಂರಕ್ಷಣಾ ನಿಯಮ, ಸ್ಥಿರ ಸಮಾನುಪಾತ ನಿಯಮ ಮತ್ತು ಅಪವರ್ತ್ಯ ಸಮಾನುಪಾತ ನಿಯಮ (Law of multiple proportions) ಗಳನ್ನು ವಿವರಿಸಲು ಡಾಲ್ಟನ್ ಪರಮಾಣು ಸಿದ್ಧಾಂತ ಸಮರ್ಥವಾಗಿತ್ತು. 19 ನೇ ಶತಮಾನದ ಅಂತ್ಯಕ್ಕೆ ಪರಮಾಣು ಸೂಕ್ಷ್ಮ ಕಣವೂ ಅಲ್ಲ ಮತ್ತು ಅಭೇದ್ಯವೂ ಅಲ್ಲ ಇದನ್ನು ಇನ್ನೂ ಸೂಕ್ಷ್ಮ ಕಣಗಳಾಗಿ ವಿಭಜಿಸಬಹುದು ಎಂಬುದನ್ನು ಪ್ರಯೋಗಗಳು ತೋರಿಸಿಕೊಟ್ಟವು. ಋಣ ವಿದ್ಯುದಾವಿಷ್ಟ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್, ಧನ ವಿದ್ಯುದಾವಿಷ್ಟ ಪ್ರೋಟಾನ್ ಮತ್ತು ವಿದ್ಯುತ್ ತಟಸ್ಥ ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಪರಮಾಣುವಿನ ಮೂಲಭೂತ ಕಣಗಳಾಗಿವೆ. ಈಗ ನಾವು ವಿದ್ಯುದಾವಿಷ್ಟ ಪರಮಾಣ್ವಿಕ ಕಣಗಳ ಆವಿಷ್ಕಾರದ ಬಗ್ಗೆ ಅಧ್ಯಯನ ಮಾಡೋಣ.

5.1.1 ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ನ ಆವಿಷ್ಕಾರ

1885 ರಲ್ಲಿ ಸರ್. ವಿಲಿಯಂ ಕ್ರೂಕ್ಸ್, ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣ ನಳಿಕೆ ಬಳಸಿ ನಿರ್ವಾತದಲ್ಲಿ ಲೋಹಗಳನ್ನು ಬಿಸಿ ಮಾಡಿ ಅವುಗಳ ವರ್ತನೆಯನ್ನು ತಿಳಿಯಲು ಅನೇಕ ಪ್ರಯೋಗಗಳನ್ನು ಮಾಡಿದರು.



ಚಿತ್ರ 5.1 ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣ ನಳಿಗೆ: ವಿದ್ಯುದಾಗ್ರಗಳ ಮೂಲಕ ಪ್ರಬಲ ವೋಲ್ಟೇಜ್ ಅಳವಡಿಸಿ ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣಗಳ ಉತ್ಪಾದನೆ

ಕ್ಯಾಥೋಡ್ (ವಿಸರ್ಜನ) ಕಿರಣ ನಳಿಕೆಯು ಭಾಗಶಃ ನಿರ್ವಾತವಾದ ಕೊಳವೆಯನ್ನು ಹೊಂದಿದ್ದು ಎರಡು ವಿದ್ಯುದಾಗ್ರಗಳು ಇರುತ್ತವೆ. ಇದರಲ್ಲಿನ ಹೆಚ್ಚಿನ ಅನಿಲ ಹೊರ ತೆಗೆದು ಒತ್ತಡ ಕಡಿಮೆ

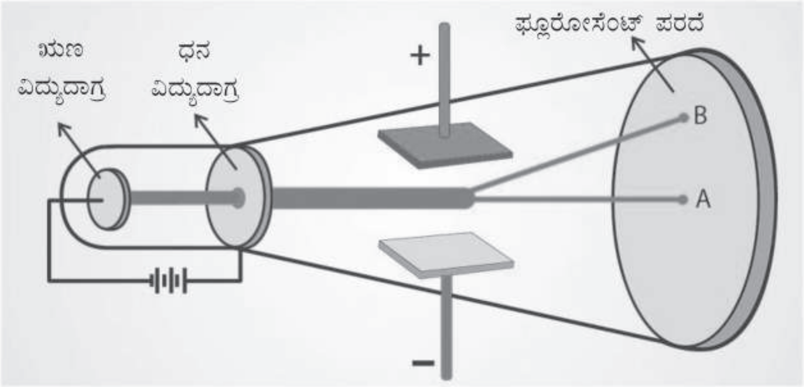
ಟಿಪ್ಪಣಿಗಳು

ಮಾಡಿರುತ್ತಾರೆ. ಋಣ ವಿದ್ಯುದಾಗ್ರ (ಕ್ಯಾಥೋಡ್) ಮತ್ತು ಧನ ವಿದ್ಯುದಾಗ್ರ (ಆನೋಡ್)ಗಳನ್ನು ಪ್ರಬಲ ವೋಲ್ಟೇಜ್ ಆಕರಕ್ಕೆ ಜೋಡಿಸಿರುತ್ತಾರೆ. ಇದನ್ನು ಚಿತ್ರ 5.1 ರಲ್ಲಿ ತೋರಿಸಿದೆ.

ವಿಸರ್ಜನಾ ನಳಿಕೆಯ ವಿದ್ಯುದಾಗ್ರಗಳ ಮೂಲಕ ಪ್ರಬಲ ವೋಲ್ಟೇಜ್ ಹರಿಸಿದಾಗ, ಕ್ಯಾಥೋಡ್‌ನಲ್ಲಿ ಕಿರಣಗಳ ಪ್ರವಾಹ ಉತ್ಪತ್ತಿಯಾಗುವುದನ್ನು ಗಮನಿಸಲಾಯಿತು. ಇವು ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ತುದಿಯಿಂದ ಆನೋಡ್ ಕಡೆಗೆ ಚಲಿಸಿದವು. ಇವುಗಳನ್ನು ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣಗಳು ಎಂದು ಹೆಸರಿಸಲಾಯಿತು. ವಿದ್ಯುತ್ ಕ್ಷೇತ್ರ ಮತ್ತು ಕಾಂತಕ್ಷೇತ್ರಗಳ ಅನುಪಸ್ಥಿತಿಯಲ್ಲಿ ಅವು ನೇರವಾಗಿ ಚಲಿಸುತ್ತವೆ. 1897 ರಲ್ಲಿ ಇಂಗ್ಲೆಂಡ್ ಭೌತಶಾಸ್ತ್ರಜ್ಞ ಜೆ.ಜೆ. ಥಾಮ್ಸನ್‌ರವರು ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣಗಳು ಚಲಿಸುವ ಹಾದಿಗೆ ಬಾಹ್ಯ ಮೂಲಗಳಿಂದ ವಿದ್ಯುತ್ ಕ್ಷೇತ್ರವನ್ನು ಅಳವಡಿಸಿ, ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣಗಳು ಋಣ ವಿದ್ಯುದಾವಿಷ್ಟ ಕಣಗಳಿಂದ ಆಗಿರುವುದನ್ನು ತೋರಿಸಿಕೊಟ್ಟರು. ಅವರು ಈ ತೀರ್ಮಾನಕ್ಕೆ ಬರಲು ಕಾರಣ, ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣ ಕಣಗಳು ಧನಾಗ್ರದ (ಆನೋಡ್) ಕಡೆಗೆ ಚಲಿಸಿದವು.

ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣಗಳ ಗುಣ ಲಕ್ಷಣಗಳು :

1. ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣಗಳು ನೇರವಾಗಿ ಚಲಿಸುತ್ತವೆ.
2. ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣ ಕಣಗಳು ರಾಶಿ ಹೊಂದಿದ್ದು, ಚಲನ ಶಕ್ತಿ ಹೊಂದಿವೆ.
3. ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣ ಕಣಗಳ ರಾಶಿ ನಿರ್ಲಕ್ಷ್ಯ ಆದರೆ ತುಂಬಾ ವೇಗವಾಗಿ ಚಲಿಸುತ್ತವೆ.
4. ವಿದ್ಯುತ್ ಕ್ಷೇತ್ರಕ್ಕೆ ಒಳಪಡಿಸಿದಾಗ, ಧನಾಗ್ರದ ಕಡೆಗೆ ಆಕರ್ಷಿತವಾಗುವ ಕಾರಣ ಅವು ಋಣ ವಿದ್ಯುದಾವೇಶವನ್ನು ಹೊಂದಿರುತ್ತವೆ. (ಚಿತ್ರ 5.2)
5. ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣಗಳ ಉತ್ಪತ್ತಿಯು ವಿಸರ್ಜನ ನಳಿಕೆಯಲ್ಲಿ ಬಳಸಿರುವ ಅನಿಲದ ಸ್ವಭಾವ ಮತ್ತು ವಿದ್ಯುದಾಗ್ರಗಳಾಗಿ ಬಳಸಿರುವ ಲೋಹದ ಫಲಕಗಳನ್ನು ಅವಲಂಬಿಸಿರುವುದಿಲ್ಲ. ಎಲ್ಲ ಸಂದರ್ಭಗಳಲ್ಲಿ ಆವೇಶ ಮತ್ತು ರಾಶಿಯ ನಿಷ್ಪತ್ತಿ (e/m) ಒಂದೇ ಆಗಿರುತ್ತದೆ.



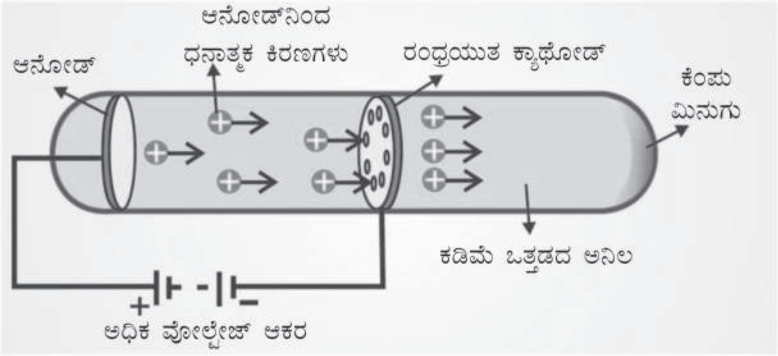
ಚಿತ್ರ 5.2 ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣಗಳು ಋಣ ವಿದ್ಯುದಾವೇಶವನ್ನು ಹೊಂದಿವೆ. A) ಅವು ನೇರವಾಗಿ ಚಲಿಸುತ್ತವೆ. B) ಬಾಹ್ಯ ಮೂಲಗಳಿಂದ ವಿದ್ಯುತ್ ಕ್ಷೇತ್ರ ಅಳವಡಿಸಿದಾಗ ಅವು ಧನ ಫಲಕದ ಕಡೆಗೆ ಚಲಿಸುತ್ತವೆ.

ಈ ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣಗಳನ್ನು ಮುಂದೆ 'ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್'ಗಳು ಎಂದು ಹೆಸರಿಸಲಾಯಿತು. ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣ ಕಣಗಳ ಸ್ವಭಾವ ನಳಿಕೆಯಲ್ಲಿ ಬಳಸಿರುವ ಅನಿಲ ಅಥವಾ ವಿದ್ಯುದಾಗ್ರಗಳಿಗೆ ಬಳಸಿರುವ ಲೋಹನ್ನು ಅವಲಂಬಿಸಿರುವುದಿಲ್ಲ. ಇದರಿಂದ ಥಾಮ್ಸನ್ ರವರು ಎಲ್ಲಾ ಧಾತುಗಳ ಪರಮಾಣುಗಳು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಹೊಂದಿವೆ ಎಂದು ತೀರ್ಮಾನಿಸಿದರು. ಇದರಿಂದ ಡಾಲ್ಟನ್‌ರವರು ಮಂಡಿಸಿದ್ದ ಪರಮಾಣು ಅಭೇದ್ಯ ಎಂಬ ಹೇಳಿಕೆಯ ಪರಮಾಣು ಸಿದ್ಧಾಂತ ಭಾಗಶಃ ವಿಫಲವಾಯಿತು.

ಥಾಮ್ಸನ್‌ರವರ ಈ ನಿರ್ಣಯ ಮತ್ತೊಂದು ಪ್ರಶ್ನೆಗೆ ನಾಂದಿಯಾಯಿತು. ಪರಮಾಣು ಅಭೇದ್ಯವಲ್ಲ ಆದರೆ ಅದರ ಘಟಕ ಕಣಗಳಾವುವು? ಇಂದು ಪರಮಾಣುವಿನಲ್ಲಿ ಅನೇಕ ಕಣಗಳಿರುವುದು ತಿಳಿದಿದೆ. ಇವನ್ನು ಉಪ ಪರಮಾಣ್ವಿಕ ಕಣಗಳು (Sub atomic particles) ಎಂದು ಹೇಳುತ್ತೇವೆ. ನಾವು ಅಭ್ಯಸಿಸಿದ ಪ್ರಕಾರ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ಒಂದು ಘಟಕ. ಇನ್ನೊಂದು ಘಟಕದ ಬಗ್ಗೆ ಕಲಿಯೋಣ. ಪರಮಾಣು ವಿದ್ಯುತ್ ತಟಸ್ಥವಾದ ಕಾರಣ ಋಣ ವಿದ್ಯುದಾವಿಷ್ಟಗಳ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ತಟಸ್ಥಗೊಳಿಸಲು ಧನ ವಿದ್ಯುದಾವಿಷ್ಟ ಕಣಗಳಿರುವುದನ್ನು ನಾವು ಊಹಿಸಬಹುದು.

5.1.2 ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳ ಆವಿಷ್ಕಾರ

ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಆವಿಷ್ಕಾರಕ್ಕೂ ಮುಂಚೆಯೇ 1886ರಲ್ಲಿ ಗೋಲ್ಡ್‌ಸ್ಟೀನ್‌ರವರು ಸರಂಧ್ರೀಯ (ರಂಧ್ರಯುಕ್ತ) ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಹೊಂದಿರುವ, ಕಡಿಮೆ ಒತ್ತಡವಿರುವ ವಿಸರ್ಜನ ನಳಿಕೆ ಬಳಸಿ ಪ್ರಯೋಗಗಳನ್ನು ಮಾಡಿದ್ದರು. ವಿದ್ಯುದಾಗ್ರಗಳ ಮೂಲಕ ಪ್ರಬಲ ವೋಲ್ಟೇಜ್‌ನ್ನು ಹಾಯಿಸಿದಾಗ ರಂಧ್ರಯುಕ್ತ ಕ್ಯಾಥೋಡ್‌ನ ಹಿಂಭಾಗದಲ್ಲಿ ಮಂದವಾದ ಕೆಂಪು ಬೆಳಕು ಮಿನುಗುವುದನ್ನು ಗಮನಿಸಿದನು. (ಚಿತ್ರ 5.3)



ಚಿತ್ರ 5.3 ಗೋಲ್ಡ್‌ಸ್ಟೀನ್ ಬಳಸಿದ ರಂಧ್ರಯುಕ್ತ ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಇರುವ ವಿಸರ್ಜನ ನಳಿಕೆ

ಈ ಮಿನುಗು ಕಾಣಿಸಲು ಕಾರಣವಾಗಿದ್ದು ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣಗಳಿಗೆ ವಿರುದ್ಧ ದಿಕ್ಕಿನಲ್ಲಿ ಚಲಿಸುವ ಒಂದು ಬಗೆಯ ಕಿರಣಗಳು. ಅವುಗಳಿಗೆ ಆನೋಡ್ ಕಿರಣಗಳು ಅಥವಾ ಧನಾತ್ಮಕ ಕಿರಣಗಳು ಎಂದು ಹೆಸರಿಸಲಾಯಿತು. ಈ ಕಿರಣಗಳು ಧನವಿದ್ಯುದಾವಿಷ್ಟ ಕಣಗಳಿಂದ ಆಗಿವೆ ಮತ್ತು ಇವುಗಳನ್ನು ನಳಿಕಾ ಕಿರಣಗಳು ಎಂದೂ ಕರೆಯಲಾಗುತ್ತದೆ. ಏಕೆಂದರೆ ಇವು ಸರಂಧ್ರೀಯ ಕ್ಯಾಥೋಡ್‌ನ ನಾಳಗಳ ಮೂಲಕ ಚಲಿಸುತ್ತವೆ. ಆನೋಡ್ ಕಿರಣಗಳ ಬಗ್ಗೆ ಈ ಕೆಳಗಿನ ಅವಲೋಕನಗಳನ್ನು ಮಾಡಲಾಗಿತ್ತು.

- I ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣಗಳ ಹಾಗೆ ಒಂದೇ ದಿಕ್ಕಿನಲ್ಲಿ (ನೇರವಾಗಿ) ಚಲಿಸುತ್ತವೆ.
- I ಆನೋಡ್ ಕಿರಣ ಕಣಗಳು ರಾಶಿ ಮತ್ತು ಚಲನ ಶಕ್ತಿಯನ್ನು ಹೊಂದಿವೆ.
- I ಆನೋಡ್ ಕಿರಣ ಕಣಗಳು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳಿಗಿಂತ ಭಾರವಾಗಿದ್ದು ಧನ ಆವೇಶ ಹೊಂದಿವೆ.
- I ಆನೋಡ್ ಕಣಗಳ ಮೇಲಿನ ಧನಾವೇಶವು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಮೇಲಿನ ಋಣಾವೇಶದ ಪೂರ್ಣ ಸಂಖ್ಯೆಯ ಅಪವರ್ತ್ಯಗಳಾಗಿದ್ದವು.
- I ಆನೋಡ್ ಕಿರಣ ಕಣಗಳ ಸ್ವಭಾವ ಮತ್ತು ವಿವಿಧ ವಿಸರ್ಜನಾ ನಳಿಗೆಯಲ್ಲಿ ತುಂಬಿರುವ ಅನಿಲದ ಮೇಲೆ ಅವಲಂಬಿತವಾಗಿತ್ತು.

ಆನೋಡ್ ಕಿರಣ ಕಣಗಳ ಉತ್ಪತ್ತಿಯನ್ನು ವಿಸರ್ಜನ ನಳಿಗೆಯಲ್ಲಿ ತುಂಬಿರುವ ಅನಿಲದೊಂದಿಗೆ ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣಗಳ ಪ್ರತಿಕ್ರಿಯೆಯ ಆಧಾರದಲ್ಲಿ ವಿವರಿಸಬಹುದು. ಇದನ್ನು ಈ ಕೆಳಗಿನಂತೆ

ಟಿಪ್ಪಣಿಗಳು

ವಿವರಿಸಬಹುದು. ವಿಸರ್ಜನ ನಳಿಕೆಯ ಕ್ಯಾಥೋಡ್‌ನಿಂದ ಉತ್ಸರ್ಜಿತವಾದ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ನಳಿಗೆಯಲ್ಲಿರುವ ಅನಿಲದ ತಟಸ್ಥ ಪರಮಾಣುಗಳೊಂದಿಗೆ ಡಿಕ್ಕಿ ಹೊಡೆದು, ಆ ಪರಮಾಣುಗಳಲ್ಲಿರುವ ಒಂದು ಅಥವಾ ಎರಡು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಹೊರತೆಗೆಯುತ್ತವೆ. ಪರಮಾಣುವಿನಲ್ಲಿ ಉಳಿದ ಧನಾವೇಶದ ಕಣಗಳು ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಡೆಗೆ ಚಲಿಸುತ್ತವೆ. ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣ ನಳಿಗೆಯಲ್ಲಿ ಹೈಡ್ರೋಜನ್ ಅನಿಲವನ್ನು ತುಂಬಿದಾಗ ಪಡೆಯುವ ಧನಾತ್ಮಕ ಕಿರಣ ಕಣಗಳು ತುಂಬಾ ಹಗುರವಾಗಿರುತ್ತವೆ ಹಾಗೂ ಆವೇಶ ಮತ್ತು ರಾಶಿಗಳ ನಿಷ್ಪತ್ತಿ (e/m) ಹೆಚ್ಚಾಗಿರುತ್ತದೆ. ಈ ಕಣಗಳು ಹೈಡ್ರೋಜನ್ ಅಯಾನ್‌ನ್ನು ಹೋಲುತ್ತವೆ ಎಂದು ರುಧರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರವರು ತೋರಿಸಿದರು. ಈ ಕಣಗಳಿಗೆ ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳು ಎಂದು ಹೆಸರಿಸಲಾಯಿತು. ಇವು ಎಲ್ಲ ರೀತಿಯ ದ್ರವ್ಯದಲ್ಲಿಯೂ ಕಂಡುಬರುತ್ತದೆ ಎಂದು ಮುಂದೆ ತೋರಿಸಲಾಯಿತು. ಥಾಮ್ಸನ್ ಮತ್ತು ಗೋಲ್ಡ್‌ಸ್ಟೀನ್‌ರವರ ಪ್ರಯೋಗಗಳಿಂದ ಪರಮಾಣುವಿನಲ್ಲಿ ಎರಡು ವಿರುದ್ಧ ಆವೇಶದ ಕಣಗಳಿರುವುದು ಮತ್ತು ಪರಮಾಣು ವಿದ್ಯುತ್ ತಟಸ್ಥ ಎಂಬುದು ಗೊತ್ತಾಯಿತು.

ವಿದ್ಯುದಾವೇಶ ಕಣಗಳಾದ ಪ್ರೋಟಾನ್ ಮತ್ತು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಅಲ್ಲದೆ ಪರಮಾಣುವಿನಲ್ಲಿ ವಿದ್ಯುತ್ ತಟಸ್ಥವಾದ ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್ ಇರುವುದು ಕೂಡ ಪತ್ತೆ ಹಚ್ಚಲಾಯಿತು. ಇದುವರೆಗೂ ನಾವು ಅರಿತ ವಿಷಯಗಳ ಪರೀಕ್ಷೆ ಮಾಡೋಣ.

ಪಠ್ಯಕ್ರಮ ಪ್ರಶ್ನೆಗಳು 5.1

1. ದ್ರವ್ಯ ಯಾವ ಎರಡು ವಿದ್ಯುದಾವೇಶ ಕಣಗಳಿಂದ ಮಾಡಲ್ಪಟ್ಟಿದೆ?
2. ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣ ನಳಿಕೆಯನ್ನು ವಿವರಿಸಿ.
3. ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣ ನಳಿಕೆಯಲ್ಲಿ ಕ್ಯಾಥೋಡ್‌ನಿಂದ ಉತ್ಸರ್ಜಿತವಾಗುವ ಋಣಾವೇಶದ ಕಣಗಳನ್ನು ಹೆಸರಿಸಿ.
4. ವಿವಿಧ ಅನಿಲಗಳನ್ನು ಬಳಸಿದಾಗ ಬಿಡುಗಡೆಯಾಗುವ ಧನಾತ್ಮಕ ಕಿರಣ ಕಣಗಳ e/m ಬೆಲೆಗಳು ಭಿನ್ನವಾಗಿರುತ್ತವೆ. ಏಕೆ?

ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ಮತ್ತು ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳ ಆವಿಷ್ಕಾರದ ಜೊತೆಗೆ ವಿಕಿರಣ ಪಟುತ್ವ ಎಂಬ ಮತ್ತೊಂದು ವಿದ್ಯಮಾನವು ಪರಮಾಣು ವಿಭಜನೆಗೆ ಒಳಗಾಗುತ್ತದೆ ಎಂಬುದನ್ನು ಸಾಬೀತು ಮಾಡಿತು. ವಿಕಿರಣ ಪಟುತ್ವ ಎಂದರೆ ಪರಮಾಣುಗಳಿಂದ ಕೆಲವು ಕಿರಣಗಳು ತಮಗೆ ತಾವೇ ಉತ್ಸರ್ಜಿತವಾಗುವ ವಿದ್ಯಮಾನ.

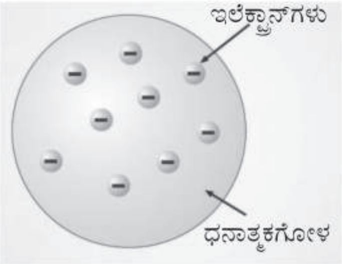
5.2 ಪರಮಾಣುಗಳ ಆರಂಭಿಕ ಮಾದರಿಗಳು

ನಾವು ಈಗಾಗಲೇ ಭಾಗ 5.1 ರಲ್ಲಿ ಕಲಿತಿರುವ ಹಾಗೆ ಪರಮಾಣುವನ್ನು ವಿಭಜಿಸಬಹುದು ಮತ್ತು ಅದರಲ್ಲಿ ಮೂರು ಮೂಲಭೂತ ಕಣಗಳಿವೆ. ಈಗ ಏಳುವ ಪ್ರಶ್ನೆ ಏನೆಂದರೆ, ಈ ಕಣಗಳು ಪರಮಾಣುವಿನಲ್ಲಿ ಹೇಗೆ ಜೋಡಣೆಯಾಗಿರುತ್ತವೆ? ಪ್ರಾಯೋಗಿಕ ಅವಲೋಕನಗಳ ಆಧಾರದ ಮೇಲೆ ಪರಮಾಣು ರಚನೆಯನ್ನು ವಿವರಿಸಲು ವಿವಿಧ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಗಳನ್ನು ಮಂಡಿಸಲಾಗಿದೆ. ನಾವು ಈ ಭಾಗದಲ್ಲಿ ಥಾಮ್ಸನ್ ಮಾದರಿ ಮತ್ತು ರುಧರ್‌ಫರ್ಡ್ ಮಾದರಿಗಳ ಬಗ್ಗೆ ಚರ್ಚಿಸುತ್ತೇವೆ.

5.2.1 ಥಾಮ್ಸನ್ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿ

ಅಧ್ಯಾಯ 3ರಲ್ಲಿ ಈಗಾಗಲೇ ಕಲಿತಿರುವ ಹಾಗೆ ದ್ರವ್ಯ ಪರಮಾಣುಗಳಿಂದ ಮಾಡಲ್ಪಟ್ಟಿದೆ. ಪರಮಾಣುಗಳು ವಿದ್ಯುತ್ ತಟಸ್ಥವಾಗಿರುತ್ತವೆ. ಪರಮಾಣುಗಳಲ್ಲಿರುವ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಆವಿಷ್ಕರಿಸಿದ ಥಾಮ್ಸನ್, ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳಿಗೆ ಸಮನಾದ ಧನಾವೇಶದ ಕಣಗಳಿರಬೇಕೆಂದು ಊಹಿಸಿದ್ದನು. ಇದರ ಆಧಾರದ

ಮೇಲೆ ಥಾಮ್ಸನ್ ಒಂದು ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯನ್ನು ಮಂಡಿಸಿದರು. ಅದರ ಪ್ರಕಾರ, ಪರಮಾಣುವು ಏಕರೂಪ ಧನಾವೇಶ ಕಣಗಳಿಂದ ಆದ ಗೋಳವಾಗಿದ್ದು ಋಣಾವೇಶದ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಅದರಲ್ಲಿ ಹರಡಿಕೊಂಡಿರುತ್ತವೆ. (ಚಿತ್ರ 5.4).



ಚಿತ್ರ: 5.4 ಥಾಮ್ಸನ್‌ರ ಪ್ಲಮ್ ಪಡ್ಡಿಂಗ್ ಮಾದರಿ

ಈ ಮಾದರಿಯನ್ನು ಪ್ಲಮ್ ಪಡ್ಡಿಂಗ್ (plum pudding model) ಮಾದರಿ ಎಂದು ಕರೆದರು. ಈ ಮಾದರಿಯು ಕಲ್ಲಂಗಡಿ ಹಣ್ಣನ್ನು ಹೋಲುತ್ತದೆ. ಹಣ್ಣಿನ ತಿರಳು ಧನಾವೇಶದ ಕಣಗಳನ್ನು ಮತ್ತು ಅದರಲ್ಲಿನ ಬೀಜಗಳು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಪ್ರತಿನಿಧಿಸುತ್ತವೆ. ಆದರೆ ಕಲ್ಲಂಗಡಿಯಲ್ಲಿ ಇದ್ದ ಹಾಗೆ ಪರಮಾಣುವಿನಲ್ಲಿ ಅಷ್ಟು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳಿಲ್ಲದಿರಬಹುದು.

5.2.2 ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರವರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿ

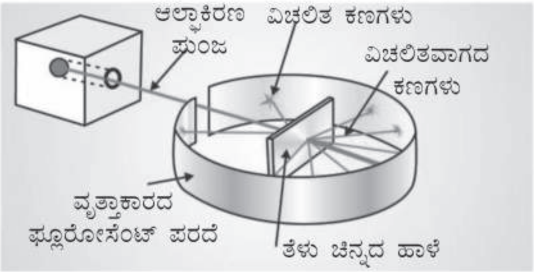
ಅರ್ನೆಸ್ಟ್ ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್ ಮತ್ತು ಸಂಗಡಿಗರು ವಿಕಿರಣ ಪಟುತ್ವದ ಕ್ಷೇತ್ರದಲ್ಲಿ ಅಧ್ಯಯನ ಮಾಡುತ್ತಿದ್ದರು. ಅವರು ದ್ರವ್ಯದ ಮೇಲೆ ಆಲ್ಫಾ ಕಿರಣಗಳ ಪರಿಣಾಮದ ಬಗ್ಗೆ ಅಧ್ಯಯನ ಮಾಡುತ್ತಿದ್ದರು. ಆಲ್ಫಾ ಕಿರಣ ಕಣಗಳು ಹೀಲಿಯಂ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಿಂದ ಆಗಿದ್ದು, ಹೀಲಿಯಂ ಪರಮಾಣುವಿನಿಂದ ಎರಡು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ತೆಗೆಯುವುದರಿಂದ ಇವುಗಳನ್ನು ಪಡೆಯಬಹುದು. ಹ್ಯಾನ್ಸ್ ಗೀಗರ್ (ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರ ತಂತ್ರಜ್ಞ) ಮತ್ತು ಅರ್ನೆಸ್ಟ್ ಮಾರ್ಸ್‌ಡೆನ್ (ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರ ಶಿಷ್ಯ) 1901 ರಲ್ಲಿ ಪ್ರಸಿದ್ಧ ಆಲ್ಫಾ ಕಿರಣ ಚದುರುವಿಕೆ ಪ್ರಯೋಗವನ್ನು ನಿರ್ವಹಿಸಿದರು. ಇದರ ಫಲವಾಗಿ ಥಾಮ್ಸನ್‌ರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿ ವಿಫಲವಾಯಿತು.

ಆಲ್ಫಾ ಕಿರಣ ಚದುರುವಿಕೆ ಪ್ರಯೋಗ

ಈ ಪ್ರಯೋಗದಲ್ಲಿ ಒಂದು ವಿಕಿರಣ ಶೀಲ ಮೂಲದಿಂದ ಪಡೆದ ಆಲ್ಫಾ ಕಿರಣಗಳ ಪುಂಜವನ್ನು ಚಿನ್ನದ ತೆಳು ಹಾಳೆ (ಸರಿಸುಮಾರು 0.00004 ಸೆಂ.ಮೀ. ದಪ್ಪ)ಯ ಮೂಲಕ ಹಾದು ಹೋಗುವಂತೆ ಮಾಡಲಾಯಿತು. ಥಾಮ್ಸನ್‌ರವರ ಮಾದರಿ ಪ್ರಕಾರ ಎಲ್ಲಾ ಆಲ್ಫಾ ಕಣಗಳು ಚಿನ್ನದ ಹಾಳೆಯ ಮೂಲಕ ಯಾವುದೇ ಅಡ್ಡಿಯಿಲ್ಲದೆ ಹಾದು ಹೋಗಿ ಹಿಂದೆ ಅಳವಡಿಸಿರುವ ಛಾಯಾ ಚಿತ್ರ ಫಲಕದ ಮೇಲೆ ಮೂಡುತ್ತವೆ ಎಂದು ನಂಬಲಾಗಿತ್ತು. ಆದರೆ, ಆಶ್ಚರ್ಯಕರ ಫಲಿತಾಂಶ ಕಂಡುಬಂತು. (ಚಿತ್ರ 5.5 ರಲ್ಲಿ ತೋರಿಸಿದೆ). ಈ ಪ್ರಯೋಗದ ಸಂದರ್ಭದಲ್ಲಿ ಗಮನಿಸಲಾದ ಪ್ರಮುಖ ಅಂಶಗಳೆಂದರೆ,

- ಹೆಚ್ಚಿನ ಆಲ್ಫಾ ಕಣಗಳು ಚಿನ್ನದ ಹಾಳೆಯ ಮೂಲಕ ಹಾದುಹೋದವು
- ಕೆಲವು ಆಲ್ಫಾ ಕಣಗಳು ಲಘು ಕೋನಗಳಲ್ಲಿ ವಿಚಲನೆ ಹೊಂದಿದವು
- ಇನ್ನೂ ಕೆಲವು ಆಲ್ಫಾ ಕಣಗಳು ವಿಶಾಲ ಕೋನಗಳಲ್ಲಿ ವಿಚಲನೆ ಹೊಂದಿದವು.
- ಸುಮಾರು 12000 ದಲ್ಲಿ ಒಂದು ಆಲ್ಫಾ ಕಣ ಬಂದ ದಾರಿಯಲ್ಲಿಯೇ ಹಿಂದಿರುಗಿತು.

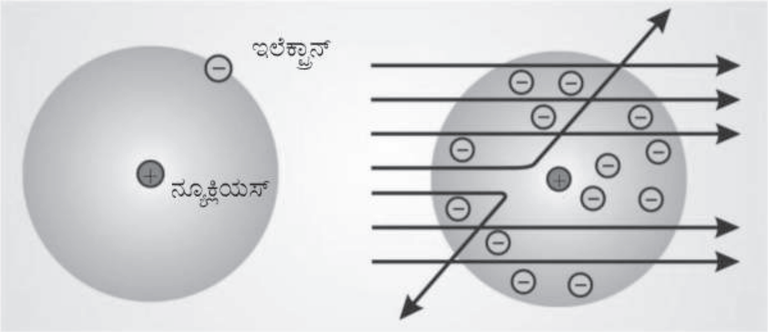
ಟಿಪ್ಪಣಿಗಳು



ಚಿತ್ರ 5.5 ಆಲ್ಫಾ ಕಿರಣ ಚದುರುವಿಕೆ ಪ್ರಯೋಗದ ಜೋಡಣೆ ಮತ್ತು ಅವಲೋಕನ

1911ರಲ್ಲಿ ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರವರು ಆಲ್ಫಾ ಕಿರಣ ಚದುರುವಿಕೆ ಪ್ರಯೋಗದ ಫಲಿತಾಂಶಗಳನ್ನು ಆಧರಿಸಿ ಒಂದು ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯನ್ನು ಮಂಡಿಸಿದರು. ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿ ಪ್ರಕಾರ (ಚಿತ್ರ 5.6(ಎ))

- ಪರಮಾಣುವಿನಲ್ಲಿ ಒತ್ತಾದ ಧನಾವೇಶದ ಕಣಗಳಿರುವ ಭಾಗವು ಅದರ ಕೇಂದ್ರದಲ್ಲಿರುತ್ತದೆ. ಇದನ್ನು ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್ ಎಂದು ಕರೆಯುತ್ತೇವೆ.
- ಪರಮಾಣುವಿನ ಎಲ್ಲಾ ಧನಾವೇಶ ಮತ್ತು ಹೆಚ್ಚು ರಾಶಿ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿರುತ್ತದೆ.
- ಪರಮಾಣುವಿನ ಉಳಿದ ಭಾಗವು ಖಾಲಿಯಾಗಿದ್ದು, ಅಲ್ಲಿ ತುಂಬಾ ಚಿಕ್ಕದಾದ ಋಣಾವೇಶದ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳಿರುತ್ತವೆ.



ಚಿತ್ರ 5.6 ಎ) ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್ ರವರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿ ಬಿ) ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್ ರವರಿಂದ ಆಲ್ಫಾ ಕಿರಣ ಚದುರುವಿಕೆ

ಪ್ರಯೋಗದ ಫಲಿತಾಂಶಗಳ ವಿವರಣೆ

ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್ ಮಂಡಿಸಿದ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿ ಆಧಾರದ ಮೇಲೆ ಆಲ್ಫಾ ಕಿರಣ ಚದುರುವಿಕೆ ಪ್ರಯೋಗದ ಪ್ರಾಯೋಗಿಕ ವೀಕ್ಷಣೆಗಳನ್ನು ವಿವರಿಸಬಹುದು. ಇದನ್ನು ಚಿತ್ರ 5.6 (ಬಿ)ನಲ್ಲಿ ತೋರಿಸಲಾಗಿದೆ. ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳಿರುವ ಪ್ರದೇಶದಲ್ಲಿ ಆಲ್ಫಾ ಕಿರಣಗಳು ಚದುರದೆ ನೇರವಾಗಿ ಮುಂದಕ್ಕೆ ಚಲಿಸಿದವು. ಧನಾವೇಶದ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನ ಹತ್ತಿರ ಬಂದ ಆಲ್ಫಾ ಕಣಗಳು ಮಾತ್ರ ವಿಚಲಿತವಾದವು. ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ಗೆ ಡಿಕ್ಕಿ ಹೊಡೆದ ಕೆಲವೇ ಕೆಲವು ಆಲ್ಫಾ ಕಣಗಳು ಮಾತ್ರ ಬಂದ ದಾರಿಯಲ್ಲಿಯೇ ಹಿಂದಿರುಗಿದವು.

> ತನ್ನ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯ ಆಧಾರದ ಮೇಲೆ ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರವರು ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನ ಗಾತ್ರವನ್ನು ಅಂದಾಜಿಸಿದರು. ಅವರ ಅಂದಾಜಿನ ಪ್ರಕಾರ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನ ತ್ರಿಜ್ಯ ಪರಮಾಣುವಿನ ತ್ರಿಜ್ಯಕ್ಕಿಂತ 1/10000 ಪಟ್ಟು ಚಿಕ್ಕದಾಗಿರುತ್ತದೆ. ಪರಮಾಣುವಿನ ಗಾತ್ರ, ಕ್ರಿಕೆಟ್ ಕ್ರೀಡಾಂಗಣ ಅಂತಾದರೆ ಅದರಲ್ಲಿರುವ ಒಂದು ಕೀಟವು ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್ ಆಗಿರುತ್ತದೆ.

ಪಠ್ಯಕ್ರಮ ಪ್ರಶ್ನೆಗಳು 5.2

1) ಥಾಮ್ಸನ್‌ರವರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿ ವಿವರಿಸಿ. ಇದನ್ನು ಏನೆಂದು ಕರೆಯಲಾಗುತ್ತದೆ?
2) ಥಾಮ್ಸನ್‌ರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿ ಸರಿಯಾಗಿದ್ದೇ ಆದರೆ ಆಲ್ಫಾ ಕಿರಣ ಚದುರುವಿಕೆ ಪ್ರಯೋಗದಲ್ಲಿ ಯಾವ ಅಂಶವನ್ನು ಗಮನಿಸಬಹುದಿತ್ತು?
3) ಆಲ್ಫಾ ಕಿರಣ ಚದುರುವಿಕೆ ಪ್ರಯೋಗ ನಿರ್ವಹಿಸಿದವರು ಯಾರು? ಅದರ ವೀಕ್ಷಣೆಗಳನ್ನು ಬರೆಯಿರಿ.
4) ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್ ಮಂಡಿಸಿದ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯನ್ನು ವಿವರಿಸಿ.

5.3 ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರವರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯ ಇತಿಮಿತಿಗಳು

ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿ ಪ್ರಕಾರ ಋಣ ವಿದ್ಯುದಾವೇಶದ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಧನಾವೇಶದ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನ ಸುತ್ತ ವೃತ್ತಾಕಾರದ ಕಕ್ಷೆಗಳಲ್ಲಿ ಸುತ್ತುತ್ತಿರುತ್ತವೆ. ಆದರೆ, ಮ್ಯಾಕ್ಸ್‌ವೆಲ್‌ರ ವಿದ್ಯುತ್‌ಕಾಂತೀಯ ನಿಯಮದ ಪ್ರಕಾರ (ಮುಂದಿನ ತರಗತಿಗಳಲ್ಲಿ ಕಲಿಯುವಿರಿ), ಒಂದು ವಿದ್ಯುದಾವೇಶದ ಕಣ ಮತ್ತೊಂದು ವಿದ್ಯುದಾವೇಶದ ಕಣದ ಸುತ್ತ ನಿರಂತರವಾಗಿ ಸುತ್ತುತ್ತಿದ್ದರೆ, ಅದು ನಿರಂತರವಾಗಿ ತನ್ನ ಶಕ್ತಿಯನ್ನು ಕಳೆದುಕೊಳ್ಳುತ್ತದೆ. ಈ ಶಕ್ತಿಯ ನಷ್ಟವು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ನ ಜವವನ್ನು ಕಡಿಮೆ ಮಾಡುತ್ತದೆ. ಆದ್ದರಿಂದ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನ ಸುತ್ತ ವೃತ್ತೀಯವಾಗಿ ಚಲಿಸುತ್ತಾ ಕಡೆಗೆ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ಗೆ ಬೀಳುವುದು ಎಂದು ಊಹಿಸಲಾಯಿತು. (ಚಿತ್ರ 5.7 ನೋಡಿ)

ಚಿತ್ರ 5.7: ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್ ಪ್ರಯೋಗದಲ್ಲಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್

ಅಂದರೆ ಪರಮಾಣು ವಿದ್ಯುತ್ ತಟಸ್ಥವಲ್ಲ (ಸ್ಥಿರವಲ್ಲ) ಎಂದಾಯಿತು.

ಯಾವುದು ಏನೇ ಆದರೂ ಪರಮಾಣು ಸ್ಥಿರ ಮತ್ತು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ಗೆ ಬಿದ್ದಿದ್ದು ಕೂಡಾ ಇಲ್ಲ. ಆದ್ದರಿಂದ ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯು ಪರಮಾಣುವಿನ ಸ್ಥಿರತೆ ವಿವರಿಸುವಲ್ಲಿ ವಿಫಲವಾಯಿತು. ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯು ಪರಮಾಣು ರಾಶಿ ಮತ್ತು ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ (ಪ್ರೋಟಾನ್ ಸಂಖ್ಯೆ) ಗಳ ನಡುವಿನ ಸಂಬಂಧ ವಿವರಿಸಲು ವಿಫಲವಾಯಿತು.

ಈ ಸಮಸ್ಯೆಯು ಚಾಡ್ವಿಕ್‌ರವರು ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಆವಿಷ್ಕರಿಸಿದ್ದರಿಂದ ಬಗೆಹರಿಯಿತು. ಇದನ್ನು ವಿಭಾಗ 5.5 ರಲ್ಲಿ ಅಭ್ಯಾಸ ಮಾಡುವಿರಿ.

ಪರಮಾಣುವಿನ ಸ್ಥಿರತೆ ಮತ್ತು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಹಂಚಿಕೆಯ ಬಗ್ಗೆ ಇದ್ದ ಅನುಮಾನ ನಿವಾರಿಸುವಲ್ಲಿ ಸಹಕರಿಸುವುದು ನೀಲ್ಸ್ ಬೋರ್‌ರವರು ಮಂಡಿಸಿದ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿ.

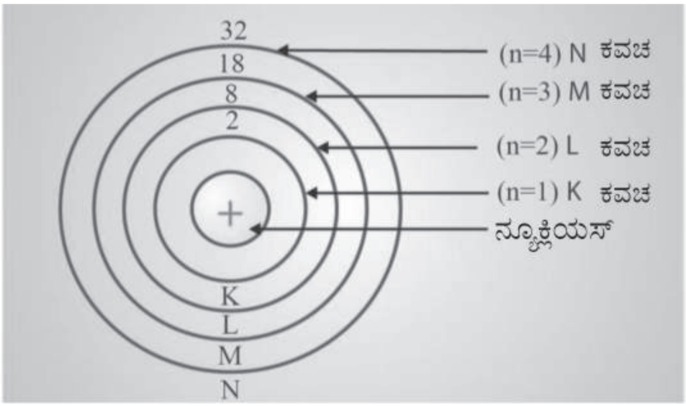
5.4 ಬೋರ್ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿ

ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರವರ ಶಿಷ್ಯನಾದ ನೀಲ್ಸ್ ಬೋರ್ 1913 ರಲ್ಲಿ ಒಂದು ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯನ್ನು ಮಂಡಿಸಿದರು. ಇದು ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರ ಮಾದರಿಯ ಮಿತಿಗಳನ್ನು ನಿವಾರಿಸಲು ರೂಪಿಸಲಾದ

ಟಿಪ್ಪಣಿಗಳು

ಮಾದರಿಯಾಗಿತ್ತು. ಬೋರ್‌ನ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯನ್ನು ಎರಡು ಪ್ರಮುಖ ಆದಿಕಲ್ಪನೆಗಳೊಂದಿಗೆ (Postulates) ತಿಳಿಯೋಣ. ಅವುಗಳೆಂದರೆ

ಆದಿಕಲ್ಪನೆ 1 : ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನ ಸುತ್ತ ನಿರ್ದಿಷ್ಟ ಪರಿಮಾಣದ ಶಕ್ತಿಯೊಂದಿಗೆ ನಿರ್ದಿಷ್ಟವಾದ ವೃತ್ತಾಕಾರದ ಪಥಗಳಲ್ಲಿ (ಕವಚ) ಸುತ್ತುತ್ತವೆ. ಸೌರವ್ಯೂಹದಲ್ಲಿನ ಗ್ರಹಗಳು ಸೂರ್ಯನ ಸುತ್ತ ಸುತ್ತುವ ಹಾಗೆ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ವೃತ್ತಾಕಾರದ ಪಥಗಳಲ್ಲಿ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನ ಸುತ್ತ ಸುತ್ತುತ್ತಿರುತ್ತವೆ. ಈ ಪಥಗಳಿಗೆ **ಕಕ್ಷೆಗಳು (ಕವಚಗಳು) ಅಥವಾ ಚೈತನ್ಯ ಮಟ್ಟ (ಶಕ್ತಿ ಮಟ್ಟ)** ಎಂದು ಕರೆಯಲಾಗುತ್ತದೆ. ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನ ಸುತ್ತ ಸುತ್ತುತ್ತಿರುವ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ತಮ್ಮ ಶಕ್ತಿಯನ್ನು ಕಳೆದುಕೊಳ್ಳುವುದಿಲ್ಲ. ಆದ್ದರಿಂದ ಇವುಗಳನ್ನು ಸ್ಥಿರ ಕಕ್ಷೆಗಳು (Stationary Orbits) ಅಥವಾ ಸ್ಥಿರ ಸ್ಥಿತಿ (Stationary State)ಗಳು ಎಂದು ಕರೆಯುತ್ತಾರೆ. ಸ್ಥಿರ ಸ್ಥಿತಿಯ ಈ ಭಾವನೆಯು ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರವರು ಎದುರಿಸಿದ್ದ ಪರಮಾಣು ಸ್ಥಿರತೆಯ ಕೊರತೆಗೆ ಸೂಕ್ತ ಉತ್ತರ ಒದಗಿಸಿತು.

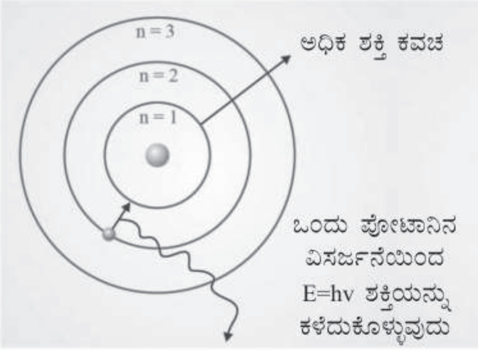


ಚಿತ್ರ 5.8 : ಪರಮಾಣುವಿನ ವಿವಿಧ ಶಕ್ತಿ ಮಟ್ಟಗಳನ್ನು ತೋರಿಸುವ ಚಿತ್ರ

ಮುಂದೆ ಬೋರ್ ಮಂಡಿಸಿದ ವೃತ್ತಾಕಾರದ ಕಕ್ಷೆ ಎಂಬ ಕಲ್ಪನೆ ಅಷ್ಟೊಂದು ಯಥೋಚಿತವಲ್ಲವೆಂದು ಭಾವಿಸಿ ಅದನ್ನು **ಶಕ್ತಿ ಕವಚಗಳು** ಎಂದು ಅಭಿವೃದ್ಧಿಪಡಿಸಲಾಯಿತು. ಇವು ನಿರ್ದಿಷ್ಟ ಶಕ್ತಿಯನ್ನು ಹೊಂದಿರುತ್ತವೆ. ವೃತ್ತಾಕಾರದ ಕಕ್ಷೆಯು ಎರಡು ಆಯಾಮವಾಗಿದ್ದರೆ, ಶಕ್ತಿ ಕವಚವು ಮೂರು ಆಯಾಮದ ಪ್ರದೇಶವಾಗಿದೆ. ನಿರ್ದಿಷ್ಟ ಶಕ್ತಿ ಕವಚಗಳನ್ನು ಆಂಗ್ಲ ಭಾಷಾ ಅಕ್ಷರಗಳಾದ K, L, M, N,--- ಅಥವಾ ಧನ ಪೂರ್ಣ ಸಂಖ್ಯೆಗಳಾದ 1, 2, 3, 4,––– ಗಳಿಂದ ಸೂಚಿಸಲಾಗುತ್ತದೆ. (ಚಿತ್ರ 5.8) ಕವಚಗಳ ಶಕ್ತಿ ಅವುಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ(n)ಯೊಂದಿಗೆ ಹೆಚ್ಚಾಗುತ್ತದೆ. n=1 ಅಂದರೆ ಮೊದಲನೇ ಕವಚ. ಇದು ಕಡಿಮೆ ಶಕ್ತಿಯನ್ನು ಹೊಂದಿರುತ್ತದೆ. ಪ್ರತಿಯೊಂದು ಕವಚವು ಗರಿಷ್ಠ $2n^2$ ನಷ್ಟು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಹೊಂದಿರುತ್ತವೆ. ಇಲ್ಲಿ 'ಟ' ಎಂಬುದು ಕವಚದ ಸಂಖ್ಯೆ ಸೂಚಿಸುತ್ತದೆ. ಈ ಸೂತ್ರದಂತೆ ಮೊದಲ ಕವಚ (K) 2 ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು, ಎರಡನೇ ಕವಚ (L)ವು 8 ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಹೊಂದಿರುತ್ತವೆ. ಪ್ರತಿ ಕವಚವನ್ನು ಉಪ ಕವಚಗಳಾಗಿ ವಿಂಗಡಿಸಲಾಗಿದೆ. ಇದರ ಬಗ್ಗೆ ಮುಂದಿನ ತರಗತಿಗಳಲ್ಲಿ ಅಧ್ಯಯನ ಮಾಡುವಿರಿ.

ಆದಿಕಲ್ಪನೆ 2 : ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಶಕ್ತಿಯನ್ನು ಗಳಿಸುವುದರಿಂದ ಅಥವಾ ಕಳೆದುಕೊಳ್ಳುವುದರಿಂದ ತಮ್ಮ ಮೂಲ ಶಕ್ತಿ ಮಟ್ಟದಿಂದಬೇರೊಂದು ಶಕ್ತಿ ಮಟ್ಟಕ್ಕೆ ಹೋಗುವುದರಿಂದ ತಮ್ಮ ಶಕ್ತಿ ಮಟ್ಟಗಳನ್ನು ಬದಲಾಯಿಸುತ್ತವೆ. ಕಡಿಮೆ ಶಕ್ತಿ ಮಟ್ಟದ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ (E_i) ಫೋಟಾನ್‌ನ ಶಕ್ತಿಯನ್ನು (hv) ಹೀರಿಕೊಂಡು ಅಧಿಕ ಶಕ್ತಿ ಕಕ್ಷೆ (E_f) ಗೆ ಏರುತ್ತದೆ. $E = hv = E_f - E_i$

ಅದೇ ರೀತಿ ಒಂದು ಫೋಟಾನ್‌ನನ್ನು (ಶಕ್ತಿ) ಕಳೆದುಕೊಂಡು ಅಧಿಕ ಶಕ್ತಿ ಕವಚದ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ಕಡಿಮೆ ಶಕ್ತಿ ಕವಚಕ್ಕೆ ಜಿಗಿಯುತ್ತದೆ. (ಚಿತ್ರ5.9 ರಲ್ಲಿ ತೋರಿಸಿದೆ)



ಚಿತ್ರ 5.9 : ಶಕ್ತಿ ಪಡೆದು ಅಥವಾ ಕಳೆದುಕೊಂಡು ತನ್ನ ಶಕ್ತಿ ಮಟ್ಟ ಬದಲಾಯಿಸುವುದನ್ನು ತೋರಿಸುವುದು.

ಪಠ್ಯಕ್ರಮ ಪ್ರಶ್ನೆಗಳು 5.3

1) ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರವರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯ ಯಾವುದಾದರೂ ಎರಡು ಮಿತಿಗಳನ್ನು ತಿಳಿಸಿ.

2) ಬೋರ್ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯ ಆದಿ ಕಲ್ಪನೆಗಳನ್ನು ಬರೆಯಿರಿ.

3) ಬೋರ್ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯು ಹೇಗೆ ಪರಮಾಣು ಸ್ಥಿರತೆಯನ್ನು ವಿವರಿಸಿತು?

ಹೀಗೆ ನೀಲ್ಸ್ ಬೋರ್‌ನ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯು ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರವರ ಎರಡು ಪ್ರಮುಖ ನ್ಯೂನತೆಗಳನ್ನು ತೊಡೆದು ಹಾಕಿತು – ಪರಮಾಣುಸ್ಥಿರತೆ ಮತ್ತು ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನ ಸುತ್ತ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಹಂಚಿಕೆ. ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರವರ ಮೂರನೇ ಮಿತಿಯು ಅಂದರೆ ಪರಮಾಣು ರಾಶಿ ಮತ್ತು ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆಗಳ ನಡುವಿನ ಸಂಬಂಧ ವಿವರಿಸಲು ವಿಫಲವಾಗಿದ್ದು. ಈ ಸಮಸ್ಯೆ ನಿವಾರಣೆಗೆ ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ನ ಆವಿಷ್ಕಾರ ಉತ್ತಮ ಉತ್ತರವಾಯಿತು. ಓದಿ ನೋಡಿ.

5.5 ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ನ ಆವಿಷ್ಕಾರ

ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರವರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿ ಪ್ರಕಾರ ಹೀಲಿಯಂನ ರಾಶಿಯು (2 ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಹೊಂದಿದೆ) ಹೈಡ್ರೋಜನ್‌ನ ರಾಶಿಗಿಂತ (1 ಪ್ರೋಟಾನ್‌ನನ್ನು ಹೊಂದಿದೆ) 2 ಪಟ್ಟು ಜಾಸ್ತಿ. (ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ರಾಶಿ ತುಂಬಾ ಕಡಿಮೆಯಾದ ಕಾರಣ ನಿರ್ಲಕ್ಷಿಸಿದೆ). ಆದರೆ ಹೀಲಿಯಂ ಮತ್ತು ಹೈಡ್ರೋಜನ್‌ಗಳ ರಾಶಿಯ ನಿಖರ ನಿಷ್ಪತ್ತಿ 4:1. ಆದ್ದರಿಂದ ಪರಮಾಣುವಿನ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿ ಇನ್ನೂ ಬೇರೆ ಬಗೆಯ ಉಪ ಪರಮಾಣ್ವಿಕ ಕಣಗಳಿರಬೇಕು ಮತ್ತು ಅವು ರಾಶಿಯನ್ನು ಹೊಂದಿದ್ದು ವಿದ್ಯುತ್ ತಟಸ್ಥ ಆಗಿರಬೇಕು ಎಂಬ ಅಂಶವನ್ನು ಊಹಿಸಲಾಯಿತು.

ಅಂತಹ ಒಂದು ಕಣವನ್ನು 1932 ರಲ್ಲಿ ಜೇಮ್ಸ್ ಚಾಡ್ವಿಕ್‌ರವರು ಆವಿಷ್ಕರಿಸಿದರು. ವಿದ್ಯುತ್ ತಟಸ್ಥವಾದ ಈ ಕಣವನ್ನು ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳೆಂದು ಕರೆಯಲಾಯಿತು. ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಹೈಡ್ರೋಜನ್ ಹೊರತುಪಡಿಸಿ ಎಲ್ಲಾ ಪರಮಾಣುಗಳ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿಯೂ ಕಂಡು ಬರುತ್ತವೆ. ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ನ ರಾಶಿಯು ಪ್ರೋಟಾನ್ ರಾಶಿಗಿಂತ ಸ್ವಲ್ಪ ಹೆಚ್ಚಾಗಿರುತ್ತದೆ. ಮತ್ತು ಇವುಗಳನ್ನು 'ಟಿ' ಅಕ್ಷರದಿಂದ ಸೂಚಿಸುತ್ತೇವೆ. ಹೀಗೆ ಹೀಲಿಯಂ 2 ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಮತ್ತು 2 ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಹೊಂದಿದ್ದರೆ, ಹೀಲಿಯಂ ಮತ್ತು ಹೈಡ್ರೋಜನ್‌ಗಳ ರಾಶಿ ಅನುಪಾತ 4:1 ಆಗಿರುತ್ತದೆ ಎಂದು ವಿವರಿಸಬಹುದು. ಪರಮಾಣುವಿನ ಮೂಲಭೂತ ಕಣಗಳ ಗುಣಲಕ್ಷಣಗಳನ್ನು ಕೋಷ್ಟಕ 5.1 ರಲ್ಲಿ ನೀಡಿದೆ.

ಟಿಪ್ಪಣಿಗಳು

ಕೋಷ್ಟಕ 5.1 : ಉಪ ಪರಮಾಣ್ವಿಕ ಕಣಗಳ ಗುಣ ಲಕ್ಷಣಗಳು

ಕಣ	ಸಂಕೇತ	ರಾಶಿ (ಕೆ.ಜಿ.ಗಳಲ್ಲಿ)	ನಿಜವಾದ ಆವೇಶ (ಕೂಲಾಂಬ್‌ಗಳಲ್ಲಿ)	ಸಾಪೇಕ್ಷ ಆವೇಶ
ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್	e	9.109 389 x 10–31	1.602 177 x 10–19	–1
ಪ್ರೋಟಾನ್	p	1.672 623 x 10–27	1.602 177 x 10–19	1
ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್	n	1.674 928 x 10–27	0	0

ಪಠ್ಯಕ್ರಮ ಪ್ರಶ್ನೆಗಳು 5.4

1) ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್ ಎಂದರೇನು? ಅದು ಪರಮಾಣುವಿನ ಯಾವ ಭಾಗದಲ್ಲಿರುತ್ತದೆ?

2) ಆಲ್ಫಾ (α) ಕಣದಲ್ಲಿ ಎಷ್ಟು ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳಿರುತ್ತವೆ?

3) ಪ್ರೋಟಾನ್ ಮತ್ತು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ನಡುವಿನ ವ್ಯತ್ಯಾಸ ತಿಳಿಸಿ

5.6 ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ ಮತ್ತು ಪರಮಾಣು ರಾಶಿ ಸಂಖ್ಯೆ

ನೀವು ಈಗಾಗಲೇ ಕಲಿತಿರುವ ಹಾಗೆ ಪರಮಾಣುವಿನ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿ ಧನಾವೇಶದ ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳು ಮತ್ತು ತಟಸ್ಥ ಕಣಗಳಾದ ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳಿರುತ್ತವೆ. ಒಂದು ಧಾತುವಿನ ಪರಮಾಣುವಿನ ಬೀಜ ಕೇಂದ್ರದಲ್ಲಿರುವ (ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್) ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆಯನ್ನು ಆ ಧಾತುವಿನ ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ ಎಂದು ಹೇಳುತ್ತೇವೆ. ಇದನ್ನು Z ಎಂಬ ಅಕ್ಷರದಿಂದ ಸೂಚಿಸಲಾಗುತ್ತದೆ. ಒಂದು ಧಾತುವಿನ ಎಲ್ಲಾ ಪರಮಾಣುಗಳು ಒಂದೇ ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆಯನ್ನು ಹೊಂದಿರುತ್ತವೆ. ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನ ಹೊರಗಿನ ಅವಕಾಶದಲ್ಲಿರುತ್ತವೆ. ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆಗೆ ಸಮನಾದ ಸಂಖ್ಯೆಯಷ್ಟೇ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳಿರುತ್ತವೆ.

ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ = ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ

ಡಾಲ್ಟನ್‌ರವರ ಪ್ರಕಾರ, ವಿವಿಧ ಧಾತುಗಳ ಪರಮಾಣುಗಳು ಭಿನ್ನವಾಗಿರುತ್ತವೆ. ಈ ವ್ಯತ್ಯಾಸಕ್ಕೆ ಕಾರಣವಾಗಿರುವುದು ಅವುಗಳ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿರುವ ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳು ಎಂದು ಇಂದು ನಿರ್ಭೀತವಾಗಿ ಹೇಳಬಹುದು. ಮತ್ತೊಂದು ರೀತಿಯಲ್ಲಿ ಹೇಳುವುದಾದರೆ, ಭಿನ್ನ ಧಾತುಗಳು ಅವುಗಳ ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆಯಿಂದ ಭಿನ್ನವಾಗಿರುತ್ತವೆ. ಉದಾಹರಣೆಗೆ ಹೈಡ್ರೋಜನ್ ಮತ್ತು ಹೀಲಿಯಂನ ಪರಮಾಣುಗಳು ಭಿನ್ನವಾಗಿವೆ ಏಕೆಂದರೆ ಹೈಡ್ರೋಜನ್‌ನ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿ 1 ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ಇದ್ದರೆ, ಹೀಲಿಯಂ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿ 2 ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳಿರುತ್ತವೆ. ಅವುಗಳ ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆಗಳು ಕ್ರಮವಾಗಿ 1 ಮತ್ತು 2. ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರ ಪ್ರಕಾರ ಪರಮಾಣುವಿನ ಹೆಚ್ಚು ರಾಶಿ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿ ಕೇಂದ್ರೀಕೃತವಾಗಿದೆ. ಇದಕ್ಕೆ ಕಾರಣ ಭಾರ ಪರಮಾಣು ಕಣಗಳಾದ ಪ್ರೋಟಾನ್ ಮತ್ತು ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಎರಡೂ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿಯೇ ಇರುತ್ತವೆ. ಈ ಎರಡೂ ಕಣಗಳನ್ನು ಒಟ್ಟಿಗೆ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಾನ್‌ಗಳು ಎನ್ನುವರು. ಪರಮಾಣು ಬೀಜಕೇಂದ್ರ ದಲ್ಲಿರುವ (ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್) ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆಗೆ ಪರಮಾಣು ರಾಶಿ ಸಂಖ್ಯೆ ಎಂದು ಕರೆಯುತ್ತೇವೆ. ಇದನ್ನು A ಎಂಬ ಸಂಕೇತದಿಂದ ಸೂಚಿಸುತ್ತೇವೆ. ಈ ಸಂಖ್ಯೆಯು ಪ್ರೋಟಾನ್ ಮತ್ತು ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಒಟ್ಟು ಸಂಖ್ಯೆಗೆ ಸಮನಾಗಿರುತ್ತದೆ. ಆದ್ದರಿಂದ

ರಾಶಿ ಸಂಖ್ಯೆ (A) = ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ (Z) + ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ (n)

ಟಿಪ್ಪಣಿಗಳು

ಧಾತುವಿನ ಮೇಲೆ ಪರಮಾಣು ರಾಶಿ ಮತ್ತು ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆಯನ್ನು ಈ ಕೆಳಗಿನಂತೆ ಸಂಕೇತಿಸಲಾಗುತ್ತದೆ.

$${}^{A}_{Z}X$$

ಇಲ್ಲಿ X ಧಾತುವನ್ನು ಸೂಚಿಸುತ್ತದೆ

Z ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ ಮತ್ತು

A ಪರಮಾಣು ರಾಶಿ ಸಂಖ್ಯೆಯನ್ನು ಸೂಚಿಸುತ್ತದೆ.

ಉದಾಹರಣೆಗೆ ${}^{12}_{6}C$ ಇದರ ಅರ್ಥವೇನೆಂದರೆ, ಕಾರ್ಬನ್ ಧಾತುವಿನ ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ 6 ಮತ್ತು ಅದರ ಅದರ ರಾಶಿ ಸಂಖ್ಯೆ 12. ಈ ರೀತಿಯಾಗಿ ಸಂಕೇತ ಬಳಸಿ ಪರಮಾಣುವಿನ ವಿವಿಧ ಕಣಗಳನ್ನು ಲೆಕ್ಕ ಹಾಕಬಹುದು.

ಉದಾಹರಣೆಗೆ ಕಾರ್ಬನ್ ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ 6 ಅಂದರೆ, ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = 6

ರಾಶಿ ಸಂಖ್ಯೆ = ಪ್ರೋಟಾನ್ ಸಂಖ್ಯೆ + ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್ ಸಂಖ್ಯೆ . ಆದ ಕಾರಣ

12 = 6 + ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ

ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = 12 – 6 = 6.

ಹೀಗೆ ${}^{12}_{6}C$ ರ ಒಂದು ಪರಮಾಣುವು 6 ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳು, 6 ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಮತ್ತು 6 ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಹೊಂದಿರುತ್ತದೆ.

ಪಠ್ಯಕ್ರಮ ಪ್ರಶ್ನೆಗಳು 5.5

1) ಸೋಡಿಯಂನ ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ 11 ಮತ್ತು ರಾಶಿ ಸಂಖ್ಯೆ 23. ಆದರೆ, ಅದರ ಪರಮಾಣುವಿನಲ್ಲಿರುವ ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳು, ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಮತ್ತು ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ ಲೆಕ್ಕಿಸಿ.

2) 7 ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳು ಮತ್ತು 8 ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಹೊಂದಿರುವ ಪರಮಾಣುವಿನ ರಾಶಿ ಸಂಖ್ಯೆ ಎಷ್ಟು?

3) ${}^{40}_{18}Ar$ ಮತ್ತು ${}^{49}_{19}K$ ಇವುಗಳಲ್ಲಿರುವ, ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳು ಮತ್ತು ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಲೆಕ್ಕ ಹಾಕಿ.

5.7 ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನಿಕ್ ವಿನ್ಯಾಸ: ವಿವಿಧ ಕವಚಗಳಲ್ಲಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಹಂಚಿಕೆ

ನಾವು ಈಗಾಗಲೇ ಚರ್ಚಿಸಿರುವಂತೆ, ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನ ಸುತ್ತ ನಿರ್ದಿಷ್ಟ ಪಥಗಳಲ್ಲಿ (ಕವಚಗಳಲ್ಲಿ) ಸುತ್ತುತ್ತಿರುತ್ತವೆ. ಈ ಕವಚಗಳಿಗೆ ನಿರ್ದಿಷ್ಟ ಶಕ್ತಿ ಇರುತ್ತದೆ ಮತ್ತು ಅವುಗಳಲ್ಲಿ ವಿವಿಧ ಸಂಖ್ಯೆಯ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ತುಂಬಿರುತ್ತವೆ. ಈ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ವಿವಿಧ ಕವಚಗಳಲ್ಲಿ ಹೇಗೆ ಹಂಚಿಕೆಯಾಗಿರುತ್ತವೆ? ಎಂಬ ಪ್ರಶ್ನೆ ಏಳುತ್ತದೆ. ಈ ಪ್ರಶ್ನೆಗೆ ಉತ್ತರ ನೀಡಿದವರು ಬೋರ್ ಮತ್ತು ಬುರಿ. ಅವರ ಪ್ರಕಾರ, ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ಹಂಚಿಕೆಯು ಈ ಕೆಳಗಿನ ನಿಯಮಗಳನ್ನು ಪಾಲಿಸುತ್ತದೆ.

ಟಿಪ್ಪಣಿಗಳು

1. ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ತುಂಬುವ ಕವಚಗಳನ್ನು ಆಂಗ್ಲ ಭಾಷಾ ಅಕ್ಷರಗಳಾದ K, L, M, N, --- ಅಥವಾ ಧನ ಪೂರ್ಣ ಸಂಖ್ಯೆಗಳಾದ 1, 2, 3, 4, ... ಗಳಿಂದ ಸೂಚಿಸಲಾಗುತ್ತದೆ.
2. ಕವಚಗಳು ಅವುಗಳ ಶಕ್ತಿ ಮಟ್ಟದ ಏರಿಕೆ ಕ್ರಮದಲ್ಲಿ ಜೋಡಣೆಯಾಗಿರುತ್ತವೆ. M ಕವಚದ ಶಕ್ತಿ L ಕವಚದ ಶಕ್ತಿಗಿಂತ ಹೆಚ್ಚು ಮತ್ತು L ನ ಶಕ್ತಿಯು K ನ ಶಕ್ತಿಗಿಂತ ಹೆಚ್ಚು.
3. ಪ್ರತಿ ಕವಚದಲ್ಲಿರಬಹುದಾದ ಗರಿಷ್ಠ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆಯನ್ನು $2n^2$ ಸೂತ್ರ ತಿಳಿಸುತ್ತದೆ. ಇಲ್ಲಿ 'n' ಎಂಬುದು ಕವಚದ ಸಂಖ್ಯೆಯನ್ನು ತೋರಿಸುತ್ತದೆ. ಇದರಂತೆ ಪ್ರತಿ ಕವಚದಲ್ಲಿ ತುಂಬುವ ಗರಿಷ್ಠ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ ಈ ಕೆಳಗಿನಂತಿರುತ್ತದೆ.

   K ಕವಚದ ಗರಿಷ್ಠ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ $(n=1) = 2n^2 = 2(1)^2 = 2$

   L ಕವಚದ ಗರಿಷ್ಠ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ $(n=2) = 2n^2 = 2(2)^2 = 8$

   M ಕವಚದ ಗರಿಷ್ಠ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ $(n=3) = 2n^2 = 2(3)^2 = 18$

ಕೋಷ್ಟಕ 5.2 ಬೇರೆ ಬೇರೆ ಕವಚಗಳಲ್ಲಿ ತುಂಬುವ ಗರಿಷ್ಠ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ

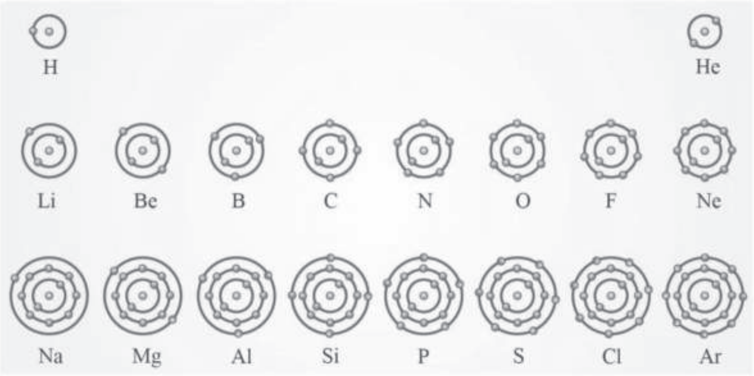
n ನ ಬೆಲೆ	ಕವಚದ ಹೆಸರು	ಗರಿಷ್ಠ ಸಾಮರ್ಥ್ಯ
1	K – ಕವಚ	2
2	L – ಕವಚ	8
3	M – ಕವಚ	18
4	N – ಕವಚ	32

4. ಕವಚಗಳು ಅವುಗಳ ಶಕ್ತಿಯ ಏರಿಕೆ ಕ್ರಮದಲ್ಲಿ ತುಂಬಲ್ಪಡುತ್ತವೆ.
5. ಒಳಗಿನ ಕವಚಗಳು ಸಂಪೂರ್ಣ ತುಂಬದ ಹೊರತು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಬೇರೆ ಕವಚಕ್ಕೆ ಹೋಗುವುದಿಲ್ಲ.

ವಿವಿಧ ಕವಚಗಳಲ್ಲಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ಹಂಚಿಕೆಯನ್ನು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನಿಕ್ ವಿನ್ಯಾಸ ಎನ್ನುತ್ತೇವೆ. ಕೆಲವು ಧಾತುಗಳ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನಿಕ್ ವಿನ್ಯಾಸ ಬರೆಯೋಣ

- ಹೈಡ್ರೋಜನ್ ಪರಮಾಣು 1 ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ನನ್ನು ಹೊಂದಿರುತ್ತದೆ. ಈ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ಮೊದಲ ಕವಚವನ್ನು ತುಂಬುತ್ತದೆ. ಮತ್ತು ಹೈಡ್ರೋಜನ್‌ನ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ವಿನ್ಯಾಸ 1.
- ಹೀಲಿಯಂ ನಲ್ಲಿ 2 ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳಿವೆ. ಮೊದಲ ಕವಚದಲ್ಲಿ 2 ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳಿರಲು ಸಾಧ್ಯವಿರುವ ಕಾರಣ ಈ ಎರಡನೇ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ಕೂಡ ಮೊದಲ ಕವಚದಲ್ಲಿ ತುಂಬುತ್ತದೆ. ಹೀಲಿಯಂನ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನಿಕ್ ವಿನ್ಯಾಸ 2.
- ಮೂರನೇ ಧಾತು ಲಿಥಿಯಂ ಅನ್ನು ಪರಿಗಣಿದಾಗ ಅದರಲ್ಲಿ 3 ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳಿವೆ. ಮೊದಲ 2 ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಮೊದಲ ಕವಚದಲ್ಲಿ ತುಂಬುವ ಕಾರಣ ಉಳಿದ 1 ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ಅದರ ನಂತರದ ಹೆಚ್ಚಿನ ಶಕ್ತಿ ಕವಚದಲ್ಲಿ ತುಂಬುತ್ತದೆ. ಆದ್ದರಿಂದ ಲಿಥಿಯಂನ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ವಿನ್ಯಾಸ 2, 1.

ಇದೇ ರೀತಿ ಬೇರೆ ಬೇರೆ ಧಾತುಗಳ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ವಿನ್ಯಾಸ ಬರೆಯಬಹುದು. ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ 1 ರಿಂದ 18 ರವರೆಗಿನ ಧಾತುಗಳ ಪರಮಾಣು ರಚನೆಗಳನ್ನು ಚಿತ್ರ 5.10 ರಲ್ಲಿ ನೀಡಿದೆ.



ಚಿತ್ರ 5.10 : 1 ರಿಂದ 18 ರವರೆಗಿನ ಪರಮಾಣುಗಳಲ್ಲಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಜೋಡಣೆ

5.7.1 ವೇಲೆನ್ಸಿ ಪರಿಕಲ್ಪನೆ

ನಾವು ಈಗಾಗಲೇ 18 ಧಾತುಗಳ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ವಿನ್ಯಾಸ ಚರ್ಚಿಸಿದ್ದೇವೆ. ಚಿತ್ರ 5.10 ರಲ್ಲಿ ನಾವು ಗಮನಿಸುವ ವಿಷಯವೇನೆಂದರೆ ಪ್ರತಿ ಧಾತುವಿನ ಹೊರ ಕವಚದಲ್ಲಿರುವ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ ಬೇರೆ ಬೇರೆಯಾಗಿದೆ. ಹೊರ ಕವಚದಲ್ಲಿರುವ ಈ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಎನ್ನುತ್ತೇವೆ. ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆಯು ಧಾತುವಿನ ಸಂಯೋಗ ಸಾಮರ್ಥ್ಯ ನಿರ್ಧರಿಸುತ್ತದೆ. ವೇಲೆನ್ಸಿ ಎಂಬುದು ಮಾನೋವೇಲೆಂಟ್ ಧಾತುಗಳೊಂದಿಗೆ ಒಂದು ಧಾತುವು ಎಷ್ಟು ಬಂಧಗಳನ್ನು ಏರ್ಪಡಿಸುತ್ತದೆ ಎಂಬುದನ್ನು ತಿಳಿಸುತ್ತದೆ. ಹೈಡ್ರೋಜನ್ ಮಾನೋವೇಲೆಂಟ್ ಆದ ಕಾರಣ, ಇದರ ಜೊತೆಯಲ್ಲಿ ಎಷ್ಟು ಬಂಧಗಳನ್ನು ಏರ್ಪಡಿಸುತ್ತದೆ ಎನ್ನುವ ಆಧಾರದ ಮೇಲೆ ಧಾತುಗಳ ವೇಲೆನ್ಸಿ ಲೆಕ್ಕ ಹಾಕಲಾಗುತ್ತದೆ. ಉದಾಹರಣೆಗೆ H_2O, NH_3 ಮತ್ತು CH_4 ಗಳಲ್ಲಿ ಆಕ್ಸಿಜನ್, ನೈಟ್ರೋಜನ್ ಮತ್ತು ಕಾರ್ಬನ್‌ಗಳ ವೇಲೆನ್ಸಿ ಕ್ರಮವಾಗಿ 2, 3 ಮತ್ತು 4.

ಪೂರ್ಣ ತುಂಬಿದ ಹೊರಗಿನ ಕವಚಗಳನ್ನು ಹೊಂದಿರುವ ಧಾತುಗಳು ಅತ್ಯಂತ ಕಡಿಮೆ ಕ್ರಿಯಾಶೀಲ ಅಥವಾ ಜಡವಾಗಿರುತ್ತವೆ. ಅವುಗಳ ಸಂಯೋಗ ಸಾಮರ್ಥ್ಯ 'ಸೊನ್ನೆ'. ಸಂಪೂರ್ಣ ತುಂಬಿದ ವೇಲೆನ್ಸಿ ಕವಚಗಳನ್ನು ಹೊಂದಿರುವ ಧಾತುಗಳು ಸ್ಥಿರ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನಿಕ್ ವಿನ್ಯಾಸ ಹೊಂದಿರುತ್ತವೆ. ಈ ಗುಂಪಿಗೆ ಸೇರಿದ ಧಾತುಗಳು ಗರಿಷ್ಠ 8 ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಹೊಂದಿರುತ್ತವೆ. ಇದನ್ನು ಅಷ್ಟಕ ನಿಯಮ ಎನ್ನುತ್ತೇವೆ. ಇದರ ಬಗ್ಗೆ ಅಧ್ಯಾಯ 7 ರಲ್ಲಿ ಅಧ್ಯಯನ ಮಾಡುವಿರಿ. ಒಂದು ಪರಮಾಣುವು ಮತ್ತೊಂದು ಪರಮಾಣುವಿನ ಜೊತೆ ಸಂಯೋಗವಾಗಿ ಅಣು ಉಂಟು ಮಾಡಬೇಕಾದರೆ ಅದು ಅಷ್ಟಕ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ವಿನ್ಯಾಸವನ್ನು ಪಡೆಯಬೇಕು. ಅಂದರೆ ಅದರ ಹೊರ ಕವಚದಲ್ಲಿ 8 ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳಿರುತ್ತವೆ. ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ವಿನ್ಯಾಸ ಬಳಸಿ ಅಷ್ಟಕ ನಿಯಮವನ್ನು ಅನ್ವಯಿಸುವುದರಿಂದ ಧಾತುಗಳ ವೇಲೆನ್ಸಿ ಲೆಕ್ಕ ಹಾಕಬಹುದು. ಇದು ಈ ಕೆಳಗಿನಂತಿರುತ್ತದೆ.

1) ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆಯು 4 ಅಥವಾ ಅದಕ್ಕಿಂತ ಕಡಿಮೆ ಇದ್ದಾಗ ಧಾತುವಿನ ವೇಲೆನ್ಸಿ, ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆಗೆ ಸಮವಾಗಿರುತ್ತದೆ.

2) ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆಯು 4 ಕ್ಕಿಂತ ಹೆಚ್ಚಾಗಿದ್ದಾಗ ವೇಲೆನ್ಸಿಯು 8 ಮತ್ತು ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ವ್ಯತ್ಯಾಸಕ್ಕೆ ಸಮವಾಗಿರುತ್ತದೆ. (8 – ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು)

ಆದ್ದರಿಂದ

ವೇಲೆನ್ಸಿ = ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ (4 ಅಥವಾ ಅದಕ್ಕಿಂತ ಕಡಿಮೆ ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳಿದ್ದಾಗ)

ವೇಲೆನ್ಸಿ = 8 – ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ (4 ಕ್ಕಿಂತ ಹೆಚ್ಚು ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳಿದ್ದಾಗ)

ಟಿಪ್ಪಣಿಗಳು

1 ರಿಂದ 18 ರವರೆಗಿನ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ವಿನ್ಯಾಸ ಮತ್ತು ಅವುಗಳ ವೇಲೆನ್ಸಿಯನ್ನು ಕೋಷ್ಟಕ 5.3 ರಲ್ಲಿ ನೀಡಿದೆ.

ಕೋಷ್ಟಕ 5.3: 1 ರಿಂದ 18 ರವರೆಗಿನ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ವಿನ್ಯಾಸ ಮತ್ತು ಅವುಗಳ ವೇಲೆನ್ಸಿಯನ್ನು ತೋರಿಸುವ ಕೋಷ್ಟಕ

ಧಾತುವಿನ ಹೆಸರು	ಸಂಕೇತ	ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ	ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ	ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ	ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ	ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಜೋಡಣೆ				ವೇಲೆನ್ಸಿ
						K	L	M	N	
ಹೈಡ್ರೋಜನ್	H	1	1	–	1	1	–	–	–	1
ಹೀಲಿಯಂ	He	2	2	2	2	2	–	–	–	0
ಲಿಥಿಯಂ	Li	3	3	4	3	2	1	–	–	1
ಬೆರಿಲಿಯಂ	Be	4	4	5	4	2	2	–	–	2
ಬೋರಾನ್	B	5	5	6	5	2	3	–	–	3
ಕಾರ್ಬನ್	C	6	6	6	6	2	4	–	–	4
ನೈಟ್ರೋಜನ್	N	7	7	7	7	2	5	–	–	3
ಆಕ್ಸಿಜನ್	O	8	8	8	8	2	6	–	–	2
ಫ್ಲೋರಿನ್	F	9	9	10	9	2	7	–	–	1
ನಿಯಾನ್	Ne	10	10	10	10	2	8	–	–	0
ಸೋಡಿಯಂ	Na	11	11	12	11	2	8	1	–	1
ಮೆಗ್ನೀಶಿಯಂ	Mg	12	12	12	12	2	8	2	–	2
ಅಲ್ಯೂಮಿನಿಯಂ	Al	13	13	14	13	2	8	3	–	3
ಸಿಲಿಕಾನ್	Si	14	14	14	14	2	8	4	–	4
ರಂಜಕ	P	15	15	16	15	2	8	5	–	3, 5
ಗಂಧಕ	S	16	16	16	16	2	8	6	–	2
ಕ್ಲೋರಿನ್	Cl	17	17	18	17	2	8	7	–	1
ಆರ್ಗಾನ್	Ar	18	18	22	18	2	8	8	–	0

ಮುಂದಿನ ಅಧ್ಯಾಯದಲ್ಲಿ ಧಾತುಗಳ ಆವರ್ತಕ ಜೋಡಣೆಯಲ್ಲಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನಿಕ್ ವಿನ್ಯಾಸದ ಪ್ರಾಮುಖ್ಯತೆ ಬಗ್ಗೆ ಅಧ್ಯಯನ ಮಾಡುವಿರಿ. ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನಿಕ್ ವಿನ್ಯಾಸ ಬಂಧದ ಸ್ವಭಾವ ವಿವರಿಸಲು ಸಹಕರಿಸುತ್ತದೆ. ಇದನ್ನು ಅಧ್ಯಾಯ 7 ರಲ್ಲಿ ಅಧ್ಯಯನ ಮಾಡಲಾಗುತ್ತದೆ.

ಟಿಪ್ಪಣಿಗಳು

ಪಠ್ಯಕ್ರಮ ಪ್ರಶ್ನೆಗಳು 5.6

1) ನೈಟ್ರೋಜನ್ ಧಾತುವಿನ ಪರಮಾಣುವಿನಲ್ಲಿ (ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ 7) ಎಷ್ಟು ಕವಚಗಳಿರುತ್ತವೆ?
2) ಪೂರ್ಣ ತುಂಬಿದ ಮೊದಲ ಕವಚ ಹೊಂದಿರುವ ಧಾತುವನ್ನು ಹೆಸರಿಸಿ.
3) ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ 11 ಹೊಂದಿರುವ ಧಾತುವಿನ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನಿಕ್ ವಿನ್ಯಾಸ ಬರೆಯಿರಿ.

ಇದುವರೆಗೂ ನೀವು ಕಲಿತಿದ್ದು

I ಡಾಲ್ಟನ್‌ರ ಪರಮಾಣು ಸಿದ್ಧಾಂತದ ಪ್ರಕಾರ ಪರಮಾಣು ಅತ್ಯಂತ ಸೂಕ್ಷ್ಮ ಕಣ ಮತ್ತು ಅದನ್ನು ವಿಭಜಿಸುವುದು ಅಸಾಧ್ಯ. ಆಗ ಗೊತ್ತಿದ್ದ ರಾಶಿ ಸಂರಕ್ಷಣಾ ನಿಯಮ, ಸ್ಥಿರ ಸಮಾನುಪಾತ ನಿಯಮ ಮತ್ತು ಅಪವರ್ತ್ಯ ಸಮಾನುಪಾತ ನಿಯಮ (Law of multiple proportions)ಗಳನ್ನು ವಿವರಿಸಲು ಡಾಲ್ಟನ್ ಪರಮಾಣು ಸಿದ್ಧಾಂತ ಸಮರ್ಥವಾಗಿತ್ತು. 19ನೇ ಶತಮಾನದ ಅಂತ್ಯಕ್ಕೆ ಪರಮಾಣು ಸೂಕ್ಷ್ಮ ಕಣವೂ ಅಲ್ಲ ಮತ್ತು ಅಭೇದ್ಯವೂ ಅಲ್ಲ ಇದನ್ನು ಇನ್ನೂ ಸೂಕ್ಷ್ಮ ಕಣಗಳಾಗಿ ವಿಭಜಿಸಬಹುದು ಎಂಬುದನ್ನು ಪ್ರಯೋಗಗಳು ತೋರಿಸಿಕೊಟ್ಟವು. ಋಣ ವಿದ್ಯುದಾವಿಷ್ಟ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್, ಧನ ವಿದ್ಯುದಾವಿಷ್ಟ ಪ್ರೋಟಾನ್ ಮತ್ತು ವಿದ್ಯುತ್ ತಟಸ್ಥ ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಪರಮಾಣುವಿನ ಮೂಲಭೂತ ಕಣಗಳಾಗಿವೆ.

I ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣಗಳು ಅಸ್ತಿತ್ವದಲ್ಲಿವೆ, ಇವು ಋಣಾವೇಶವನ್ನು ಹೊಂದಿರುತ್ತವೆ ಎಂಬುದನ್ನು ಜೆ. ಜೆ. ಥಾಮ್ಸನ್‌ರವರು ತೋರಿಸಿಕೊಟ್ಟರು. ಇವುಗಳನ್ನು ಅವರು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಎಂದು ಕರೆದರು. ಇದರಿಂದ ಪರಮಾಣುವನ್ನು ಭೇದಿಸಬಹುದು ಎಂದು ಗೊತ್ತಾಯಿತು.

I ಗೋಲ್ಡ್ ಸ್ಟೀನ್ ರವರು ಪರಮಾಣುವಿನಲ್ಲಿ ಆನೋಡ್ ಕಿರಣಗಳು ಇರುವ ಬಗ್ಗೆ ತೋರಿಸಿಕೊಟ್ಟರು. ಇವು ಧನಾವೇಶವನ್ನು ಹೊಂದಿವೆ ಮತ್ತು ಇವುಗಳನ್ನು ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳು ಎಂದು ಕರೆಯುತ್ತೇವೆ.

I ಪ್ಲಮ್ ಪಡ್ಡಿಂಗ್ ಮಾದರಿಯ ಪ್ರಕಾರ ಪರಮಾಣುವು ಏಕರೂಪ ಧನಾವೇಶ ಕಣಗಳಿಂದ ಆದ ಗೋಳವಾಗಿದ್ದು ಋಣಾವೇಶದ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಅದರಲ್ಲಿ ಹರಡಿಕೊಂಡಿರುತ್ತವೆ.

I ಆಲ್ಫಾ ಕಿರಣ ಚದುರುವಿಕೆ ಪ್ರಯೋಗ ಥಾಮ್ಸನ್‌ರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯ ವಿಫಲತೆಗೆ ದಾರಿಯಾಯಿತು. ಈ ಪ್ರಯೋಗದಲ್ಲಿ ಒಂದು ವಿಕಿರಣ ಶೀಲ ಮೂಲದಿಂದ ಪಡೆದ ಆಲ್ಫಾ ಕಿರಣಗಳ ಪುಂಜವನ್ನು ಚಿನ್ನದ ತೆಳು ಹಾಳೆಯ ಮೂಲಕ ಹಾದು ಹೋಗುವಂತೆ ಮಾಡಲಾಯಿತು. ಈ ಪ್ರಯೋಗದಲ್ಲಿ * ಹೆಚ್ಚಿನ ಆಲ್ಫಾ ಕಣಗಳು ಚಿನ್ನದ ಹಾಳೆಯ ಮೂಲಕ ಹಾದುಹೋದವು ಕೆಲವು ಆಲ್ಫಾ ಕಣಗಳು ಲಘು ಕೋನಗಳಲ್ಲಿ ವಿಚಲನೆ ಹೊಂದಿದವು * ಇನ್ನೂ ಕೆಲವು ಆಲ್ಫಾ ಕಣಗಳು ವಿಶಾಲ ಕೋನಗಳಲ್ಲಿ ವಿಚಲನೆ ಹೊಂದಿದವು. * ತುಂಬಾಕಡಿಮೆ ಆಲ್ಫಾ ಕಣಗಳು ಬಂದ ದಾರಿಯಲ್ಲಿಯೇ ಹಿಂದಿರುಗಿದವು.

I ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯು ಧನಾವೇಶದ ಕಣಗಳು ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿರುತ್ತವೆ ಮತ್ತು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಇದರ ಸುತ್ತ ಸುತ್ತುತ್ತಿರುತ್ತವೆ. ಎಂದು ತಿಳಿಸಿತು.

I ರುದರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯು ಪರಮಾಣುವಿನ ಸ್ಥಿರತೆ, ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಹಂಚಿಕೆ ಹಾಗೂ ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ ಮತ್ತು ಪರಮಾಣು ರಾಶಿಗಳ ನಡುವಿನ ಸಂಬಂಧ ವಿವರಿಸಲು ವಿಫಲವಾಯಿತು.

ಟಿಪ್ಪಣಿಗಳು

- ಬೋರ್‌ನ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯು ಪರಮಾಣುವಿನ ಸ್ಥಿರತೆ, ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಹಂಚಿಕೆಯ ಬಗ್ಗೆ ತಿಳಿಸಿಕೊಟ್ಟಿತು. ಇದರ ಪ್ರಕಾರ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ನಿರ್ದಿಷ್ಟ ವೃತ್ತಾಕಾರದ ಪಥಗಳಲ್ಲಿ ನಿರ್ದಿಷ್ಟ ಶಕ್ತಿಯೊಂದಿಗೆ ಸುತ್ತುತ್ತಿರುತ್ತವೆ. ಮತ್ತು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಶಕ್ತಿ ಪಡೆದು ಅಥವಾ ಕಳೆದುಕೊಂಡು ತಮ್ಮ ಕವಚಗಳನ್ನು ಬದಲಾಯಿಸುತ್ತಿರುತ್ತವೆ.
- 1932ರಲ್ಲಿ ಜೇಮ್ಸ್ ಚಾಡ್ವಿಕ್‌ರವರು ಪರಮಾಣುವಿನಲ್ಲಿರುವ ತಟಸ್ಥ ಕಣವಾದ ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ನ್ನು ಆವಿಷ್ಕರಿಸಿದರು.
- ಪರಮಾಣುವಿನಲ್ಲಿರುವ ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆಗೆ ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ ಎಂದು ಕರೆಯುತ್ತೇವೆ. ಇದನ್ನು Z ಎಂಬ ಅಕ್ಷರದಿಂದ ತೋರಿಸುತ್ತೇವೆ. ಪರಮಾಣುವಿನ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿರುವ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆಗೆ ಪರಮಾಣು ರಾಶಿ ಸಂಖ್ಯೆ ಎನ್ನುತ್ತೇವೆ. ಇದನ್ನು A ಎಂಬ ಅಕ್ಷರದಿಂದ ಸೂಚಿಸುತ್ತೇವೆ.
- ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ತಮ್ಮ ಶಕ್ತಿಯ ಏರಿಕೆ ಕ್ರಮದಲ್ಲಿ ಜೋಡಿಸಿಕೊಂಡಿರುತ್ತವೆ. ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಹಂಚಿಕೆಯನ್ನು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನಿಕ್ ವಿನ್ಯಾಸ ಎನ್ನುತ್ತೇವೆ. ಪ್ರತಿ ಕವಚದಲ್ಲಿರಬಹುದಾದ ಗರಿಷ್ಠ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆಯನ್ನು $2n^2$ ಸೂತ್ರದಿಂದ ಸೂಚಿಸುತ್ತೇವೆ. ಇಲ್ಲಿ n ಎಂಬುದು ಕವಚದ ಸಂಖ್ಯೆಯನ್ನು ಸೂಚಿಸುತ್ತದೆ.
- ಮಾನೋವೇಲೆಂಟ್ ಧಾತುಗಳೊಂದಿಗೆ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಹಂಚಿಕೊಳ್ಳುವ ಸಾಮರ್ಥ್ಯವನ್ನು ವೇಲೆನ್ಸಿ ಎನ್ನುತ್ತೇವೆ. ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ 4 ಅಥವಾ ಕಡಿಮೆ ಇದ್ದರೆ, ವೇಲೆನ್ಸಿಯು ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆಗೆ ಸಮನಾಗಿರುತ್ತದೆ. ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ 4 ಕ್ಕಿಂತ ಹೆಚ್ಚಿದ್ದರೆ, ವೇಲೆನ್ಸಿಯು 8 ಮತ್ತು ವೇಲೆನ್ಸಿ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ವ್ಯತ್ಯಾಸಕ್ಕೆ ಸಮನಾಗಿರುತ್ತದೆ.

ಅಂತಿಮ ಪ್ರಶ್ನೆಗಳು

1. ಜೆ. ಜೆ. ಥಾಮ್ಸನ್‌ರವರು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಹೇಗೆ ಆವಿಷ್ಕರಿಸಿದರು? ಅವರ ಪ್ಲಮ್ ಪಡ್ಡಿಂಗ್ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯನ್ನು ವಿವರಿಸಿ.
2. ಥಾಮ್ಸನ್‌ರವರು, ಎಲ್ಲ ಪರಮಾಣುಗಳೂ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳನ್ನು ಹೊಂದಿವೆ ಎಂದು ತೀರ್ಮಾನಿಸಲು ಕಾರಣವಾದ ಅಂಶ ಯಾವುದು?
3. ಈ ಕೆಳಗಿನ ಉಪಪರಮಾಣ್ವಿಕ ಕಣಗಳನ್ನು ಹೆಸರಿಸಿ.
   ಎ) ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿರುವ ಇವುಗಳ ಸಂಖ್ಯೆಯು ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆಗೆ ಸಮವಾಗಿವೆ
   ಬಿ) ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿ ಕಂಡುಬರದ ಕಣ.
   ಸಿ) ವಿದ್ಯುದಾವೇಶ ಹೊಂದಿಲ್ಲದ ಕಣ.
   ಡಿ) ಬೇರೆ ಕಣಗಳಿಗಿಂತ ಕಡಿಮೆ ರಾಶಿಯನ್ನು ಹೊಂದಿರುವ ಕಣ.
4. ಈ ಕೆಳಗಿನವುಗಳಲ್ಲಿ ಸಾಮಾನ್ಯವಾಗಿ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿ ಕಂಡುಬರುವ ಕಣಗಳು ಯಾವುವು?
   ಎ) ಪ್ರೋಟಾನುಗಳು ಮತ್ತು ನ್ಯೂಟ್ರಾನುಗಳು ಮಾತ್ರ
   ಬಿ) ಪ್ರೋಟಾನ್, ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್ ಮತ್ತು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು
   ಸಿ) ನ್ಯೂಟ್ರಾನುಗಳು ಮಾತ್ರ
   ಡಿ) ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ಮತ್ತು ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಮಾತ್ರ.

5. ರುಧರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರವರ ಅಲ್ಫಾ ಕಣ ಪ್ರಯೋಗವನ್ನು ವಿವರಿಸಿ. ಇದು ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನ ಅವಿಷ್ಕಾರಕ್ಕೆ ಹೇಗೆ ದಾರಿಯಾಯಿತು?
6. ಪರಮಾಣುವಿನ ಬಗ್ಗೆ ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆಯು ಏನನ್ನು ತಿಳಿಸುತ್ತದೆ?
7. ಪರಮಾಣುವಿನಲ್ಲಿರುವ ಪ್ರೋಟಾನ್ ಮತ್ತು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನುಗಳ ಸಂಬಂಧವನ್ನು ತಿಳಿಸಿ.
8. ರುಧರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರವರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯನ್ನು ನೀಲ್ಸ್ ಬೋರ್‌ರವರು ಹೇಗೆ ಪರಿಷ್ಕರಿಸಿದರು?
9. ಸ್ಥಿರ ಸ್ಥಿತಿಯಿಂದ ಏನನ್ನು ಅರ್ಥ ಮಾಡಿಕೊಳ್ಳಬಹುದು?
10. ಕವಚ ಎಂದರೇನು? L ಕವಚದಲ್ಲಿ ಇರಬಹುದಾದ ಗರಿಷ್ಠ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನುಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ ಎಷ್ಟು?
11. ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನಿಕ್ ವಿನ್ಯಾಸ ಬರೆಯಲು ಅನುಸರಿಸಬೇಕಾದ ನಿಯಮಗಳನ್ನು ಬರೆಯಿರಿ.

ಪಠ್ಯಕ್ರಮ ಪ್ರಶ್ನೆಗಳಿಗೆ ಉತ್ತರಗಳು

5.1

1. ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನುಗಳು ಮತ್ತು ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳು
2. ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಿರಣ ನಳಿಕೆಯು ಎರಡು ಲೋಹದ ವಿದ್ಯುದಾಗ್ರಗಳನ್ನು (Electrodes) ಹೊಂದಿರುತ್ತದೆ. ಋಣ ವಿದ್ಯುದಾಗ್ರವನ್ನು ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಎಂದು ಮತ್ತು ಧನ ವಿದ್ಯುದಾಗ್ರವನ್ನು ಆನೋಡ್ ಎಂದು ಕರೆಯುತ್ತೇವೆ. ಈ ಎರಡೂ ವಿದ್ಯುದಾಗ್ರಗಳನ್ನು ಪ್ರಬಲ ವೋಲ್ಟೇಜ್ ಆಕರಕ್ಕೆ ಜೋಡಿಸಿರುತ್ತಾರೆ.
3. ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್
4. ಕ್ಯಾಥೋಡ್‌ನಿಂದ ಉತ್ಸರ್ಜಿತವಾದ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನುಗಳು ಕಿರಣ ನಳಿಕೆಯಲ್ಲಿನ ಅನಿಲಗಳಿಗೆ ಡಿಕ್ಕಿ ಹೊಡೆದು ಒಂದು ಅಥವಾ ಅನೇಕ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನುಗಳನ್ನು ಹೊರ ತೆಗೆಯುತ್ತವೆ. ಇದರಿಂದ ಉಳಿದ ಧನಾತ್ಮಕ ಕಣಗಳು ಕ್ಯಾಥೋಡ್ ಕಡೆಗೆ ಚಲಿಸುತ್ತವೆ. ವಿವಿಧ ಅನಿಲಗಳ ಪರಮಾಣುಗಳು ಭಿನ್ನ ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆಯನ್ನು ಹೊಂದಿರುವುದರಿಂದ, ಭಿನ್ನ e/m ಬೆಲೆಗಳನ್ನು ಹೊಂದಿರುವ ಧನ ಆಯಾನುಗಳು ಉಂಟಾಗುತ್ತವೆ.

5.2

1. ಥಾಮ್ಸನ್ ಪ್ರಕಾರ, ಪರಮಾಣುವು ಏಕರೂಪ ಧನಾವೇಶ ಕಣಗಳಿಂದ ಆದ ಗೋಳವಾಗಿದ್ದು ಋಣಾವೇಶದ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಅದರಲ್ಲಿ ಹರಡಿಕೊಂಡಿರುತ್ತವೆ. ಈ ಮಾದರಿಯನ್ನು ಪ್ಲಮ್ ಪಡ್ಡಿಂಗ್ (plum pudding model) ಮಾದರಿ ಎಂದು ಕರೆಯುತ್ತೇವೆ.
2. ಥಾಮ್ಸನ್ ಮಾದರಿಯು ಸರಿಯಾಗಿದ್ದಿದ್ದರೆ, ಅತಿ ಹೆಚ್ಚು ಅಲ್ಫಾ ಕಿರಣಗಳು ಪರಮಾಣುವಿನ ಮೂಲಕ ನೇರವಾಗಿ ಚಲಿಸುತ್ತಿದ್ದವು.
3. ಗೀಗರ್ ಮತ್ತು ಮಾರ್ಸ್‌ಡೆನ್‌ರವರು ಅಲ್ಫಾ ಕಿರಣ ಚದುರುವಿಕೆ ಪ್ರಯೋಗವನ್ನು ಮಾಡಿದರು. ಈ ಪ್ರಯೋಗದಲ್ಲಿ ಒಂದು ವಿಕಿರಣ ಶೀಲ ಮೂಲದಿಂದ ಪಡೆದ ಆಲ್ಫಾ ಕಿರಣಗಳ ಪುಂಜವನ್ನು ಚಿನ್ನದ ತೆಳು ಹಾಳೆಯ ಮೂಲಕ ಹಾದು ಹೋಗುವಂತೆ ಮಾಡಲಾಯಿತು. ಈ ಪ್ರಯೋಗದಲ್ಲಿ * ಹೆಚ್ಚಿನ ಆಲ್ಫಾ ಕಣಗಳು ಚಿನ್ನದ ಹಾಳೆಯ ಮೂಲಕ ಹಾದುಹೋದವು * ಕೆಲವು ಆಲ್ಫಾ ಕಣಗಳು ಲಘು ಕೋನಗಳಲ್ಲಿ ವಿಚಲನೆ ಹೊಂದಿದವು * ಇನ್ನೂ ಕೆಲವು ಆಲ್ಫಾ ಕಣಗಳು

ವಿಶಾಲ ಕೋನಗಳಲ್ಲಿ ವಿಚಲನೆ ಹೊಂದಿದವು. * ತುಂಬಾ ಕಡಿಮೆ ಆಲ್ಫಾ ಕಣಗಳು ಬಂದ ದಾರಿಯಲ್ಲಿಯೇ ಹಿಂದಿರುಗಿದವು.

4. ರುಥರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರವರ ಪ್ರಕಾರ, ಪರಮಾಣುವು ಒತ್ತಾದ ಧನಾತ್ಮಕ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನ್ನು ಹೊಂದಿದೆ. ಋಣಾವೇಶದ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನುಗಳು ಅದರ ಸುತ್ತ ಸುತ್ತುತ್ತಿರುತ್ತವೆ. ಧನಾವೇಶ ಮತ್ತು ಹೆಚ್ಚಿನ ರಾಶಿ ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿ ಇರುತ್ತದೆ.

5.3

1. ರುಥರ್‌ಫರ್ಡ್‌ರವರ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯು, ಪರಮಾಣುವಿನ ಸ್ಥಿರತೆ, ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನುಗಳ ಹಂಚಿಕೆ ಮತ್ತು ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ ಹಾಗು ಪರಮಾಣು ರಾಶಿಗಳ ಸಂಬಂಧ ವಿವರಿಸಲು ವಿಫಲವಾಯಿತು.
2. ಬೋರ್‌ನ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯ ಎರಡು ಆದಿ ಕಲ್ಪನೆಗಳು :
   ಎ) ನಿರ್ದಿಷ್ಟ ಶಕ್ತಿಯ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನುಗಳು ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನ ಸುತ್ತ ನಿರ್ದಿಷ್ಟ ವೃತ್ತೀಯ ಕವಚಗಳಲ್ಲಿ ಸುತ್ತುತ್ತವೆ.
   ಬಿ) ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನುಗಳು ಶಕ್ತಿಯನ್ನು ಪಡೆದು ಅಥವಾ ಕಳೆದುಕೊಂಡು ತಮ್ಮ ಶಕ್ತಿ ಮಟ್ಟಗಳನ್ನು ಬದಲಾಯಿಸುತ್ತವೆ.
3. ಬೋರ್‌ನ ಪರಮಾಣು ಮಾದರಿಯು, ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನುಗಳು ನಿರ್ದಿಷ್ಟ ಶಕ್ತಿಯನ್ನು ಹೊಂದಿವೆ ಎಂದು ತಿಳಿಸಿ ಪರಮಾಣುವಿನ ಸ್ಥಿರತೆಯನ್ನು ವಿವರಿಸಿತು.

5.4

1. ಇದು ನ್ಯೂಕ್ಲಿಯಸ್‌ನಲ್ಲಿರುವ ತಟಸ್ಥ ಪರಮಾಣು ಕಣ.
2. ಅಲ್ಫಾ ಕಣವು ಎರಡು ನ್ಯೂಟ್ರಾನುಗಳನ್ನು ಹೊಂದಿದೆ.
3. ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನು ಮತ್ತು ಪ್ರೋಟಾನುಗಳನ್ನು ಅವುಗಳ ಅವೇಶದ ಅಧಾರದಲ್ಲಿ ಗುರುತಿಸಬಹುದು. ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನು ಋಣಾವೇಶವನ್ನು ಹೊಂದಿದ್ದರೆ, ಪ್ರೋಟಾನು ಧನಾವೇಶವನ್ನು ಹೊಂದಿರುತ್ತದೆ. ಪ್ರೋಟಾನ್ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನುಗಿಂತ 1840 ಪಟ್ಟು ಭಾರವಾಗಿರುತ್ತದೆ,

5.5

1. ಪ್ರೋಟಾನುಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = 11

   ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನುಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = 11

   ನ್ಯೂಟ್ರಾನುಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = 12
2. ರಾಶಿ ಸಂಖ್ಯೆ = ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ + ನ್ಯೂಟ್ರಾನುಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ. ಆದ್ದರಿಂದ

   ರಾಶಿ ಸಂಖ್ಯೆ = 7 + 8 = 15.
3. $^{40}_{18}Ar$: ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ = 18

   ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = ಪ್ರೋಟಾನುಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = 18

   ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = ರಾಶಿ ಸಂಖ್ಯೆ – ಪ್ರೋಟಾನುಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = 40 – 18 = 22

   $^{49}_{19}K$: ಪ್ರೋಟಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ = 19

ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನುಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = ಪ್ರೋಟಾನುಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = 19

ನ್ಯೂಟ್ರಾನ್‌ಗಳ ಸಂಖ್ಯೆ = ರಾಶಿ ಸಂಖ್ಯೆ – ಪ್ರೋಟಾನ್ ಸಂಖ್ಯೆ = 40 –19 = 21

5.6

1. ನೈಟ್ರೋಜನ್‌ನ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್ ವಿನ್ಯಾಸ 2,5. ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ಎರಡು ಕವಚಗಳನ್ನು ಆಕ್ರಮಿಸುತ್ತವೆ. ಮೊದಲ ಕವಚ ಪೂರ್ಣ ತುಂಬುತ್ತದೆ (ಎರಡು ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು) ಮತ್ತು ಎರಡನೇ ಕವಚ ಪೂರ್ಣ ತುಂಬುವುದಿಲ್ಲ. (8 ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನ್‌ಗಳು ತುಂಬಬೇಕು)
2. ಹೀಲಿಯಂ
3. ಪರಮಾಣು ಸಂಖ್ಯೆ 11 ಆಗಿರುವ ಧಾತುವಿನ ಇಲೆಕ್ಟ್ರಾನಿಕ್ ವಿನ್ಯಾಸ 2, 8, 1.