

ВИШЕЕЛЕКТРОНСКИ АТОМИ И ПАУЛИЈЕВ ПРИНЦИП

Редни број елемента представља број позитивних наелектрисања у језгру. Пошто је атом електронеутралан он мора да има исти број електрона, колико и позитивних наелектрисања. Поставља се питање како су су распоређени ти електрони око језгра¹.

У рјешавању проблема расподјеле електрона у омотачу око језгра велику заслугу има аустријски физичар Волфганг Паули. Он је (1925.) на основу експерименталних података дошао до закључка да у једном атому не могу да постоје два или више електрона који имају сва четири квантна броја иста. То значи да два електрона у једном атому морају да се разликују бар по једном квантном броју.

Паулијев принцип искључивости (забране):

Не постоје два електрона у једном атому који могу да заузму исто квантно стање односно у једном атому не могу да постоје два електрона са једнаким вриједностима сва четири квантна броја.

| Кванти бројеви електрона у атому | | | |
|-----------------------------------|--------|------------|------------------------------------|
| назив | ознака | | могуће вриједности |
| главни квантни број | n | | 1, 2, 3 ... |
| орбитални квантни број | l | $l=n-1$ | 0, 1, 2, ... (n-1) |
| (орбитални) магнетни квантни број | m_l | $m_l=2l+1$ | 0, ± 1 , ± 2 , \neq |
| магнетни квантни број спина | m_s | | $-\frac{1}{2}, \frac{1}{2}$ |

¹ Атом са више електрона је сложен физички систем. Шредингерова једначина примијењена на атоме са више електрона има веома сложен математички облик.

Сваки електрон осећа привлачну силу језгра, али истовремено интерагује и са осталим електронима. Електрони који се налазе ближе језгру дјелимично заклањају поље језгра. Зато електрони који су даље слабије осјећају привлачење од језгра, због присуства електрона који су ближе језгру.

Енергетски нивои атома са више електрона, због ефекта заклањања, одређени су квантним бројевима n и l (код атома водоника зависе само од квантног броја n). Мада, вриједности енергије квантних стања знатно више зависе од квантног броја n , него од квантног броја l .

Помоћу Паулијевог принципа и четири квантна броја могуће је распоредити електроне једног атома по путањама. Електрони се рапоредују тако што прво попуњавају најнижа енергетска стања.

Електронска конфигурација је размјештање електрона по квантним стањима унутар атома. Појмови љуска и подљуска поједностављају описивање електронских конфигурација у атомима². Стања са истом вриједношћу главног квантног броја називају се електронска љуска (електронски слој, електронска орбита), а означавају се словима K, L, M, N ... У свакој љусци (слоју) атома електрони су распоређени по подљускама (подслојевима, поднивоима, орбиталама), који одговарају одређеној вриједности орбиталног квантног броја. Подљуске се означавају словима *s, p, d, f, g, h...*

Имајући у виду Паулијев принцип, максималан број електрона са истим квантним бројевима је:

$$\begin{array}{llllll}
 n & l & m_l & m_s & - & 1 \text{ електрон} \\
 n & l & m_l & & - & 2 \text{ електрона} \\
 n & l & & & - & 2(2l+1) \text{ електрона} \\
 n & & & & - & \sum_{l=0}^{n-1} 2(2l+1) = 2n^2 \text{ електрона}
 \end{array}$$

Број електрона које могу да садрже поједине подљуске је:

| подљуска | <i>s</i> | <i>p</i> | <i>d</i> | <i>f</i> | <i>g</i> | <i>h</i> |
|--------------------------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|
| орбитални квантни број | $l=0$ | $l=1$ | $l=2$ | $l=3$ | $l=4$ | $l=5$ |
| број електрона $2(2l+1)$ | 2 | 6 | 10 | 14 | 18 | 22 |

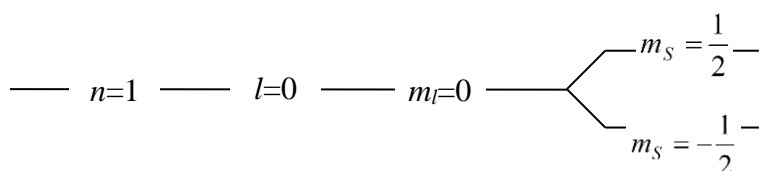
Максималан број електрона у једној љусци једнак је збиру максималног броја електрона на свим подљускама и износи $2n^2$. Према томе, поједине љуске могу да садрже сљедећи број електрона:

² Љуску чине сви електрони са истим главним квантним бројем *n*, а подљуску чине сви електрони који имају исти главни квантни број *n* и орбитални квантни број *l*.

| љуска | K | L | M | N | O | P | Q |
|-----------------------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| главни квантни број | $n=1$ | $n=2$ | $n=3$ | $n=4$ | $n=5$ | $n=6$ | $n=7$ |
| број електрона $2n^2$ | 2 | 8 | 18 | 32 | 50 | 72 | 98 |

Електрони у атому се распоређују тако да енергија буде минимална, односно попуњавају најниже љуске. У оквиру једне љуске најнижу енергију имају s -стања, затим p -стања итд.

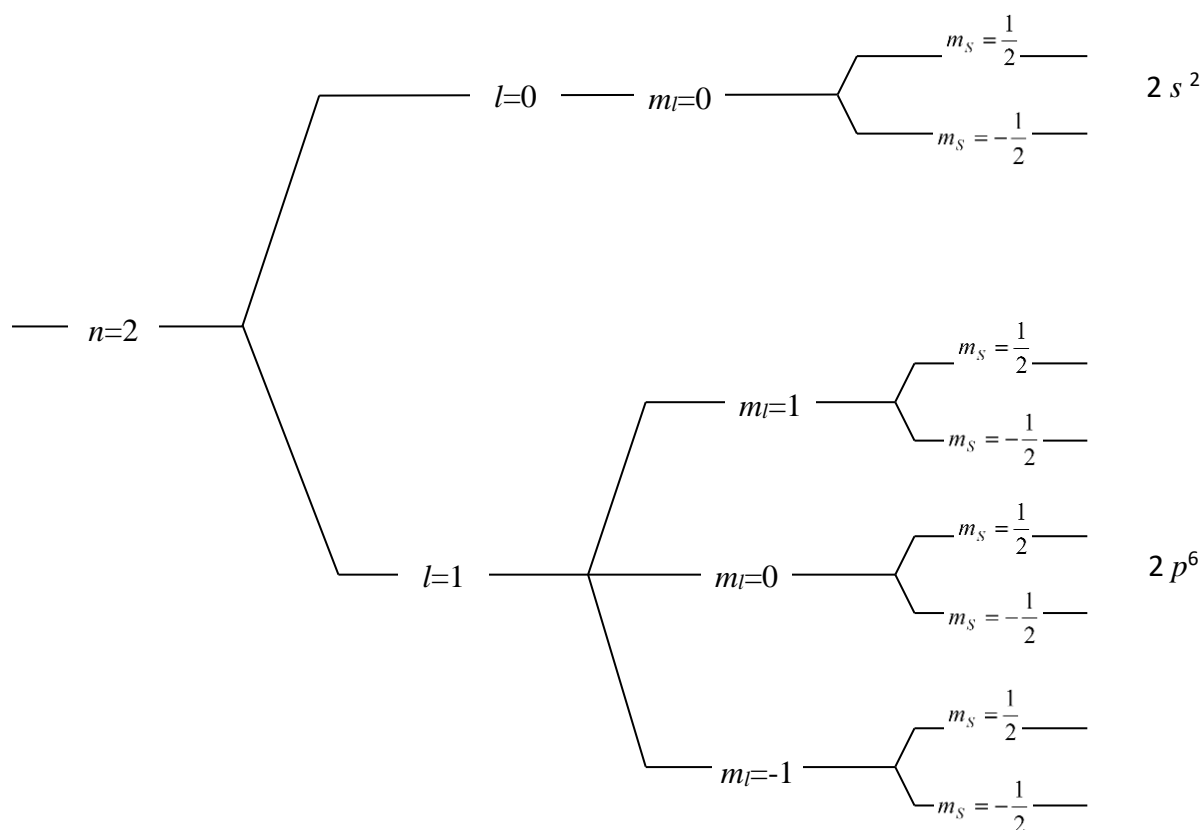
Примјер: ако је главни квантни број $n=1$, орбитални квантни број l може да буде само нула, а такође ће и магнетни квантни број m_l бити нула. Остаје је још магнетни квантни број спина m_s који за сваку комбинацију квантних бројева може да има двије вриједности $-\frac{1}{2}, \frac{1}{2}$.



То значи да прва љуска K са главним квантним бројем $n=1$ може да има само два електрона (први: $n=1, l=0, m_l=0, m_s = \frac{1}{2}$; други: $n=1, l=0, m_l=0, m_s = -\frac{1}{2}$).

Примјер: ако је главни квантни број $n=2$

Љуска L са главним квантним бројем $n=2$, може да има орбитални квантни број $l=0$ и $l=1$. У првој подљусци, када је $l=0$, мора да буде и $m_l=0$, па могу да се нађу два електрона. У другој подљусци, када је $l=1$, магнетни квантни број m_l има три вриједности 1, 0, -1. За сваку вриједност магнетног квантног броја постоје по два електрона, што значи да на овој подљусци могу да се нађу 6 електрона. Према томе, укупан број могућих електрона на љусци са главним квантним бројем $n=2$ је 8.



За број електрона који садржи нека подљуска уведен је начин обиљежавања. Примјер:
 $2p^6$ – означава да се у L љусци ($n=2$), на p -подљусци ($l=1$) налази 6 електрона.

Пример: распоред електрон

- водоник - $1s^1$ - 1 електрон
- хелијум - $1s^2$ - 2 електрона
- литијум - $1s^2, 2s^1$ - 3 електрона
- неон - $1s^2, 2s^2, 2p^6$ - 10 електрона

Распоред електрона у атомском омотачу:

| Главни квантни број n | Љуска | Број електрона у стањима (подљускама) | | | | | Максималан број електрона |
|----------------------------------|-------|---------------------------------------|-------|-------|-------|-------|---------------------------------|
| | | $l=0$ | $l=1$ | $l=2$ | $l=3$ | $l=4$ | |
| | | s | p | d | f | g | |
| 1 | K | 2 | - | - | - | - | 2 |
| 2 | L | 2 | 6 | - | - | - | 8 |
| 3 | M | 2 | 6 | 10 | - | - | 18 |
| 4 | N | 2 | 6 | 10 | 14 | - | 32 |
| 5 | O | 2 | 6 | 10 | 14 | 18 | 50 |