

# Atom

**Leukipos a Demokritos** – před 2.5 tis. let na základě pozorování přírodních dějů vyslovili teorii, že všechny látky, které existují, jsou složeny z malých, nezničitelných a nedělitelných částic – **atomů**.

Dnešní poznatky: **Atomy jsou základní stavební částice chemických látek** s poloměrem řádově  $10^{-10}$  m.

## Jádro atomu

**Atomové jádro** se skládá z **nukleonů** (určených hmotnostním číslem A): **protonů** (atomové číslo Z) a **neutronů** (neutronové číslo N). Platí  $A = Z + N$ . Číslo Z také udává počet elektronů (atom je elektricky neutrální).

## Struktura jádra

Je složené ze dvou mikročástic – **protonu a neutronu**, které označujeme společným názvem **nukleony**. Poloměr jádra je přibližně  $5 \cdot 10^{-15}$  m.

### Proton

Proton je částice, která je nositelem kladného elementárního náboje, má označení **p** (případně  $p^+$ ,  ${}_1^1p$ ,  $H^+$ ). Počet protonů v jádře atomu je charakteristický pro každý prvek. Počet protonů odpovídá počtu elektronů – elektroneutralita atomu.

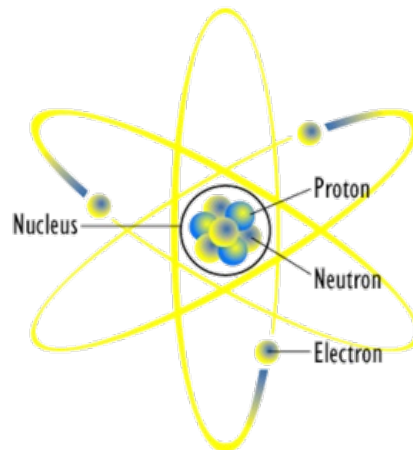
**Protonové číslo** Udává počet protonů v jádře atomu a počet elektronů v obalu elektroneutrálního atomu. Shoduje se s pořadovým číslem prvku v periodické soustavě prvků.

### $H^+$ jako proton

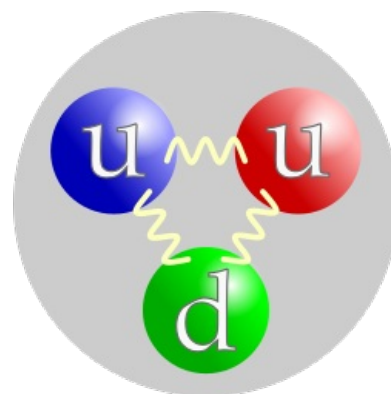
Někdy je vodíkový kation, který vznikl disociací kyselin, označován též jako proton. Při ztrátě svého jediného elektronu zůstává jen jádro tvořené jedním protonem (u nejjednoduššího izotopu  ${}_1^1H$ ).

### Neutron

Neutron je elektricky neutrální částice rozměrově přibližně stejná s protonem. **Počet neutronů v jádře udává neutronové číslo – N' a počet nukleonů v jádře (tzn. protonů + neutronů) udává nukleonové číslo – A.**



Model atomu



Kvarkový model protonu

Vlastnosti částic

| Název    | Symbol | Pokožová hmotnost [g]   | Náboj [C]               | Relativní elementární náboj |
|----------|--------|-------------------------|-------------------------|-----------------------------|
| proton   | p      | $1,6726 \cdot 10^{-24}$ | $1,602 \cdot 10^{-19}$  | +1                          |
| neutron  | n      | $1,6750 \cdot 10^{-24}$ | 0                       | 0                           |
| elektron | e      | $9,110 \cdot 10^{-28}$  | $-1,602 \cdot 10^{-19}$ | -1                          |

## Charakteristika jádra

Atomová hmotnost se vyjadřuje v hmotnostních jednotkách:  $1 \text{ hj} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ . Každý atom je charakterizovaný protonovým a nukleonovým číslem, na základě toho rozlišujeme:

- **Izotopy** – Složené z atomů, které mají stejné protonové, ale různé nukleonové číslo. Liší se tedy počtem neutronů. Mají stejné chemické vlastnosti, ale odlišují se fyzikálními vlastnostmi. V přírodě se většina prvků vyskytuje v izotopové směsi.
- **Izobary** – Nuklidy rozličných prvků, které mají stejné nukleonové číslo, ale rozdílné protonové číslo.
- **Izotony** – Nuklidy rozličných prvků, které mají rozdílné protonové ale taky nukleonové číslo, ale mají stejný počet neutronů v jádře.
- **Izomery** – Atomy s dočasně zvýšenou celkovou energií, tzn. nestabilní.

Celkový **náboj jádra** je  $Z \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}$  C. Poloměr jádra vypočítáme podle vzorce:  $R_A = 1,23 \cdot 10^{-15} \cdot A^{1/3}$  (m).

Síly v jádře jsou projevem silné jadrové interakce. Působí jen v jádře na vzdálenost cca  $10^{-15}$  m. Jsou to nejsilnější síly, jaké v přírodě známe.

## Radioaktivita

Atomová jádra některých prvků jsou nestabilní a podléhají **samovolné přeměně** (přírodní radioaktivita), přičemž dochází k **emisi záření** – ionizující záření.

U přirozených radionuklidů rozeznáváme tyto složky záření:

- **záření  $\alpha$** - proud atomových jader helia
- **záření  $\beta$** - tvořené proudem elektronů;
- **záření  $\gamma$**  – nejpronikavější, s krátkou vlnovou délkou;
- **umělá radioaktivita** vzniká například při bombardování jader atomů částicemi  $\alpha$ , přičemž vzniká umělý radionuklid.

## Elektronový obal atomu

Může obsahovat jeden nebo více elektronů.

### Elektron

Mikročástice a nositel záporného náboje s označením **e** nebo **e<sup>-</sup>**. Elektrony v atomu existují jen ve stavech s určitou energií.

Elektrony mohou energii vyzařovat nebo přijímat jen po určitých kvantech, a to při přechodu z jedné energetické hladiny na druhou. Energie kvanta je dána rozdílem energií, které náleží určitým energetickým hladinám v obalu atomu.

Elektron má duální charakter – **vlnový** a **korpuskulární**. Tomu odpovídá také **princip neurčitosti** (není možné určit, kde se elektron nachází a jakou rychlostí se pohybuje). Můžeme jen určit pravděpodobnost – místo s největší pravděpodobností výskytu elektronu se nazývá **orbital**.

### Kvantová čísla

Stav elektronu v obalu atomu popisují 4 kvantová čísla (3 charakterizují orbital a čtvrté projekci spinu konkrétního elektronu v orbitalu).

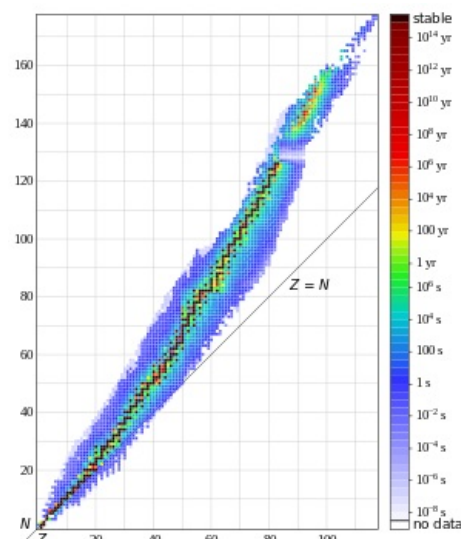
- **Hlavní kvantové číslo (n)** – Vyjadřuje energii orbitalu. Nabývá hodnot od 1 do 7 (nebo také označováno jako K, L, M, N, O, P, Q).
- **Vedlejší kvantové číslo (l)** – Nabývá hodnot od 0 do (n - 1). Udává prostorový tvar a energetickou odlišnost jednotlivých orbitalů.
- **Magnetické kvantové číslo (m)** – Udává směrovou orientaci orbitalu v magnetickém poli. Nabývá hodnot od -l...0...+l (vedlejší kvantové číslo).
- **Spinové kvantové číslo (s)** – Nabývá hodnot +1/2 nebo -1/2. V jednom orbitalu mohou být maximálně dva elektrony, které mají opačný spin a vytvářejí elektronový pár.

| Elektr. vrstva | n | l | Typ orbitalu | m                         | Počet orbitalů | Max. počet elektronů |
|----------------|---|---|--------------|---------------------------|----------------|----------------------|
| K              | 1 | 0 | 1s           | 0                         | 1              | 2                    |
| L              | 2 | 0 | 2s           | 0                         | 1              | 8                    |
|                |   | 1 | 2p           | -1, 0, +1                 | 3              |                      |
| M              | 3 | 0 | 3s           | 0                         | 1              | 18                   |
|                |   | 1 | 3p           | -1, 0, +1                 | 3              |                      |
|                |   | 2 | 3d           | -2, -1, 0, +1, +2         | 5              |                      |
| N              | 4 | 0 | 4s           | 0                         | 1              | 32                   |
|                |   | 1 | 4p           | -1, 0, +1                 | 3              |                      |
|                |   | 2 | 4d           | -2, -1, 0, +1, +2         | 5              |                      |
|                |   | 3 | 4f           | -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 | 7              |                      |

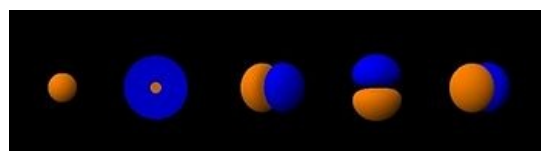
## Pravidla zaplňování orbitalů elektrony

**Konfigurace elektronů (iontů)** – rozmístění elektronů v jednotlivých orbitalech na jednotlivých vrstvách elektronového obalu. Možné z něj odvodit schopnost atomu (iontu) tvořit určitý typ chemické vazby. Postupné obsazování určuje výstavbový a Pauliho princip a Hundovo pravidlo.

**Výstavbový princip** – princip minimální energie: Atom v základním stavu má snahu nabývat stavu s nejmenší možnou energií – obsazování orbitalů od těch s nejmenší energií: 1s-2s-2p-3s-3p-**4s**-



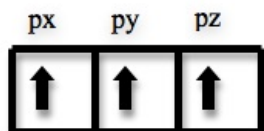
Doba přeměny poloviny nuklidu podle proton-neutronového složení.



Tvary orbitalů 1s, 2s, 2px, 2py a 2pz

**3d-4p-5s-4d-5p-6s-4f-5d-6p-7s-5f-6d-7p.**

**Degenerované orbitály**- mají stejnou energii (mají stejné hlavní a vedlejší kvantové číslo, liší se magnetickým).



3x degenerované p orbitály

**Pauliho princip** V atomu neexistují dva elektrony, které by měly všechny 4 kvantová čísla stejná (musí se lišit minimálně spinem – znázorníme opačnými šipkami).



**Hundovo pravidlo** Degenerované orbitály se zaplňují tak, aby byl v degenerovaných orbitalech maximální možný počet nespárovaných elektronů (co nejvíc se stejným spinem) a až potom se začnou vytvářet elektronové páry.

Příklad:  ${}_7\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$



## Odkazy

### Související články

- Atomové jádro
- Periodická soustava prvků
- Radioaktivita

### Použitá literatura

- SILNÝ, Peter a Beata BRESTENSKÁ. *Prehľad chémie 1*. 1. vydání. Bratislava : Slovenské pedagogické nakladateľstvo, 2000. sv. 1. s. 246. ISBN 80-08-00376-6.