

## DAS ORBITALMODELL

1. Lies die Abschnitte „Atombau“, „Bohr’sches Atommodell“ und „Orbitalmodell“ in der → *Zusammenfassung* „Kapitel 2“ genau durch.
2. Lies den Text „Die Elektronenkonfiguration“ (s.u.) genau durch und beschreibe die drei Besetzungsregeln und den Begriff „Elektronenkonfiguration“ möglichst einfach auf deinem Lösungsblatt.
3. Welche Elektronenkonfiguration (entsprechend dem Diagramm für Phosphor – siehe unten - „Elektronenkonfiguration“) haben die neutralen Elemente Beryllium, Stickstoff und Sauerstoff?
4. Lösungsblatt in die Mappe einheften.


|              | Ordnungszahl |
|--------------|--------------|
| Beryllium Be | 4            |
| Stickstoff N | 7            |
| Sauerstoff O | 8            |

## DIE ELEKTRONENKONFIGURATION

Die Elektronenkonfiguration eines Atoms oder Ions gibt an, in welchen Schalen, Unterschalen und Orbitalen sich die Elektronen „befinden“. (Genau genommen befindet sich nicht ein Elektron in einem Orbital, sondern das Orbital ist der Raum den das Elektron nützt)

Wie beim Bohr’schen Atommodell werden die Elektronen immer vom energetisch niedrigeren zum energetisch höheren Orbital verteilt. (*erste Besetzungsregel*)

In jedem Orbital dürfen sich maximal 2 Elektronen befinden. Diese müssen jedoch eine gegensätzliche Eigenrotation (= „Spin“) haben. (*zweite Besetzungsregel* „Pauli-Verbot“)

Zwei Elektronen mit unterschiedlichem Spin werden oft durch zwei Pfeile beschrieben: 

Tritt der Fall auf, dass Elektronen auf energetisch gleiche Orbitale verteilt werden (p, d, f-Unterschale) so müssen diese Orbitale zuerst einfach besetzt werden. Erst wenn alle einfach besetzt sind, dürfen die Orbitale doppelt besetzt werden. (*dritte Besetzungsregel* „Hund’sche Regel“)

Zum Beispiel:

Die Elektronenkonfiguration für neutralen Phosphor

(Ordnungszahl = 15):

