

Estrutura atómica e propiedades periódicas - Resumo

1.- Estrutura do átomo. Partículas atómicas.

A idea de que a materia está formada por átomos foi recuperada por **Dalton**. Á súa vez, os átomos están constituídos por partículas atómicas (quarks, neutrinos...) pero bastan tres para **comprender o comportamento da materia**. Estas tres **partículas**, que reciben o nome de **fundamentais**, son: electrón, protón e neutrón.

O **protón** está no núcleo, ten carga eléctrica positiva de valor unidade ($e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C) e masa aproximadamente igual á unidade de masa atómica ($1 \text{ uma} = 1/N_A \text{ g} = 1/6,02 \cdot 10^{23} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$).

O **neutrón** tamén está no núcleo, non ten carga eléctrica e a súa masa é aproximadamente igual á masa do protón.

O **electrón** está na codia, ten carga eléctrica negativa de valor unidade (é dicir, na natureza non hai corpos con carga menor que a do electrón ou protón) e a súa masa é practicamente desprezable comparada coa do protón ou neutrón, pois é unha 1850 veces menor.

Normalmente o número de protóns no núcleo é igual ao número de electróns na codia, polo que os átomos –e polo tanto a materia- son neutros. Se un átomo perde electróns queda con carga positiva, recibindo o nome de **catiión**; se un átomo gaña electróns adquire carga negativa, recibindo o nome de **aniión**. En xeral, **ión é todo átomo ou grupo de átomos con carga eléctrica**.

Lord Rutherford chegou a conclusión de que **os átomos son esferas, cos protóns no núcleo e os electróns na codia xirando en órbitas circulares arredor do núcleo**, de xeito que a atracción electrostática está equilibrada pola forza centrífuga.

2.- Número atómico e número másico. Isótopos.

O **número atómico (Z)** indica o número de protóns que hai no núcleo dun átomo e, polo tanto, o número de electróns que hai na súa codia se é neutro.

$Z = n^{\circ} p^{+} = n^{\circ} e^{-}$ (se é neutro)

O **número másico ou número de masa (A)** indica o número de protóns e neutróns que hai no núcleo dun átomo.

$A = n^{\circ} p^{+} + n^{\circ} n$

Para representar un átomo utilizaremos o símbolo do elemento químico correspondente, antepóndelle como subíndice o número atómico e como superíndice o número de masa: ${}^A_Z X$ Ex.: ${}^{12}_6 C$, ${}^{16}_8 O$, ${}^{35}_{17} Cl$.

Dun elemento pode haber na natureza varios átomos distintos, por ter distinto número de neutróns, e reciben o nome de **isótopos**.

3.- Estrutura da codia. Modelo de Bohr.

A teoría atómica de Bohr basease nos seguintes Postulados:

1. Os electróns só poden xirar arredor do núcleo en certas órbitas circulares permitidas, nas que a forza electrostática está equilibrada pola forza centrífuga, e nas que se cumpre que o momento angular está cuantizado: $m \cdot v \cdot r = n \cdot h / 2\pi$ onde “m” é a masa do electrón, “v” a súa velocidade, “r” o radio da órbita, “h” a constante de Plank e “n” = 1, 2, 3, 4... é un número cuántico.

2. Os electróns ao xirar nestas órbitas non emiten enerxía.

3. Cando un átomo recibe enerxía os electróns pasan a un nivel superior (estado excitado). Posteriormente, cando o electrón volve á súa órbita, o átomo emite radiación, de enerxía igual á diferenza de enerxía entre ámbolos dous niveis.

Deste xeito, Bohr foi capaz de calcular os radios das órbitas en que pode estar o electrón do hidróxeno, a enerxía que ten o electrón nesas órbitas e xustificar o valor da frecuencia das raias do espectro do hidróxeno.

4.- Estrutura da codia. Modelo mecánico-cuántico.

A **teoría da dualidade onda-corpúsculo de De Broglie** (calquera partícula en movemento leva asociada unha onda de lonxitude de onda: $\lambda = h/p = h/(m \cdot v)$ e o **Principio de incerteza de Heisenberg** (é imposible coñecer simultaneamente a posición e a cantidade de movemento dunha partícula) obrigan a substituír a idea de órbita perfectamente definida, pola idea de **orbital** que será a **zona do espacio, arredor do núcleo atómico, onde existirá a máxima probabilidade de encontrar un electrón** e a crear o modelo atómico actual, chamado mecano cuántico ou mecano ondulatorio, que parte da idea de que o electrón se comporta como unha onda.

Schrödinger propuxo unha ecuación para describir sistemas cun electrón. A solución desa ecuación está condicionada polos valores duns números, chamados **números cuánticos**:

4.1. Números cuánticos e orbitais atómicos.

Número cuántico principal, n: Indica a capa ou nivel enerxético no que está o electrón ou, polo tanto, a distancia ó núcleo. **Pode valer: 1, 2, 3, 4,..., ∞**

Número cuántico secundario ou azimutal, l: Indica a subcapa ou subnivel enerxético no que está o electrón, determinando o contorno xeométrico xeral do orbital. Nunha capa dada, a enerxía das distintas subcapas aumenta lixeiramente co valor de l. En función do número cuántico principal, **pode valer: 0, 1, 2, 3, 4,..., (n-1)**, se ben a cada valor asígnaselle unha letra, respectivamente: **s, p, d, f, g ...**

Número cuántico magnético, m_l: Dá as orientacións dos orbitais. En función do número cuántico secundario, **pode valer: 0, ±1, ±2, ±3,..., ±(l-2), ±(l-1), ±l**

Número cuántico de spín, m_s: Describe o comportamento dun electrón en movemento nun orbital, pois exposto a un campo magnético o electrón pode aliñarse co campo ou contra deste, polo que toma dous **valores: +½ ou -½**

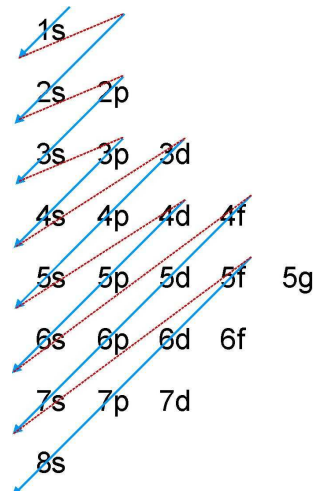
Cada electrón vén determinado por catro números cuánticos: n, l, m (ou m_l) e s (ou m_s): os tres primeiros determinan un orbital, e o cuarto "m_s" serve para identificar a cada un dos dous electróns que poden entrar neste.

4.2. Configuración electrónica.

É a **distribución dos electróns dun átomo polos orbitais do mesmo**. Os electróns vanse situando nos distintos orbitais seguindo os seguintes principios:

1) Principio de mínima enerxía (aufbau): "Os electróns colócanse seguindo o criterio de mínima enerxía, é dicir, énchense primeiro os niveis con menor enerxía e non se enchen niveis superiores ata que non estean completos os niveis inferiores".

A orde enerxética dos orbitais depende do valor dos números cuánticos "n" e "l", sendo menor canto menor sexa o valor de (n+l) e se hai dous orbitais en que a suma (n+l) dá o mesmo, ten menos enerxía o orbital que ten menor "n". Seguindo as frechas na figura da marxe tes a orde en que se



enchen os orbitais: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d...

2) Principio de máxima multiplicidade (Regra de Hund): "Cando un nivel electrónico teña varios orbitais coa mesma enerxía, os electróns vanse colocando desapareados nese nivel electrónico". Non se coloca un segundo electrón nun dos devanditos orbitais ata que todos os orbitais da mesma enerxía están semiocupados.

3) Principio de exclusión de Pauli: "Non pode haber dous electróns cos catro números cuánticos iguais". Este principio xustifica que non haxa máis de 2 electróns en cada orientación dun orbital.

5.- Tipos de elemento segundo a configuración.

O número de electróns na última capa, electróns que tamén se chaman **electróns de valencia**, permite clasificar os elementos químicos, como **metais**, **non metais** e **gases nobres**.

Os **gases nobres** son os elementos que teñen a última capa chea con 8 electróns (agás o helio con 2). Son moi estables, pois non reaccionan con ninguén, e esa estabilidade considérase que se debe a ter a última capa chea. Os demais elementos queren gañar, perder ou compartir electróns, para ter a súa estrutura.

Metais son os elementos que teñen poucos electróns na última capa (1, 2 ou 3) e tenden a perdelos para conseguir a estrutura do gas nobre anterior.

Non metais son os que teñen moitos electróns na última capa (4 a 7) e tenden a gañar electróns para conseguir a estrutura do gas nobre seguinte.

6.- A Táboa Periódica

Os elementos químicos están clasificados segundo o seu Número Atómico nunha táboa que se chama **Táboa Periódica dos Elementos**.

Esta táboa está formada por **7** filas horizontais, chamadas **períodos**, e **16** columnas verticais chamadas **grupos**. En realidade hai 18 columnas verticais, pero tres columnas, as do grupo VIII, considéranse como unha columna única. Tamén hai dúas filas na parte inferior, as que corresponden ás familias dos lantánidos e actínidos que deberían ir sobre o La e Ac, respectivamente. Nun período están os elementos que enchen orbitais dunha mesma capa, de xeito que o número do período coincide co número da capa máis externa. Nun grupo están os elementos que teñen a mesma configuración electrónica externa e, polo tanto, as mesmas propiedades químicas.

7.- Propiedades periódicas.

7.1. Tamaño dos átomos: *Raios atómico e iónico.*

O **raio atómico** defínese como a metade da distancia dos núcleos de dous átomos iguais que están enlazados entre si. Segundo sexa o tipo de enlace polo que están unidos, fálase de raio covalente e de raio metálico. Nun período diminúe cara á dereita e nun grupo, aumenta ao descender por el.

O **raio iónico** é o raio que ten un átomo cando perdeu ou gañou electróns, adquirindo a estrutura electrónica do gas nobre máis próximo. Os catións son menores que os átomos neutros porque os mesmos protóns atraen a menos electróns. Os anións son maiores que os átomos neutros porque os mesmos protóns teñen que atraer a máis electróns. En xeral, entre os ións con igual número de electróns (isoelectrónicos), ten maior radio o de menor número atómico, pois a forza atractiva do núcleo é menor ao ser menor a súa carga.

7.2. Enerxía de ionización.

É a enerxía necesaria para extraer un electrón dun átomo neutro, non excitado, en estado gasoso, e formar un catión. Tamén se lle chama potencial de ionización. A enerxía de ionización diminúe cara abaixo nos grupos e aumenta cara á dereita nos períodos.

7.3. Afinidade electrónica.

É a enerxía liberada cando un átomo gasoso captura un electrón e forma un anión. A enerxía desprendida aumenta ao desprazarnos cara á dereita pola Táboa Periódica e diminúe ao descender por un grupo.

7.4. Electronegatividade e carácter metálico.

A electronegatividade mide a tendencia dun átomo a atraer os electróns dos átomos aos que está enlazado. A electronegatividade aumenta cara a arriba nos grupos e cara á dereita nos períodos.

O carácter metálico é o oposto á electronegatividade: a maior electronegatividade menor carácter metálico.