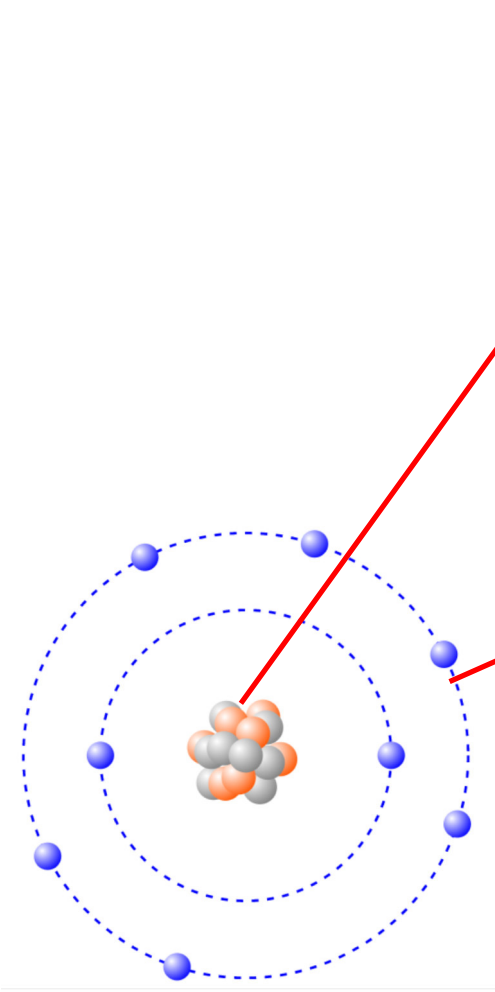


Tema 2. O Sistema Periódico



Núcleo

Formado por protóns e neutróns, a suma deles ven dado polo número másico A.
É onde radica a masa do átomo.
O número de protóns do núcleo coincide co número atómico, Z.

Corteza

Os electróns orbitan en torno ao núcleo.
Os electróns teñen carga negativa e son atraídos polo núcleo que ten carga positiva.
O número de electróns coincide co número de protóns, por iso os átomos, en conxunto non teñen carga eléctrica.

A número másico
 Z número atómico

Átomos con carga (ións) poden producirse ao ceder electróns (carga positiva, catións) ou ao gañar electróns (carga negativa, aniións).

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

É a forma na que os electróns se distribúen na corteza dun átomo ocupando os diferentes orbitais.

diagrama de Moeller



A partir da configuración electrónica podemos saber:

- Posición na táboa periódica.
- Número de electróns de valencia.
- Carácter metálico
- ...

Exercicio

Realizar a configuración electrónica de Al (Z=13); Br(Z=35); Ca²⁺(Z=20); N³⁻(Z=7)

A TÁBOA PERIÓDICA

← PERIODOS →

1	2																	18
													13	14	15	16	17	
		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12							

GRUPOS

A táboa periódica é unha forma de clasificar todos os elementos coñecidos, ademais permite establecer relacións entre as súas propiedades facilitando o seu estudo.

Os elementos ordénanse en **7 períodos** (filas) e en **18 grupos** (columnas).

O hidróxeno é difícil de situar e soe aparecer no grupo 1 (grupo dos metais alcalinos) debido a que ten a mesma configuración na última capa, sen embargo, non é un metal.

Os elementos ordénanse en orde crecente de número atómico.

Todos os elementos do mesmo grupo teñen propiedades químicas similares.

Todos os elementos do mesmo período teñen o mesmo número de capas ou órbitas.

A TÁBOA PERIÓDICA

The diagram illustrates the periodic table with the following blocks highlighted:

- s-block:** Groups 1 and 2.
- d-block:** Groups 3 through 10.
- p-block:** Groups 13 through 17.
- f-block:** Groups 3 through 10, located below the main table.

Grupo	Nome	Conf electrónica do último nivel
1	Alcalinos	ns^1
2	Alcalinotérreos	ns^2
13	Térreos	ns^2np^1
14	Carbonoideos	ns^2np^2
15	Nitroxenoideos	ns^2np^3
16	Anfíxenos	ns^2np^4
17	Halóxenos	ns^2np^5
18	Gases nobles	ns^2np^6

Os **gases nobres** teñen unha estrutura electrónica especialmente estable que se debe a ter a última capa completa (ns^2np^6). Excepto o helio que só ten dous electróns. Todos os elementos tenderán a adquirir configuración electrónica de gas nobre, gañando ou cedendo electróns.

1. Observa as seguintes configuracións electrónicas e indica o período e o grupo no que se atopará cada elemento:



3. A partir dos seguintes elementos X (Z = 15), Y (Z=35) y W (Z = 56)

- Escribe a súa configuración electrónica.
- Situación na táboa periódica.
- Número de electróns de valencia.
- Ión máis estable que formará

PROPIEDADES PERIÓDICAS

RAIO ATÓMICO

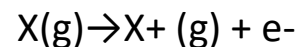
Definición: é unha medida do tamaño do átomo, é a distancia dende o núcleo ata a parte exterior da nube de electróns.

Variación:

- No grupo aumenta ao descender, xa que ao baixar aumenta Z, é maior o número de capas, hai electróns en capas máis externas, polo que a distancia dos electróns máis externos ao núcleo é maior.
- No período diminúe ao ir de esquerda a dereita, xa que o número de capas é o mesmo, pero Z e a carga do núcleo vai aumentando, polo que os electróns son máis atraídos polo núcleo e o tamaño é menor.

ENERXÍA DE IONIZACIÓN (POTENCIAL DE IONIZACIÓN)

Definición: enerxía mínima necesaria para extraer un electrón dun átomo en estado fundamental e gasoso. Depende do ligado que estea o último electrón ao núcleo



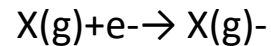
Variación:

- No grupo diminúe ao baixar, xa que aumenta o raio, o último electrón está máis afastado do núcleo e menos ligado, é necesaria menos enerxía para extraelo.
- No período aumenta ao ir de esquerda á dereita, xa que diminúe o raio, o último electrón está máis cerca ao núcleo e a forza de atracción é maior, ademais aumenta a carga nuclear a medida que nos desprazamos cara a dereita.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

AFINIDADE ELECTRÓNICA

Definición: enerxía liberada ao engadir un electrón a un átomo en estado fundamental e gasoso:



Variación:

- No grupo diminúe ao baixar, aumenta o radio e diminúe a tendencia do núcleo a atraer o electróns e captalo.
- No período aumenta ao ir de esquerda a dereita, diminúe o raio e aumenta a tendencia a atraer o electrón, ademais a carga nuclear aumenta cara a dereita, polo tanto hai máis tendencia a atraer electróns. Excepto os gases nobres que teñen completo o último nivel, polo que non teñen tendencia a captar electróns.

ELECTRONEGATIVIDADE

Definición: é a tendencia que ten un átomo a atraer cara si os electróns que forman un enlace.

Variación:

- No grupo diminúe ao descender, debido a que a carga nuclear positiva do núcleo, ao aumentar o tamaño do átomo, cada vez está máis afastada do par de electróns que ten que atraer.
- No período aumenta ao desprazarse cara á dereita, debido a que incrementa a carga nuclear, polo tanto a forza de atracción do núcleo aos electróns do enlace é maior. Excepto os gases nobres.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

CARACTER METÁLICO

Os metais posúen baixas enerxías de ionización, afinidades electrónicas e electronegatividades, é dicir, mostran gran tendencia a perder electróns, por iso forman catións. Canto maior sexa esta tendencia máis reactivos son.

Os non metais posúen altas enerxías de ionización, afinidades electrónicas e electronegatividades, é dicir, mostran gran tendencia a captar electróns, por iso forman anións.

