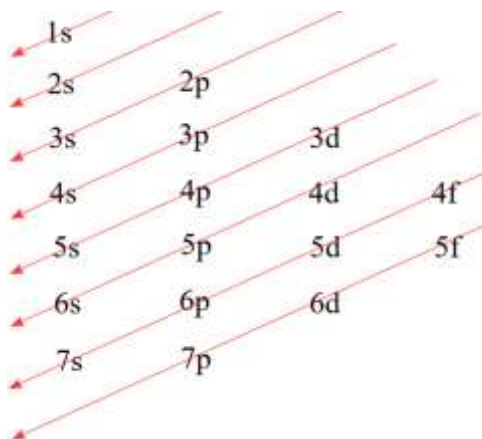


CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Se denomina configuración electrónica a la forma en que los electrones de un átomo ocupan los diferentes orbitales.

Los electrones ocupan primero los orbitales de menor energía disponibles (**principio de mínima energía**). Para saber el orden de llenado se usa el **diagrama de Moeller**: se numeran los subniveles en diagonales crecientes y se sigue ese orden.



Este orden puede parecer irregular (el 4s se llena antes que el 3d), pero responde a las energías reales de cada subnivel.

Cada término se escribe así: número del nivel + letra del subnivel + número de electrones en superíndice. Por ejemplo, $2p^4$ significa "4 electrones en el subnivel p del nivel 2".

Ejemplos

Oxígeno (Z = 8): $1s^2 2s^2 2p^4$

Sodio (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Calcio (Z = 20): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Hierro (Z = 26): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Fíjate en que el calcio llena el 4s antes de empezar el 3d, y el hierro sigue esa misma norma.

El bloque d de cada periodo va siempre "un nivel por detrás" del bloque s y p de ese mismo periodo (3d en el periodo 4, 4d en el periodo 5...). Y en el periodo 6 pasa lo mismo, pero doble: primero se llena el 4f (bloque f, lantánidos) y luego el 5d.

Electrones de valencia. Son los del último nivel (n más alto), los que participan en los enlaces químicos. En el sodio es 1 (el del $3s^1$); en el oxígeno son 6 ($2s^2 2p^4$, ya que $2+4=6$).

La configuración electrónica explica la tabla periódica: los elementos de una misma columna (grupo) tienen la misma configuración de electrones de valencia, y por eso tienen propiedades químicas parecidas.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE IONES

Cuando los átomos pierden o ganan electrones, se convierten en iones, consiguiendo así completar su última capa o capa de valencia (debemos calcular con cuidado el número de electrones que poseen). Cuando completan su última capa, adquieren una configuración electrónica igual que la del gas noble más cercano. Vamos a demostrarlo con un ejemplo:

${}_{16}^{32}\text{S}^{-2}$	El átomo gana 2 electrones:	Configuración electrónica
Z = 16	16 protones	$1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^6}$
A = 32	18 electrones	(el átomo de azufre posee 8 electrones en la
	16 neutrones	última capa, por lo tanto tiene la capa
		completa)

${}_{20}^{40}\text{Ca}^{+2}$	El átomo pierde 2 electrones:	Configuración electrónica
Z = 20	20 protones	$1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^6}$
A = 40	18 electrones	(el átomo de calcio posee 8 electrones en la
	20 neutrones	última capa, por lo tanto tiene la capa
		completa)

$^{40}_{18}\text{Ar}$ Z = 18 A = 40	Los gases nobles son siempre neutros 18 protones 18 electrones 22 neutrones	Configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^6}$ (el átomo de argón posee 8 electrones en la última capa, por lo tanto tiene la capa completa)
---	---	---

Como se puede observar, el átomo de azufre y de calcio ganan y pierden 2 electrones respectivamente, teniendo 18 electrones. Esto provoca que la configuración electrónica de ambos átomos sea igual que la del gas noble más cercano, en este caso el argón.

Simplificación de configuraciones electrónicas

Para números atómicos altos, las configuraciones electrónicas son demasiado largas.

Para simplificar este trabajo, se pueden poner las configuraciones electrónicas respecto al gas noble anterior.

$^{84}_{36}\text{Kr}$ Z = 36 A = 84	36 protones 36 electrones 48 neutrones	Configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
$^{88}_{38}\text{Sr}$ Z = 38 A = 88	38 protones 38 electrones 50 neutrones	Configuración electrónica $\underline{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6} 5s^2$ Como se puede observar, la configuración electrónica del estroncio es similar a la del Kr pero a mayores posee $5s^2$, por lo tanto podemos escribirla de la siguiente forma: $[\text{Kr}] 5s^2$