

RECUERDA – ÁTOMO (repaso de la ESO):

Modelo de Bohr:

- El átomo está formado por un núcleo positivo en el cual se concentra la masa del átomo y una nube electrónica que se encuentra alrededor del núcleo girando a gran distancia de él.
- El núcleo está formado por protones y neutrones. Están unidos de forma compacta por grandes fuerzas llamadas fuerzas de atracción nucleares.
- En la nube electrónica se encuentran los electrones orbitando a gran velocidad alrededor del núcleo repartidos en órbitas circulares concéntricas, es decir, órbitas circulares cuyos centros se encuentran en el mismo punto (el núcleo del átomo) con distintos radios.

Z = número de protones
 A = número másico
 X = símbolo del element

A
 Z X ^{carga}

$Z = p$
 $A = n + p$
 carga = $p - e$

átomo $\rightarrow p = e$
 catión $\rightarrow p > e$
 anión $\rightarrow p < e$

MUY IMPORTANTE:

Cuando un átomo se convierte en un ión, JAMÁS pierde protones, los protones “NO SE TOCAN”.

- UN CATIÓN se forma porque un átomo pierde electrones
- UN ANIÓN se forma porque un átomo gana electrones

• Isótopos:

Los isótopos son átomos de un mismo elemento (una misma Z) que tienen diferente número másico (A), es decir, que tienen el mismo número de protones (Z) pero diferente número de neutrones.

Por ejemplo, los átomos $^{11}_5B$ y $^{10}_5B$ son isótopos pues tienen el mismo número atómico, 5 (número de protones en el núcleo), sin embargo, tienen distinto número másico. Uno de ellos tiene 11 de número másico y el otro 10.

Como el número másico es la suma de protones y neutrones, tendremos:

$$^{11}_5B \rightarrow A = p + n; 11 = 5 + n; n = 11 - 5 = 6 \text{ neutrones}$$

$$^{10}_5B \rightarrow A = p + n; 10 = 5 + n; n = 10 - 5 = 5 \text{ neutrones}$$

Por tanto, los isótopos de un mismo elemento se diferencian únicamente en el número de neutrones. Da igual que se trate de átomos neutros o de iones: lo que los convierte en isótopos del mismo elemento es que todos tienen el mismo número de protones.

- ***Elementos isoelectrónicos:***

Especies isoelectrónicas: Son aquellas especies químicas (átomos o iones) que tienen el mismo número de electrones. El número de protones o de neutrones que tenga cada una no importa: **SOLO me fijo en los electrones.**

Ejemplo:

${}^{19}_9F^{-1}$ y ${}^{24}_{12}Mg^{+2}$ **son** isoelectrónicos pues ***tienen el mismo número de electrones*** que son 10. Sin embargo, tienen distintos números de protones y neutrones. El Flúor tiene 9 protones y 10 neutrones mientras que el magnesio tiene 12 protones y 12 neutrones.

- ***Masa atómica:***

Los átomos son muuuuuuy pequeños y su masa también. Para medir su masa, utilizamos una nueva unidad a la que llamamos **unidad de masa atómica “u”**. *Una unidad atómica de masa atómica (1 u) equivale a la doceava parte de la masa del isótopo de carbono 12: $^{12}_6\text{C}$*

En el S.I, la unidad de masa atómica equivale a:

[illegible]

La siguiente tabla muestra la masa y carga de los protones, neutrones y electrones en el sistema internacional y en el sistema de unidades atómicas.

Partículas	Masa		Carga	
	<i>S.I.</i>	<i>U.A.</i>	<i>S.I.</i>	<i>U.A.</i>
Protón	$1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	1	$1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	1
Neutrón	$1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	1	0	0
Electrón	$9,10 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$	0	$-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	-1

La masa del protón y del neutrón son casi iguales y su valor en unidades atómicas es prácticamente igual a 1. Aproximaremos la masa tanto del protón como del neutrón a 1 u. (esta aproximación la usaremos a lo largo de todo el bachillerato).

$$m_p \approx m_n \approx 1 u$$

De esta forma podemos calcular la masa de un átomo en unidades atómicas sabiendo su número másico (A).

Por ejemplo:

$$m(^{16}_8\text{O}) = 16\text{ u.}$$

$$m({}^{40}_{20}\text{Ca}) = 40 \text{ u.}$$

$$m({}^{109}_{47}\text{Ag}) = 109\text{ u.}$$

¿Si un elemento químico presenta varios isótopos que masa atómica aparece en la tabla periódica?

Un mismo elemento químico, puede presentar distintos isótopos, es decir, átomos pertenecientes a un mismo elemento químico con distinto número másico y, por tanto, con distinta masa atómica. Entonces, ¿en la tabla periódica, que masa atómica aparece? ¿La del isótopo más abundante? La respuesta es NO. La masa atómica que aparece en la tabla periódica es una media ponderada de las masas de los distintos isótopos de ese elemento químico.

Por ejemplo, el elemento químico cloro, presenta dos isótopos, el ^{35}Cl cuya abundancia es del 75,77% y el ^{37}Cl cuya abundancia es del 24,23%.

La masa media ponderada (no es una media aritmética pues no hay la misma cantidad de cada uno de ellos) será:

$$M(\text{Cl}) = \frac{75,77\% \cdot 35 \text{ u} + 24,23\% \cdot 37 \text{ u}}{100\%} = 0,7577 \cdot 35 + 0,2423 \cdot 37 \rightarrow M(\text{Cl}) = 35,48 \text{ u}$$

Fíjate en que en este cálculo hemos usado los números másicos (35 y 37) en lugar de las masas reales de cada isótopo, que son 34,97 u y 36,97 u. Por eso a nosotros nos sale 35,48 u y en la tabla periódica aparece 35,45 u. La diferencia es pequeña y esta aproximación nos vale para todos nuestros cálculos.

Si un elemento tiene varios isótopos, el valor que se toma como masa atómica es el promedio de las masas de los isótopos según su abundancia en la naturaleza. Recuerda que en la naturaleza coexisten isótopos del mismo elemento químico, por lo que salvo que aislemos mediante técnicas de laboratorio alguno concreto, cuando tenemos una muestra de gas de cloro, en esa muestra van a coexistir los isótopos que existen de él. Por tanto, la masa atómica que cogemos para esa muestra será la masa promedio o ponderada.

• Configuración electrónica:

Según el modelo de Bohr, los electrones se encuentran en constante movimiento girando alrededor de núcleo en órbitas concéntricas. **Estas órbitas se llaman capas o niveles. Cuanto más alejado del núcleo se encuentre el nivel, mayor será su energía, por tanto, cuánto más cerca del núcleo menor energía.**

El nivel más cercano al núcleo y, por tanto, el de menor energía se denomina nivel $n = 1$, el siguiente, $n = 2$, y así sucesivamente.

Dentro de cada **capa o nivel**, los electrones se encuentran distribuidos en **subniveles** a los que les asignamos las letras ***s, p, d y f***. El número máximo de electrones que cabe en cada subnivel es el siguiente:

Subnivel	Número máximo de electrones
<i>s</i>	2
<i>p</i>	6
<i>d</i>	10
<i>f</i>	14

Nivel	Subnivel
1	<i>s</i>
2	<i>s, p</i>
3	<i>s, p, d</i>
4	<i>s, p, d, f</i>
5	<i>s, p, d, f</i>
6	<i>s, p, d</i>
7	<i>s, p</i>

Esta tabla recoge los subniveles que llegan a ocuparse en los átomos que conocemos, no todos los que podrían existir. Cuando veamos los números cuánticos comprobarás que en el nivel $n = 6$ caben también subniveles *f, g...* lo que ocurre es que ningún átomo tiene electrones suficientes para llegar a ocuparlos.

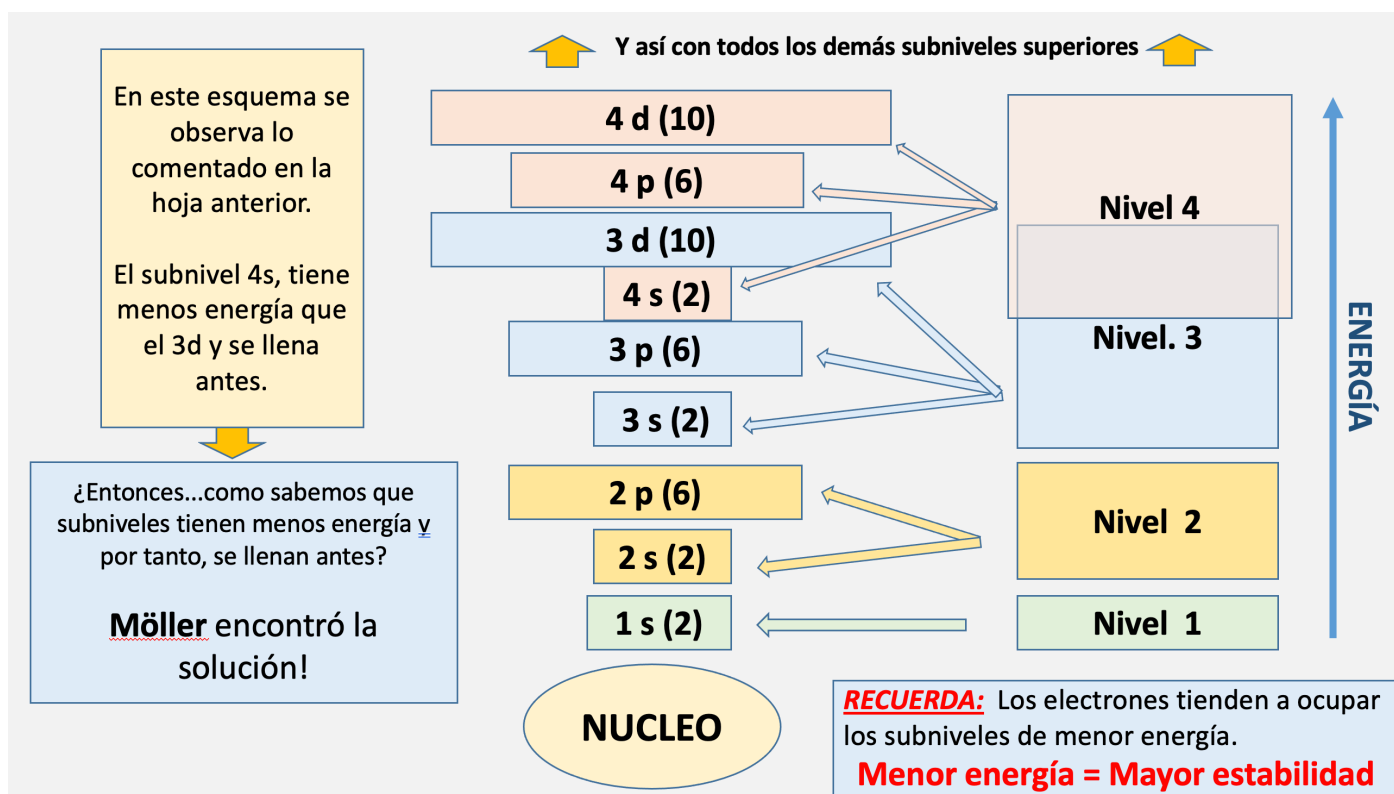
¿Cómo se distribuyen los electrones entre los diferentes niveles?

Los átomos tienden a estar en un estado de mínima energía. Cuanto menor sea su energía, mayor será su estabilidad.

Como la energía de un átomo es igual a la suma de las energías de sus electrones, tiene sentido pensar que los electrones de un átomo se irán colocando por niveles, es decir, de más cerca a más lejos del núcleo. Primero se llenará el *nivel* 1, y cuando no quepan más, pasaremos al *nivel* 2 hasta que se llene. Una vez lleno pasaremos a ocupar el *nivel* 3 y así sucesivamente hasta haber colocado todos los electrones.

Sin embargo, esto no ocurre así. Nos llevamos una sorpresa cuando observamos que antes de completar el nivel 3, ya empezamos a colocar electrones en el nivel 4. Con lo expuesto anteriormente, esto no tiene mucho sentido...

¿por qué ocurre esto?



La respuesta es que los niveles se solapan en energía. Los subniveles de un mismo nivel no tienen todos la misma energía, y a partir del nivel 3 esa diferencia llega a ser tan grande que algunos subniveles de un nivel superior quedan por debajo, en energía, de subniveles de un nivel inferior. El caso más conocido es el del 4s, que tiene menos energía que el 3d y, por eso, se llena antes que él. **No confundas «tener menos energía» con «estar más cerca del núcleo»:** el electrón del 4s está, de media, más lejos del núcleo que el del 3d. Que aun así tenga menos energía se debe a otras razones que estudiaremos en 2.º de Bachillerato.

Para saber de qué manera se distribuyen los electrones entre los diferentes niveles y subniveles utilizamos el **diagrama de Möller**. Este diagrama nos indica, de una forma muy sencilla, el orden de llenado de los distintos subniveles que hay en cada nivel de energía del átomo.

${}_Z^X$	subnivel			
	s	p	d	f
$n = 1$				
$n = 2$				
$n = 3$				
$n = 4$				
$n = 5$				
$n = 6$				
$n = 7$				

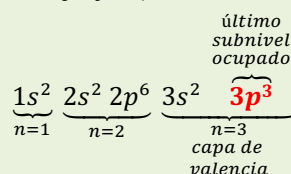
- Los electrones se van colocando en los diferentes subniveles siguiendo las flechas en orden descendente. Empezamos por el 1s (primera flecha), luego pasamos al 2s (segunda flecha), a continuación, seguimos por el 2p y 3s (tercera flecha) y así sucesivamente hasta terminar de colocar todos los electrones.
- No podemos pasar al siguiente subnivel hasta que no se haya llenado por completo el anterior.
- Para indicar un subnivel concreto ponemos primero el número del nivel seguido de la letra del subnivel y como exponente de la letra el número de electrones que hay en ese subnivel. Por ejemplo, si tenemos $3d^6$ significa que en el subnivel d del nivel 3 hay 6 electrones.

Llamamos capa de valencia al último nivel ocupado con al menos un electrón.

Ejemplos:

${}_{15}P$	s	p	d	f
$n=1$	2			
$n=2$	2	6		
$n=3$	2	3		
$n=4$				
$n=5$				
$n=6$				
$n=7$				

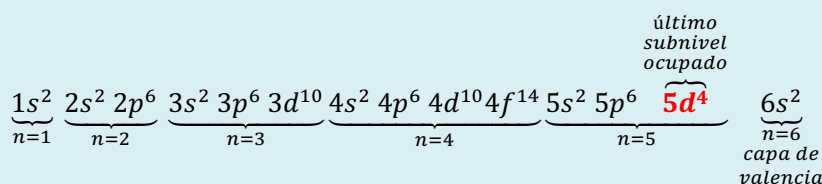
Configuración electrónica de la P (fósforo):



El último subnivel que ocupamos, es decir, la última “cajita” que ocupamos antes de que se acaben los electrones, sería el subnivel “p”. **FIJATE** que cuando el último subnivel ocupado es un “p”, éste coincide con la capa de valencia. La capa de valencia es $n=3$ y el último subnivel ocupado es el “p” que también está en $n=3$

${}_{74}W$	s	p	d	f	
$n=1$	2				
$n=2$	2	6			
$n=3$	2	6	10		
$n=4$	2	6	10	14	
$n=5$	2	6	4		
$n=6$	2				
$n=7$					

Configuración electrónica de la W (Wolframio):



El último subnivel que ocupamos, es decir, la última “cajita” que ocupamos antes de que se acaben los electrones, sería el subnivel “d”. **FIJATE** que en este caso NO coincide con la capa de valencia. La capa de valencia es $n=6$ pero el último subnivel ocupado es el “d” que está en $n=5$

Algunos elementos (el cromo, el cobre, la plata, el oro...) no siguen exactamente este orden de llenado: son **excepciones** que tienen que ver con la estabilidad añadida de los subniveles d llenos o semillenos. En este curso escribiremos siempre las configuraciones siguiendo el **diagrama de Möller**.

La colocación de los elementos químicos en la tabla periódica se puede deducir a partir de su configuración electrónica.

¿cómo ocurre esto?

LA TABLA PERIODICA:

La tabla periódica actual esta ordenada siguiendo su número atómico (Z). Pero la distribución se debe a la configuración electrónica de su capa de valencia (último nivel ocupado).

Los elementos se distribuyen en:

- **18 columnas** a las que llamamos **grupos**
- **7 filas** a las que llamamos **periodos**.

Todos los elementos de un grupo tienen la misma configuración electrónica en la capa de valencia, la cual, es responsable de sus propiedades químicas y el tipo de enlace que presentan al unirse a otros átomos.

		GRUPOS																	
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
PERIODO	1	Alcalinos: $n s^1$	Alcalinoterreos: $n s^2$	Elementos de transición Ultimo subnivel ocupado: d (incompleto)										Terreos: $n p^1$	Carbonoides: $n p^2$	Nitrogenoides: $n p^3$	Anfígenos: $n p^4$	Halógenos: $n p^5$	Gases nobles: $n p^6$
	2																		
	3																		
	4																		
	5																		
	6																		
	7																		
Elementos de transición interna Ultimo subnivel ocupado: f (incompleto)																			

- A los elementos de los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18 se les llama **elementos representativos**.
- A los elementos de los grupos 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 y 12 se les llama **elementos de transición**.

La tabla periódica está formada por “4 partes” (4 colores). Cada parte se asocia a un subnivel. El número de columnas de cada zona asociada a un subnivel coincide con el número de electrones que caben en ese subnivel.

¿Cómo colocar los elementos en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica?

$_{11}\text{Na}$	subnivel			
	s	p	d	f
$n = 1$	2			
$n = 2$	2	6		
$n = 3$	1			
$n = 4$				
$n = 5$				
$n = 6$				
$n = 7$				

$_{26}\text{Fe}$	subnivel			
	s	p	d	f
$n = 1$	2			
$n = 2$	2	6		
$n = 3$	2	6	6	
$n = 4$	2			
$n = 5$				
$n = 6$				
$n = 7$				

$_{35}\text{Br}$	subnivel			
	s	p	d	f
$n = 1$	2			
$n = 2$	2	6		
$n = 3$	2	6	10	
$n = 4$	2	5		
$n = 5$				
$n = 6$				
$n = 7$				

Es muy sencillo:

- La capa de valencia (último nivel ocupado con al menos un electrón), nos indica la fila (periodo) donde se encuentra el elemento químico.
- El último subnivel ocupado, indica la columna (grupo) donde se encuentra el elemento.

GRUPOS

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	s^1																	p^6
1		s^2											p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	
2																		
3	Na		d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}						
4								Fe									Br	
5																		
6																		
7																		

Zona "s"
(2 columnas)
Zona "p"
(6 columnas)
Zona "d"
(10 columnas)
Zona "f"
(14 columnas)

CONTENIDOS DE BACHILLERATO SOBRE EL ÁTOMO:

Definimos **ORBITAL** como la región del espacio en la que es muy probable encontrar el electrón.

La mecánica clásica o determinista no es válida a la hora de estudiar el movimiento de los electrones de un átomo. El principio de incertidumbre de Heisenberg básicamente nos dice que es imposible conocer la posición y velocidad de un electrón de forma simultánea, precisa y exacta. Es decir, trabajamos con probabilidades, nunca con certezas. Por eso dejamos de hablar de la trayectoria del electrón y pasamos a trabajar con unas expresiones matemáticas llamadas funciones de onda, que se obtienen al resolver la ecuación de Schrödinger y que nos dicen qué probabilidad hay de encontrar el electrón en cada punto del espacio. A esas soluciones (ecuaciones) las llamamos orbitales.

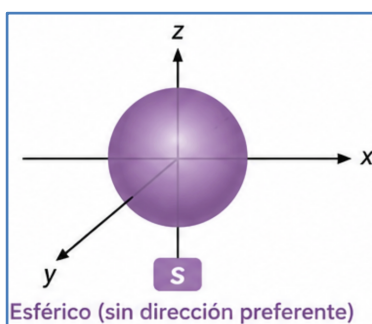
La forma y tamaño de un orbital viene definido por la región (volumen) del espacio que contiene el 90% de probabilidad de encontrar un determinado electrón.

- Su forma varía según el subnivel o subcapa al que pertenezca.
- Su tamaño depende del nivel en el que se encuentre.

Estas formas vienen definidas por las “regiones del espacio donde la probabilidad de encontrar el electrón es mayor”.

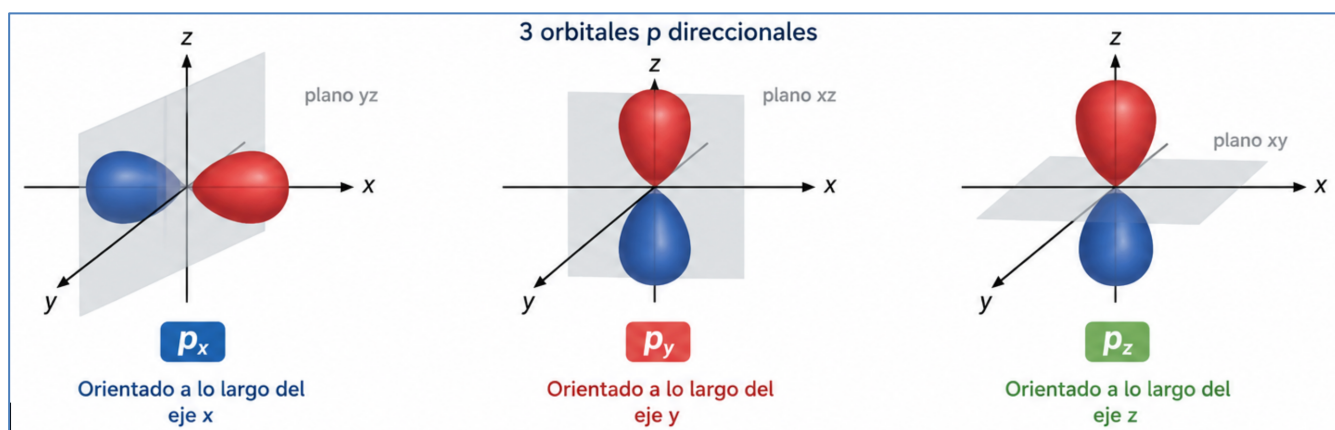
- **Subnivel s :**

Tiene un único orbital, llamado orbital **s**. Tiene simetría esférica (forma de pelota). Para saber a qué nivel pertenece el orbital **s** al que hacemos referencia, indicamos el nivel con un número que pondremos delante de la letra **s**: **1s, 2s, 3s ...**



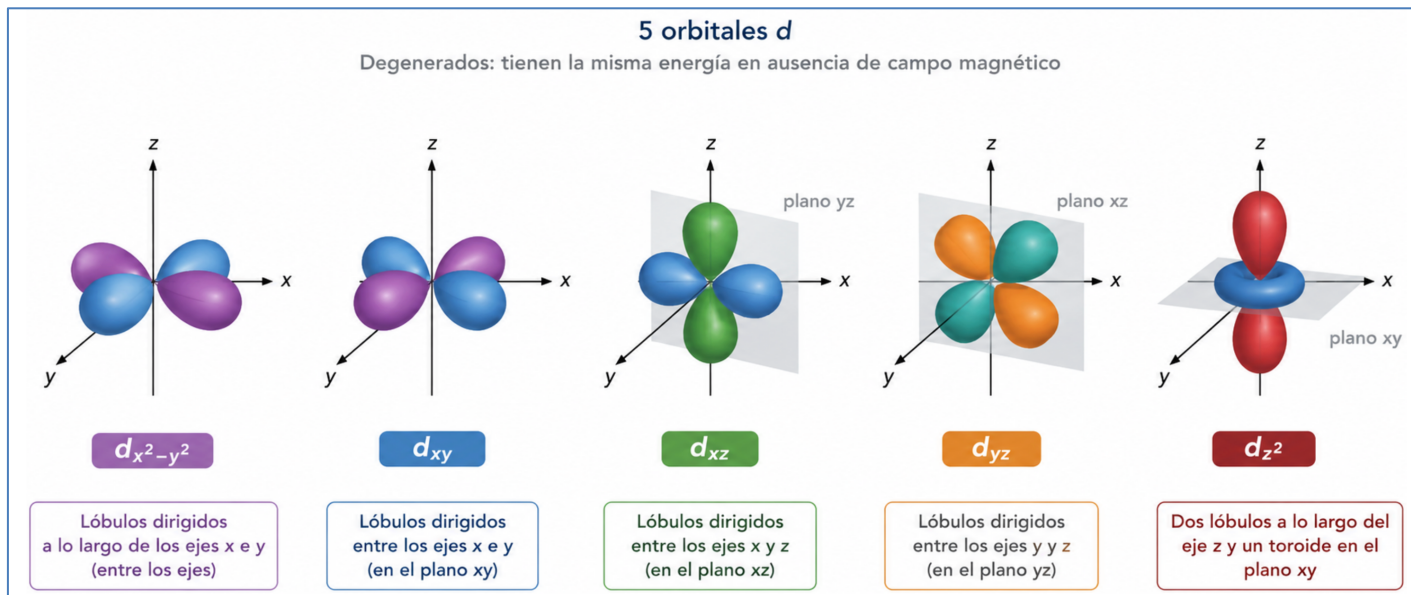
- **Subnivel p :**

Tiene 3 orbitales a los que llamaremos orbitales **p**. A diferencia de los orbitales **s** que tienen simetría esférica (no apuntan en ninguna dirección), los orbitales **p son direccionales**. Cada uno de los orbitales **p** se orienta en la dirección de los ejes de coordenadas **x, y, z** por lo que los llamaremos orbitales **p_x , p_y , p_z** . En ausencia de campo magnético estos 3 orbitales son degenerados, es decir, tienen la misma energía.



- Subnivel o subcapa **d** :

Tiene 5 orbitales a los que llamaremos orbitales **d**. Estos orbitales son algo más complicados y para diferenciarlos los nombramos en función de su disposición espacial: $d_{x^2-y^2}$, d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , d_{z^2} . En ausencia de campo magnético estos 5 orbitales son degenerados, es decir, tienen la misma energía.



- Subcapa **f** :

Tiene 7 orbitales a los que llamaremos orbitales **f**. No los veremos en Bachillerato.

A la hora de colocar los electrones en los diferentes orbitales del átomo, existen una serie de reglas:

- Principio de Aufbau:** Los electrones ocuparán siempre los orbitales disponibles de menor energía. En alemán significa “construcción progresiva”.

Recuerda, cuánto más cerca del núcleo, menor energía y mayor estabilidad.

Cuando los electrones se colocan de tal forma que no queden huecos o vacantes, decimos que el átomo se encuentra en el **estado fundamental**. En caso contrario, diríamos que el átomo se encuentra en un **estado excitado**.

Es decir, el **principio de Aufbau NO TIENE PORQUE CUMPLIRSE SIEMPRE**, simplemente si se cumple el átomo se encuentra en su estado fundamental (estado de mínima energía) y si no se cumple, está en un estado excitado. El **diagrama de Möller** nos permite conocer, sin necesidad de memorizar, el orden de llenado de los subniveles de menor a mayor energía. Recuerda que el orden de llenado no se produce por niveles, pues hay subniveles de niveles inferiores (3d) que poseen más energía que subniveles de niveles superiores (4s) y, por tanto, estos últimos se llenarán primero. Es decir, según el diagrama de Möller, $E_{4s} < E_{3d}$ y por ello, el orbital del subnivel **4s** se llenará antes que los 5 orbitales del subnivel **3d**.

Los que sí deben cumplirse siempre son el principio de exclusión de Pauli y la regla de multiplicidad de Hund.

2. **El principio de exclusión de Pauli:** Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.

La mecánica cuántica, fruto de la solución de la ecuación de Schrodinger, nos permite mediante una serie de números llamados **números cuánticos** describir los orbitales atómicos e identificar sus electrones.

Cada electrón tiene **cuatro números cuánticos que lo definen y son únicos**, como el número de DNI que se asocia a cada persona. Al igual que no puede haber dos personas con el mismo número de DNI, no puede haber dos electrones de un mismo átomo con los cuatro números cuánticos iguales.

Los cuatro números cuánticos son:

- ***n***: Se llama **número cuántico principal**. Se asocia al nivel en el que se encuentra el electrón y su valor puede ser 1, 2, 3, 4, 5, 6 o 7. Si el electrón se encuentra en el **nivel tres**, el valor del número cuántico **n** será **n = 3**.

- ***l***: Se asocia a la forma del orbital y se llama **número cuántico secundario o angular**:

$$l = 0 \text{ (orbital s)}, \quad l = 1 \text{ (orbital p)}, \quad l = 2 \text{ (orbital d)}, \quad l = 3 \text{ (orbital f)}$$

El valor del número cuántico **l** siempre será menor que el del número cuántico **n**. (**$l < n$**)

Por ejemplo, si un electrón se encuentra en el orbital **3s** sus números cuánticos serán **n = 3**. **l = 0**

- ***m***: Se llama **número cuántico magnético**. Se asocia a la orientación del orbital. Su valor absoluto nunca podrá ser mayor que el valor de **l**.

- Para el orbital **s** ($l = 0 \rightarrow m = 0$).

- Para los **3** orbitales presentes en un subnivel **p** ($l = 1 \rightarrow m = -1, 0, 1$).

*Es muuuuy importante que no asocies los valores de **m = -1, 0, 1** a la dirección de los ejes **x, y, z**. ES UN ERROR MUY COMUN EN EL QUE NO DEBEMOS CAER.*

Realmente sólo podemos asociar el p_0 al p_z pues el p_x y p_y son combinaciones suma y resta de p_1 y p_{-1} pues p_1 y p_{-1} no existen, son imaginarios (¿Por qué? Nivel Universidad).

- Para los **5** orbitales presentes en el subnivel **d** ($l = 2 \rightarrow m = -2, -1, 0, 1, 2$).

- Para los **7** orbitales presentes en el subnivel **f** ($l = 3 \rightarrow m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$).

- ***m_s***: Se llama **número cuántico de spin** y se asocia a la orientación del electrón dentro de un orbital. Hace alusión al spin del electrón, a si rota en sentido horario o anti horario. Su valor será $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$. Resumiendo, *solamente dos electrones pueden ocupar el mismo orbital y deben tener espines opuestos.*

RESUMIENDO:

$$n \geq 1 \quad l < n \quad l \geq |m| \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

3. **Regla de Hund:** Un átomo tiende a tener tantos electrones desapareados como sea posible en orbitales degenerados, es decir, orbitales con la misma energía. Recuerda, en ausencia de campo magnético, todos los orbitales de un mismo subnivel son degenerados.

Es decir, cuando empezamos a colocar electrones en el subnivel **2p** el primero se coloca en el orbital $2p_x$, el segundo en el orbital $2p_y$ y el tercero en el orbital $2p_z$ (no necesariamente en este orden). Cuando vayamos a colocar el cuarto electrón entonces empezaremos a completar los orbitales. Cuando en un orbital hay un solo electrón se dice que está semiapareado (semiocupado) y cuando hay dos electrones, está completo o lleno, se dice que está apareado o lleno.

Los distintos orbitales de cada subnivel se suelen representar por cajitas o mediante una simple línea horizontal.

Fíjate que mientras haya algún orbital vacío degenerado (misma energía), es decir, perteneciente al mismo subnivel, nunca se llenará un orbital semiocupado.

