

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.

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.**

${}^{19}_9F^{-1}$ 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.

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: $^{12}_6\text{C}$*

[illegible]

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

$$m_p \approx m_n \approx 1\,u$$
$$m({}^{16}_8O) = 16\text{ u.} \qquad m({}^{40}_{20}Ca) = 40\text{ u.} \qquad m({}^{109}_{47}Ag) = 109\text{ u.}$$

¿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>

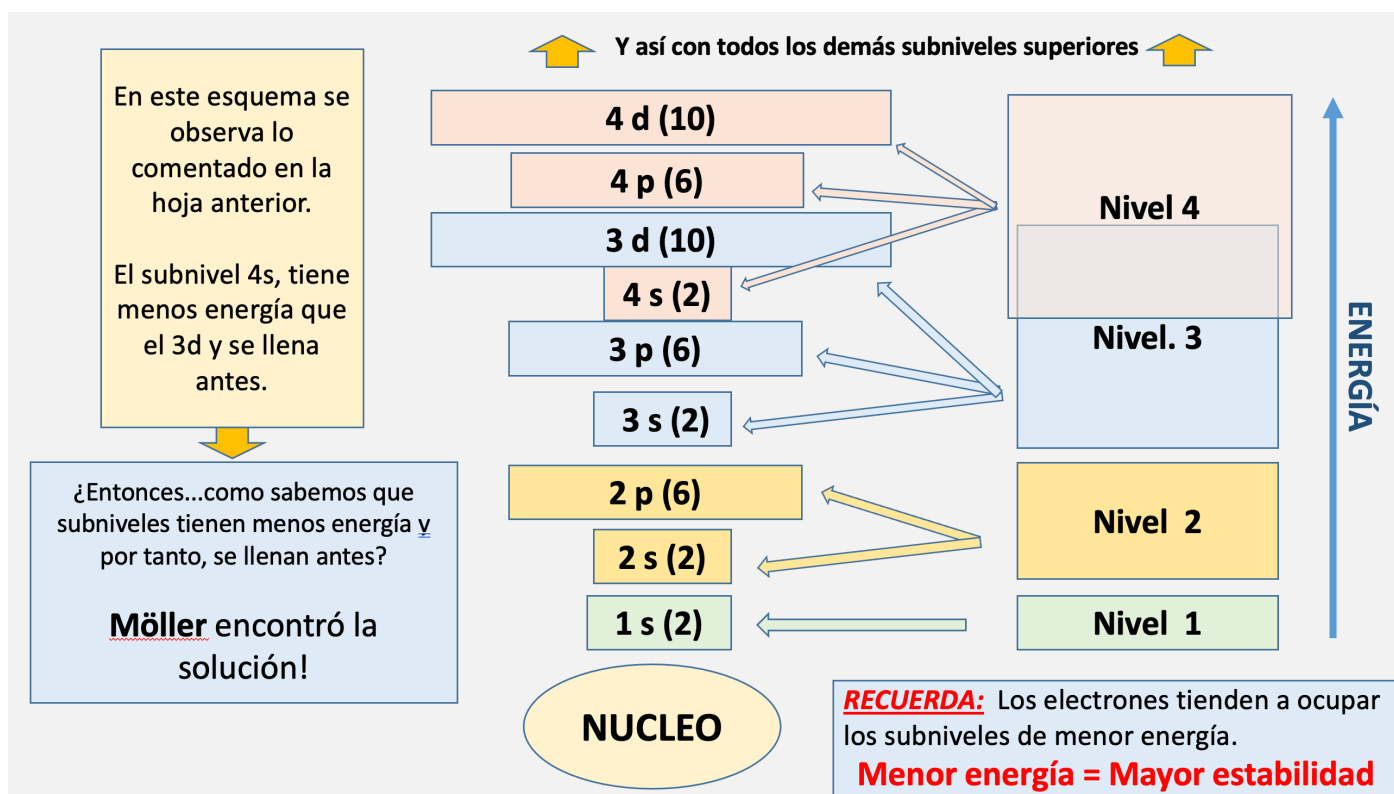
Esta tabla recoge los subniveles que llegan a ocuparse en los átomos que conocemos, no todos los que podrían existir. Cuando veamos los números cuánticos comprobarás que en el nivel $n = 6$ caben también subniveles *f, g...* lo que ocurre es que ningún átomo tiene electrones suficientes para llegar a 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
$n = 1$				
$n = 2$				
$n = 3$				
$n = 4$				
$n = 5$				
$n = 6$				
$n = 7$				

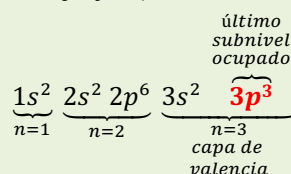
- Los electrones se van colocando en los diferentes subniveles siguiendo las flechas en orden descendente. Empezamos por el 1s (primera flecha), luego pasamos al 2s (segunda flecha), a continuación, seguimos por el 2p y 3s (tercera flecha) y así sucesivamente hasta terminar de colocar todos los electrones.
- 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		
$n=4$				
$n=5$				
$n=6$				
$n=7$				

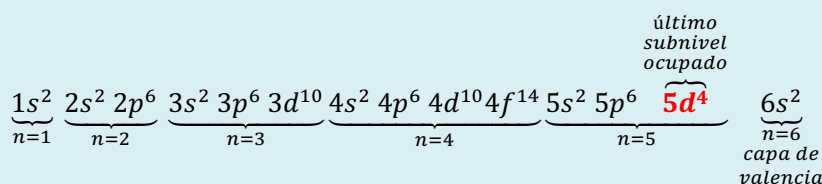
Configuración electrónica de la P (fósforo):



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

REPASO 1ºBACHILLERATO:

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.

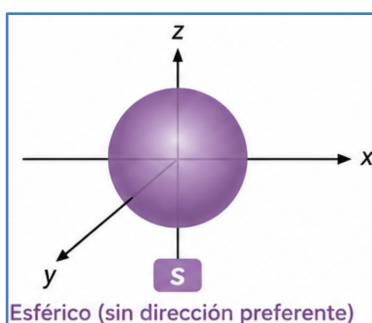
La forma y tamaño de un orbital viene definido por la región (volumen) del espacio que contiene el 90% de probabilidad de encontrar un determinado electrón.

- 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”.

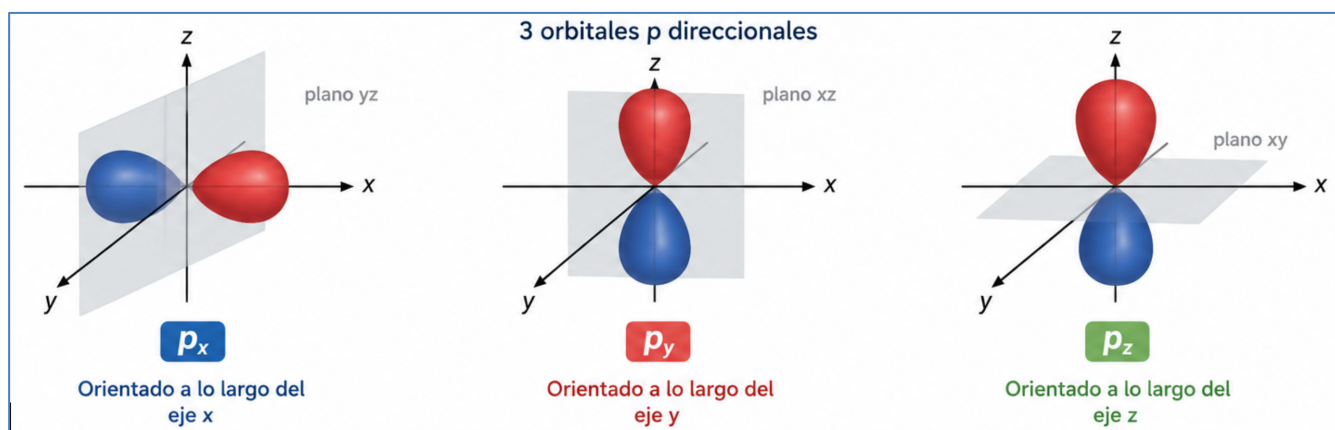
- **Subnivel s :**

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 : $1s, 2s, 3s \dots$



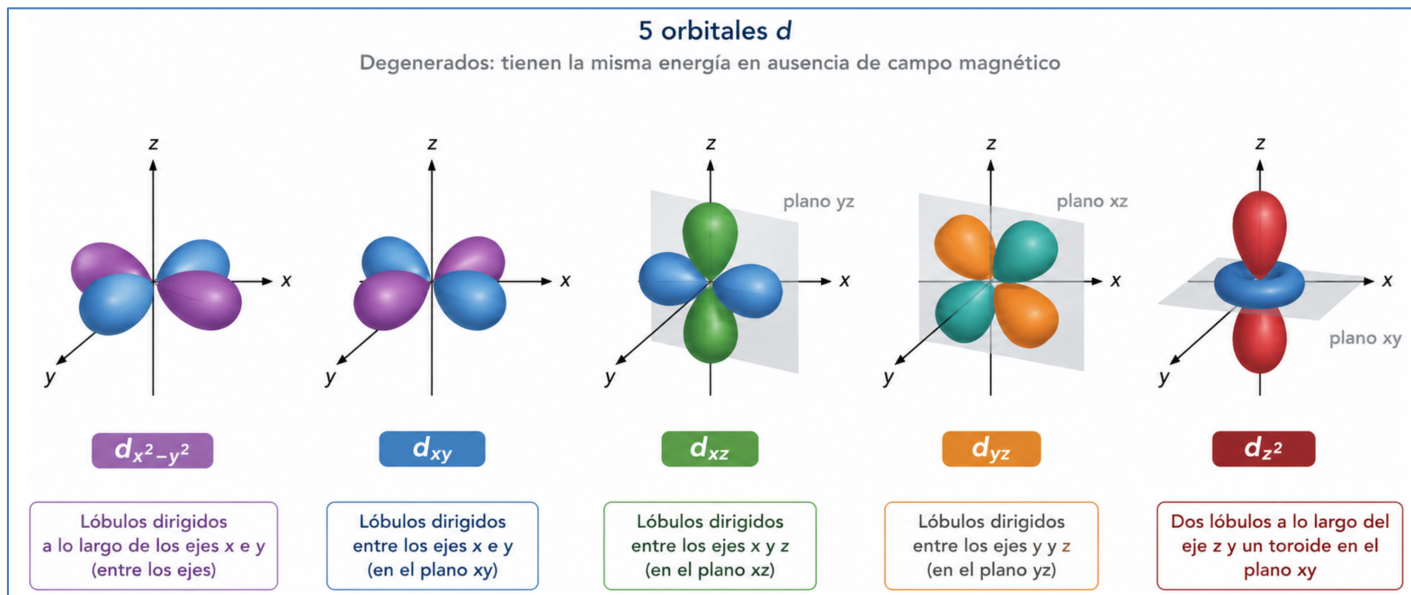
- **Subnivel p :**

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:

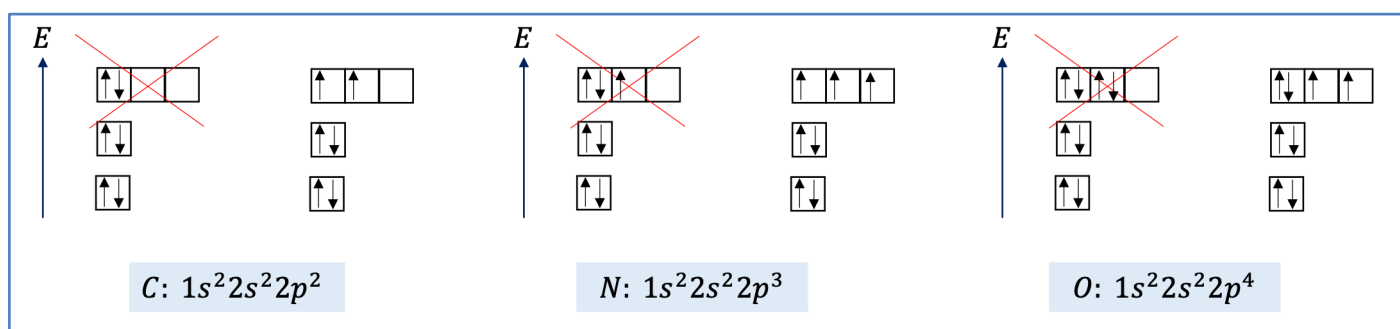
$$n \geq 1 \quad l < n \quad l \geq |m| \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

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.



CONTENIDOS 2ºBACHILLERATO

PROPIEDADES DE LOS ÁTOMOS:

Al estudiar la configuración electrónica de los elementos químicos se observa la existencia de una periodicidad. Observamos que al descender en el grupo los elementos presentan la misma configuración electrónica en la capa de valencia. Esta periodicidad también se observa en sus propiedades físicas y en su comportamiento químico por lo que podemos pensar que **las propiedades de los elementos químicos están relacionadas con su configuración electrónica.**

Antes de comenzar debemos introducir el concepto de **carga nuclear efectiva (Z_{ef})** de un átomo.

Como ya sabemos los electrones de los átomos (carga negativa) son atraídos por los protones del núcleo (carga positiva). Pero además de esta atracción electrón-núcleo, debemos tener en cuenta la repulsión que tiene lugar entre los distintos electrones que conforman el átomo (cargas del mismo signo se repelen), por lo que los electrones no van a ser atraídos por el núcleo con la fuerza esperada pues se produce un efecto conocido como **apantallamiento** entre estos electrones.

La carga nuclear efectiva representa la carga nuclear que realmente percibe cada electrón si estuviese sólo, es decir, la diferencia entre *la fuerza de atracción generada por los protones que hay en el núcleo (Z) menos la fuerza de repulsión generada por los electrones.*

Esta repulsión o apantallamiento generado por los electrones más internos queda reflejado en lo que llamaremos **constante de apantallamiento, σ** . Cada electrón tendrá un valor de σ que dependerá del número de electrones que haya en las capas más internas, respecto a la que ese electrón se encuentre. **Cabe destacar que los electrones que se encuentran en el mismo nivel también apantallan, pero en menor medida respecto a los que se encuentran en capas internas.**

Por tanto, dentro de un mismo átomo, la Z_{ef} que percibe cada electrón dependerá de si está poco (pertenece a capas más internas) o muy (pertenece a capas más externas) apantallado. Cuánto más externo, más apantallamiento sufrirá y menor carga nuclear percibirá pues mayor será el valor de σ .

POR TANTO, para un electrón determinado, cuántos más electrones haya apantallándolo (electrones situados entre el núcleo y el electrón del que queremos calcular su constante), mayor será la constante de apantallamiento y menor la carga nuclear efectiva:

$$Z_{ef} = Z - \sigma$$

Cuanto mayor sea la carga nuclear efectiva que percibe un electrón, más atraído estará por el núcleo y más cerca de él se encontrará, y menor energía tendrá. Esto vale siempre que comparemos electrones que estén en el mismo nivel n , que es el caso de todas las comparaciones que haremos en este tema.

Experimentalmente se comprueba que para arrancar el primer electrón del átomo de helio hay que aplicar una energía de 2373 kJ/mol, mientras que para arrancar el segundo hacen falta 5251 kJ/mol, más del doble, aunque los dos electrones estén en el mismo orbital 1s.

Hay dos razones. La primera es que, mientras están los dos, cada uno apantalla ligeramente al otro y ninguno percibe la carga nuclear completa; al quedarse solo, el electrón del He^+ siente los dos protones sin ningún apantallamiento. La segunda es que el segundo electrón hay que arrancarlo de una especie que ya está cargada positivamente, y eso cuesta una energía adicional.

A partir de la ecuación de Schrodinger, se deduce:

$$E_n = -R_H \cdot \frac{Z_{ef}^2}{n^2}$$

R_H : (constante de Rydberg) = 13,6 eV

n : el número cuántico principal

Z_{ef} : la carga nuclear efectiva

La energía de un electrón va a depender de la carga nuclear que perciba y del nivel en el que se encuentre situado.

NOTA IMPORTANTE: Tomamos como referencia energía cero en el infinito. Esto implica que cualquier electrón de una especie (átomo o ion) va a tener siempre energía negativa. Cuánto más negativa menos energía y, de forma general podemos decir, más cerca del núcleo estará.

Como veremos más adelante, si la energía de un electrón fuese cero, estaría a una distancia infinita del núcleo y, por tanto, ya no pertenecería al átomo.

Radio atómico:

Es difícil definir el radio atómico. Los electrones no se desplazan en órbitas circulares definidas, se desplazan de forma imprevisible alrededor del núcleo siendo imposible hacer un seguimiento de donde se encuentre en cada momento. El concepto clásico de órbita fue superado por **el concepto cuántico de orbital**, el cual, como ya hemos comentado, **se define como la región del espacio en la que es muy probable encontrar el electrón.**

La probabilidad de encontrar un electrón disminuye al aumentar la distancia al núcleo, pero no llega nunca a hacerse cero. Es cuanto menos llamativo, el pensar que el electrón de un átomo de hidrógeno puede llegar a estar en algún momento a 1 km del núcleo, pero desde un punto de vista cuántico esa probabilidad existe, aunque sea ínfima. Por tanto, **no hay unos límites precisos para el tamaño de un átomo.**

Por lo general se define el **tamaño de un átomo como el volumen que contiene el 90% (algunos autores se decantan por el 95%) de la densidad electrónica total alrededor del núcleo.** En la práctica, el **radio atómico de un elemento químico se define como la mitad de la distancia de un enlace formado entre dos núcleos de ese elemento, ya sea una estructura tridimensional o una molécula sencilla.** La distancia se mide desde el centro de los núcleos.

• **Variación de los radios atómicos dentro de un grupo de la tabla periódica.**

Al descender en el grupo, el número de capas o niveles que rodean al átomo será mayor y, sin embargo, la carga nuclear efectiva va a permanecer prácticamente constante pues el aumento de Z es compensado por el aumento de la constante de apantallamiento.

Es decir, (fijándonos en la fórmula de la energía) al descender en el grupo, mismo Z_{ef} pero mayor n por lo que la energía será mayor, y al tratarse del mismo orbital de la capa de valencia, mayor radio.

PIENSA: aumenta el denominador, mismo numerador, cociente más pequeño pero al ser negativo, valor más grande y por eso más energía.

Recuerda: Cuánto menor es la energía de un electrón, más cerca estará del núcleo. Por tanto, cuanto menor sea la energía de los electrones de la capa de valencia (capa más externa), más cerca estarán del núcleo, menor tamaño (aplicable dentro del mismo nivel: recuerda que el 4s tiene menos energía que el 3d pero el radio medio del orbital es mayor. EN PAU SIEMPRE COMPARO ESPECIES DEL MISMO PERIODO O GRUPO por lo que no nos vamos a encontrar con este problema. Es decir, aunque nosotros siempre vamos a poder asociar menor energía con menor radio, esto no siempre va a ser así)

De forma general podemos concluir:

Al descender en el grupo, aumenta el número de capas electrónicas que rodean al átomo y, por tanto, mayor será su tamaño.

Al descender en un grupo, el radio atómico aumenta

En PAU debemos explicar el recuadro rojo de la página anterior, sólo escribir este recuadro verde es 25% porque no explicas.

- **Variación de los radios atómicos dentro de un período de la tabla periódica.**

A la hora de razonar la variación del radio de los elementos químicos al desplazarnos dentro de un mismo período (fila) debemos diferenciar entre los elementos representativos y los elementos de transición. En PAU sólo nos preguntaran sobre los elementos representativos (grupos 1,2,13-18), nunca sobre elementos de transición o transición interna (no son de este curso)

Al desplazarnos hacia la derecha dentro de un mismo período (mismo nivel), aumenta la carga nuclear efectiva. Esto se debe a que los electrones del mismo nivel apantallan menos que los que se encuentran en capas internas. De este modo el aumento de Z al desplazarme a la derecha no es compensado por el aumento de la constante de apantallamiento. Como el nivel no cambia, tendremos que aumenta Z_{ef} y n permanece constante por lo que la energía disminuye y el radio disminuye.

Al desplazarnos hacia la derecha dentro de un mismo período, los radios de los elementos representativos disminuyen.

Con los **elementos de transición** la situación es un poco distinta. Con algunas excepciones, los radios atómicos de los elementos de transición tienden a ser aproximadamente iguales a lo largo del período. La explicación de estas excepciones queda fuera del alcance de este curso.

Radio iónico:

Tenemos dos posibilidades:

- **Si el átomo pierde un electrón**, transformándose en catión, **el radio atómico disminuye**. Esto se debe a qué al perder un electrón disminuye el apantallamiento que perciben el resto de los electrones que se encuentran en la capa de valencia. Como el número atómico no cambia, la carga nuclear efectiva aumenta, y el radio disminuye.
Debes tener en cuenta que el electrón que se arranca en primer lugar es siempre aquel que requiere menor energía, es decir, aquellos que se encuentran en la capa de valencia, pues cuánto más alejado del núcleo, mayor energía tiene el electrón.
Otra forma de razonarlo más simplista es que los electrones se repelen entre sí. Al arrancar uno de ellos el resto dispone “de más espacio” por lo que se podrán acercar un poquito lo que da lugar a una disminución de radio.
- **Si el átomo gana un electrón**, transformándose en anión, **el radio atómico aumenta**. Esto se debe a qué al ganar un electrón, éste entra en la capa de valencia incompleta del átomo. Aunque el

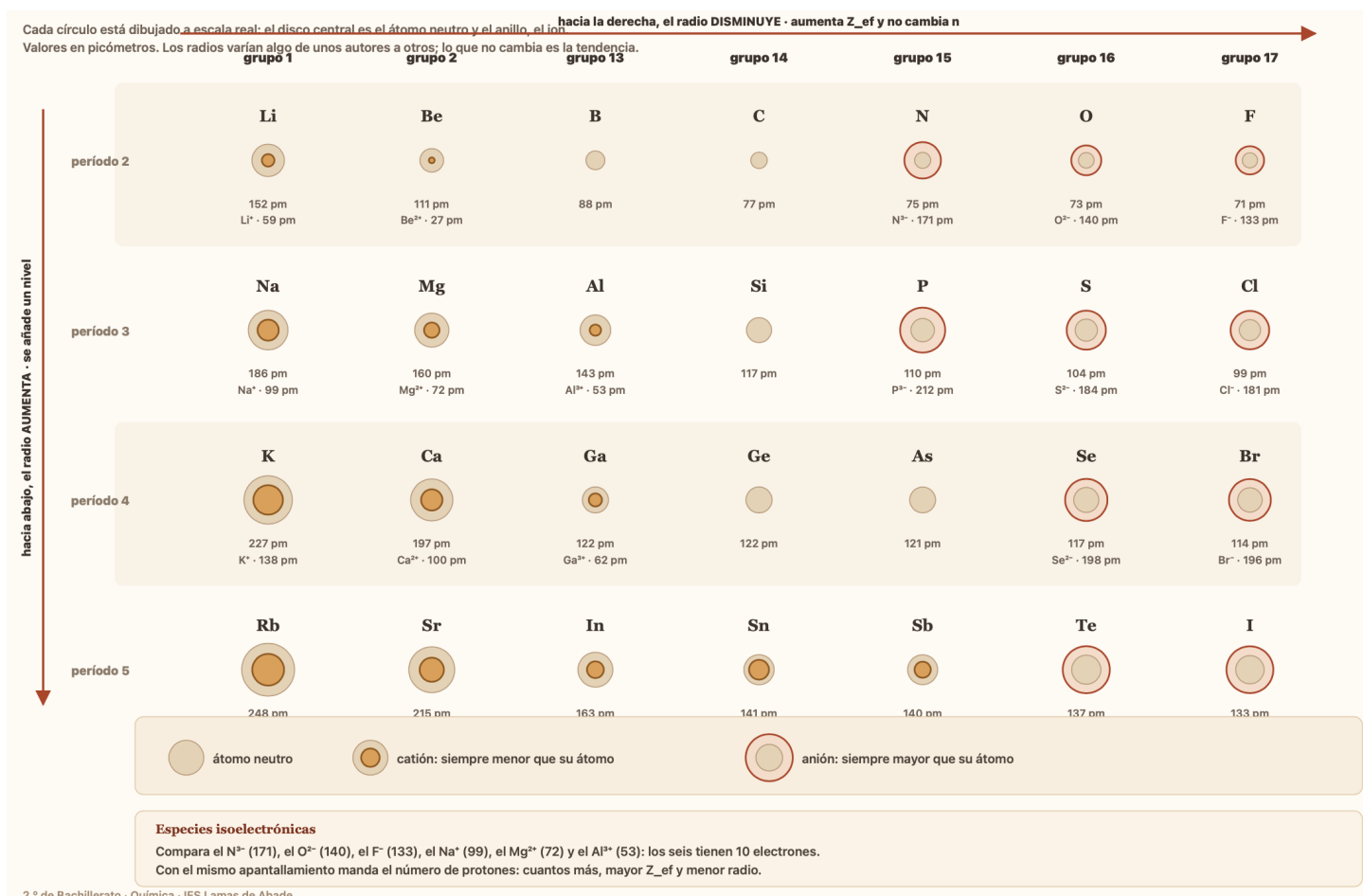
apantallamiento entre electrones de la misma capa es pequeña, existe, por lo que aumenta la constante de apantallamiento que perciben los electrones de esa capa de valencia.

Como el número atómico no cambia, la carga nuclear efectiva que perciben los electrones de la capa de valencia disminuye por lo que la distancia al núcleo aumenta dando lugar a un radio mayor.

Otra forma de razonarlo más simplista es que los electrones se repelen entre sí. Al añadir un electrón, los electrones quedan más “apretujados”, disponiendo “de menos espacio” por lo que aumenta la repulsión entre ellos lo que hace que tiendan a separarse aumentando su radio.

- *Un catión siempre tiene un radio menor que el átomo del que procede.*
- *Un anión siempre tiene un radio mayor que el átomo del que procede.*

Cabe la posibilidad de que tengamos que comparar radios atómicos de iones y/o átomos **isoelectrónicos**, es decir, que tienen el mismo número de electrones. En este caso, como el número de electrones es igual, la constante de apantallamiento también será la misma por lo que el átomo o ion que tenga el mayor número de protones será el que presente una carga nuclear efectiva mayor y, por tanto, el radio más pequeño.



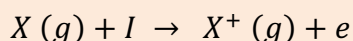
Curiosidades: El conocimiento de los radios atómicos e iónicos puede utilizarse para modificar algunas propiedades físicas. Un ejemplo, se refiere al **endurecimiento de vidrios**. El vidrio normal de las ventanas tiene los iones Na^+ y Ca^{+2} . El vidrio es frágil y se resquebraja fácilmente cuando se golpea. Una manera de endurecer el vidrio consiste en sustituir los iones Na^+ de la superficie por iones K^+ . Los iones K^+ son mayores y rellenan las posiciones superficiales proporcionando menos oportunidades de ruptura que los pequeños iones Na^+ . El resultado es un cristal más resistente.

Otro ejemplo es el resultado sorprendente que se obtiene cuando se sustituyen aproximadamente el 1% de los iones Al^{+3} del óxido de aluminio, Al_2O_3 , por iones Cr^{+3} . Esta sustitución puede llevarse a cabo porque los iones Cr^{+3} son solo ligeramente mayores que los iones Al^{+3} . El óxido de aluminio puro es incoloro, pero con esta pequeña cantidad del ion Cr^{+3} , adquiere un bello color rojo y constituye la piedra preciosa llamada rubí. Los rubíes y otras **piedras preciosas** pueden obtenerse artificialmente y son utilizados en joyería y en dispositivos como los láseres.

• Energía de ionización:

Definimos la **energía de ionización (I)** como la energía mínima necesaria para quitar o arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso cuando éste se encuentra en su estado fundamental (estado de mínima energía que implica que todos los electrones se encuentran en los orbitales de menor energía posible).

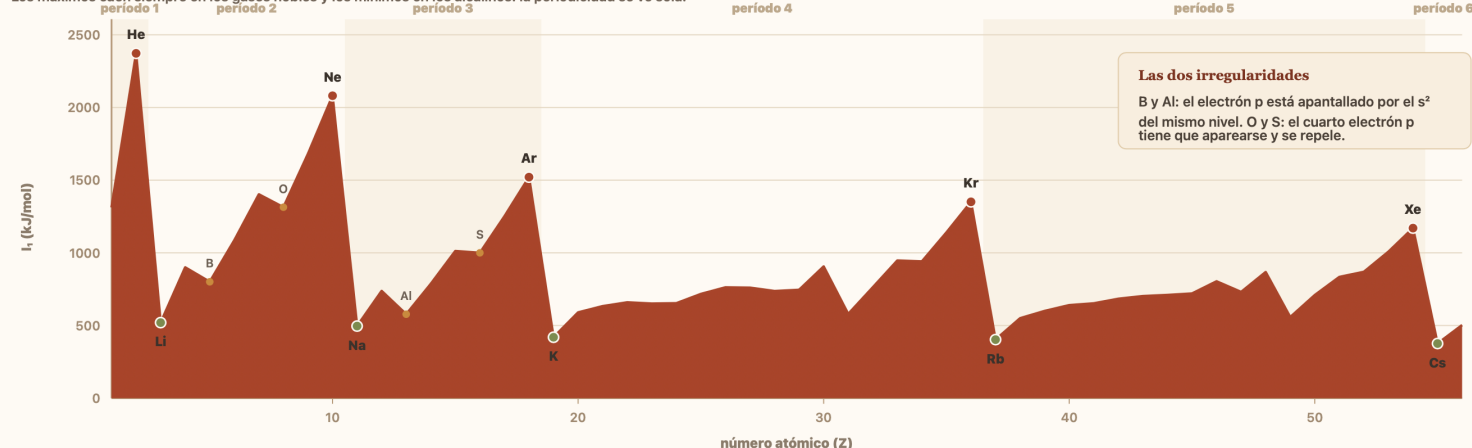
Normalmente se suele expresar en kJ/mol , es decir, la energía necesaria expresada en kJ que es necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos gaseosos en el estado fundamental.



La energía de ionización

Primera energía de ionización frente al número atómico

Los máximos caen siempre en los gases nobles y los mínimos en los alcalinos: la periodicidad se ve sola.



Energías de ionización sucesivas (kJ/mol)

Resaltado, el salto brusco: es el electrón que rompe la configuración de gas noble.

	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
I ₁	495,8	737,7	577,6	786,5	1012	999,6	1251,1	1520,5
I ₂	4562	1451	1817	1577	1903	2251	2297	2666
I ₃		7733	2745	3232	2912	3361	3822	3931
I ₄			11.577	4356	4957	4564	5158	5771
I ₅				16.091	6274	7013	6542	7238
I ₆					21.267	8496	9362	8781
I ₇						27.107	11.018	11.995

Cómo se lee

El sodio da el salto en I₂ porque el Na⁺ ya tiene configuración de gas noble; el magnesio en I₃, el aluminio en I₄...
Contando en qué ionización aparece el salto se deduce el grupo del elemento.

Si arrancamos más de un electrón al mismo átomo, llamaremos primera, segunda, tercera... energía de ionización a la energía necesaria para arrancar el primer, segundo, tercer... electrón al átomo gaseoso.

La energía de ionización es una medida de la fuerza con la que un electrón es atraído por el núcleo. Cuanto mayor es la carga nuclear efectiva que percibe un electrón y más cerca se encuentre del núcleo (nivel n más bajo), más fuerte será esta unión y mayor será la energía necesaria para arrancarlo. La ionización siempre es un proceso **endotérmico**.

Según este razonamiento, los elementos alcalinos del grupo 1 tienen una energía de ionización relativamente pequeña pues están fuertemente apantallados. Sin embargo, la segunda energía de ionización ya sería mucho mayor. Esto se debe a que la capa de valencia de los elementos del grupo 1 está formada por un único electrón, y cuando lo arrancamos, el catión formado adquiere configuración de gas noble. Estos electrones soportan una carga nuclear efectiva mucho mayor pues los 8 electrones de la capa de valencia del gas noble se apantallan mucho menos entre ellos por estar en el mismo nivel. Por tanto, en los elementos del grupo 1: $E_1 \ll E_2$.

En el grupo 2, la primera y segunda energía de iniciación son relativamente pequeñas (la segunda mayor que la primera), sin embargo, la tercera es mucho mayor pues en los alcalinotérreos al arrancar dos electrones el catión formado adquiere configuración de gas noble. En este caso. $E_1 < E_2 \ll E_3$

Aun así, es importante tener en cuenta que la primera energía de ionización del grupo 2 es mayor que la del grupo 1. ¿por qué? Por lo de siempre, en el grupo 2 hay dos electrones en la capa de valencia por lo que apantallan menos al estar en el mismo nivel, sin embargo, aumentamos una carga positiva en el núcleo respecto al grupo 1 y esto hace que la carga nuclear efectiva aumente, aumentando la energía necesaria para arrancar ese primer electrón.

Si seguimos el razonamiento hecho con el radio atómico:

- Al descender en el grupo, aumenta el número de capas o niveles del átomo y, por tanto, la distancia de la capa de valencia al núcleo. Esto hace que la energía del átomo sea mayor, pues al descender, la carga nuclear efectiva es similar pero el nivel en el que se encuentra la capa de valencia aumenta (recuerda que, aunque el valor numérico en valor absoluto disminuye, el signo menos hace que su valor sea mayor). Cuanto menor es la energía del electrón, más cerca del núcleo, mayor es la energía de ionización.

$$I = R_H \cdot \frac{Z_{ef}^2}{n^2}$$

BASICAMENTE LA IDEA ES:

- Desde un punto de vista mecano cuántico, arrancamos un electrón a un átomo (ionizamos) cuando lo separamos una distancia infinita.
- Tomamos energías cero en el infinito, por eso todas las energías de los electrones son negativas.
- Por tanto, si un electrón tiene una energía de, por ejemplo, $E = -0,5 \cdot R_H$ la energía de ionización que será llevar el electrón desde su orbital al infinito tendrá el mismo valor cambiado de signo, es decir, $I = +0,5 \cdot R_H$

Al descender en un grupo, la ENERGÍA DE IONIZACIÓN disminuye.

- Al desplazarme a la derecha en el período el radio atómico disminuye porque los electrones que añadimos en la misma capa apantallan mucho menos, aumentando la carga nuclear efectiva y, por tanto, la fuerza de atracción pues se encuentran en el mismo nivel. Esto implica que debo aplicar una energía mayor para poder arrancar el electrón.

Como podrás observar en la gráfica y tabla inferior hay **ciertas irregularidades**:

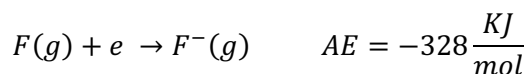
- La primera energía de ionización de los elementos del grupo 13 es menor que la de los elementos del grupo 2 porque tienen solo un electrón en el subnivel externo p el cual está apantallado por los dos electrones del subnivel s .
- La primera energía de ionización de los elementos del grupo 15 es mayor de lo esperado pues en el subnivel externo p tiene tres electrones que se encuentran repartidos entre los tres orbitales. El hecho de que los tres orbitales se encuentren semiocupados les confiere una estabilidad “extra”.

De todas formas, la tendencia general es que la energía de ionización aumenta al desplazarme hacia la derecha.

Al desplazarme a la derecha en un período, la ENERGÍA DE IONIZACIÓN aumenta.

• Afinidad electrónica:

Definimos afinidad electrónica (AE) como la energía intercambiada cuando un átomo en estado gaseoso acepta o capta un electrón transformándose en un anión.



A diferencia de la energía de ionización que siempre era positiva (proceso endotérmico), la energía puesta en juego cuando un átomo acepta un electrón puede ser tanto positiva como negativa (proceso endotérmico o exotérmico). Es decir, para arrancar un electrón el átomo siempre absorbe energía, sin embargo, al captar un electrón el átomo cede o absorbe energía dependiendo de cada caso. Lo habitual es que **desprenda energía (proceso exotérmico) aunque en algunas ocasiones puede ser endotérmica como es el caso del N, Be o Mg.**

La afinidad electrónica refleja la tendencia de una especie para ganar electrones. Un valor grande de afinidad significa que el anión formado es estable, es decir, el átomo tiene gran tendencia a ganar un electrón, al igual que una alta energía de ionización significa que el electrón es muy estable, es decir, el átomo tiene poca tendencia a perder un electrón.

Es más difícil establecer generalizaciones sobre las afinidades electrónicas que sobre las energías de ionización, aunque de manera general, podemos observar que **la AE aumenta al desplazarnos hacia la derecha en el periodo y al ascender en el grupo.**

Afinidad electrónica

Valores en kJ/mol. El signo negativo indica que el proceso desprende energía: cuanto más negativo, mayor afinidad. La intensidad del color es la energía desprendida, así que la tendencia se ve sin necesidad de leer los números.

hacia la derecha, la afinidad AUMENTA →

	1	2	13	14	15	16	17	18
1	H -72,8							He > 0
2	Li -59,6	Be > 0	B -26,7	C -121,8	N +7	O -141	F -328	Ne > 0
3	Na -52,9	Mg > 0	Al -42,5	Si -133,6	P -72	S -200,4	Cl -349	Ar > 0
4	K -48,4	Ca -2,4	Ga -28,9	Ge -119	As -78	Se -195	Br -324,6	Kr > 0
5	Rb -46,9	Sr -5	In -28,9	Sn -107,3	Sb -103,2	Te -190,2	I -295,2	Xe > 0
6	Cs -45,5	Ba -13,9	Tl -19,2	Pb -35,1	Bi -91,2	Po -186	At -270	Rn > 0

↑ al ascender, AUMENTA

Las tres excepciones que caen en ABAU

Grupo 2 (s² lleno) y grupo 15 (p³ semilleno): estabilidad extra, así que aceptan mal un electrón más. En el N el proceso es endotérmico. Flúor frente a cloro: gana el Cl (-349 frente a -328). El nivel 2 del F es tan pequeño que el electrón que entra sufre mucha repulsión.

Cuidado con el lenguaje

«Mayor afinidad» significa que se desprende más energía, es decir, un valor más negativo. El máximo de toda la tabla es el cloro.

Sin embargo, hay excepciones:

- La AE aumenta al desplazarnos a la derecha excepto al llegar a los grupos 2 y 15 dentro de los elementos representativos o el grupo 7 dentro de los elementos de transición donde la afinidad es bastante menor de lo esperado, es más, en la parte alta de la tabla el proceso es endotérmico.
- La AE aumenta al ascender en un grupo excepto cuando vamos del 3^{er} período al 2^o período.
- Los gases nobles no tienen afinidad por ganar un electrón pues ya tienen su capa de valencia completa y este nuevo electrón se acomodaría sobre el orbital *s* del siguiente nivel perdiendo esa estabilidad que le confiere el tener su capa de valencia completa y la débil atracción de ese nuevo electrón por parte del núcleo al encontrarse muy apantallado.

Podemos hacer la siguiente clasificación que nos ayude a tener claro este concepto de afinidad electrónica:

- **Elementos del mismo grupo:** *Al ascender* en el grupo (del 6^o al 3^{er} período) **la afinidad electrónica aumenta** pues el electrón entra en un nivel inferior, más cerca del núcleo, mayor estabilidad, mayor energía desprendida. **EXCEPCIÓN:** Cuando vamos del 3^{er} al 2^o período la afinidad disminuye. Esto se debe a que los electrones del nivel 2 están más cerca del núcleo y en consecuencia más cerca entre ellos. La llegada de un nuevo electrón, genera una elevada repulsión dando lugar a una desestabilización energética y una afinidad electrónica menor de lo esperado, es decir, esto se debe a que el pequeño radio atómico de estos elementos da lugar a que el electrón adicional encuentre fuertes repulsiones por parte de los otros electrones del átomo y por consiguiente no esté tan fuertemente unido como cabría esperar.

EJEMPLO 1:

Para el par de átomos Cl y I, ¿cuál tiene mayor afinidad electrónica?

RESPUESTA: El yodo presenta una afinidad electrónica menor pues, aunque ambos perciben por parte del núcleo una carga nuclear efectiva similar, la capa de valencia del yodo se encuentra en un nivel superior, más alejado del núcleo y, por tanto, presenta una estabilización energética inferior.

EJEMPLO 2:

Para el par de átomos F y Cl, ¿cuál tiene mayor afinidad electrónica?

RESPUESTA: El flúor presenta una afinidad electrónica menor pues, aunque pudiéramos pensar que la capa de valencia del flúor se encuentra en un nivel inferior, más cerca del núcleo, lo que haría que ese nuevo electrón estuviese más estabilizado, no es así. Esto se debe a que la capa de valencia del flúor, se encuentra en el nivel 2, están muy cerca del núcleo y en consecuencia muy cerca entre ellos. La llegada de un nuevo electrón, generará una elevada repulsión dando lugar a una desestabilización energética y una afinidad electrónica menor de lo esperado.

- **Elementos del mismo período:** De forma general, *al desplazarme hacia la derecha la afinidad electrónica aumenta* debido al aumento de la carga nuclear efectiva del núcleo, provocando un aumento en la fuerza de atracción y, por tanto, aumenta la capacidad para estabilizar la llegada de un nuevo electrón dando lugar a una mayor afinidad electrónica (mayor cantidad de energía desprendida). **EXCEPCIÓN:** Aquellos átomos que presenten el subnivel *s* completo (s^2 – grupo 2) o todos los orbitales del subnivel *p* semiocupados (s^2p^3 – grupo 15) o los del subnivel *d* semiocupados (d^5 – grupo 7) presentan una estabilidad mayor de lo esperado (“cosas” de la mecánica cuántica) lo que hace que su afinidad por la entrada de un nuevo electrón sea menor de lo esperado.

EJEMPLO 3:

Para el par de átomos S y Cl, ¿cuál tiene mayor afinidad electrónica?

RESPUESTA: El cloro presenta una afinidad electrónica mayor pues *al desplazarme hacia la derecha aumenta la carga nuclear efectiva del núcleo. Ambos presentan su capa de valencia en el mismo nivel. Esto da lugar a un aumento en la fuerza de atracción por parte del núcleo y, por tanto, aumenta la capacidad para estabilizar la llegada de un nuevo electrón.*

EJEMPLO 4:

Para el par de átomos Li y N, ¿cuál tiene mayor afinidad electrónica?

RESPUESTA: El Li presenta una afinidad electrónica mayor que el N. A priori, el N presenta una carga nuclear efectiva mayor que el Li por estar más a la derecha en la tabla periódica. Ambos presentan su capa de valencia en el mismo nivel. Podríamos pensar que la atracción por parte del electrón que entra sería mayor en el N, lo estabilizaría más, dando lugar a una mayor afinidad electrónica. Sin embargo, el N al ser del grupo 15 y tener todos los orbitales del subnivel p semicupados presenta una estabilidad extra que hace que la entrada de un nuevo electrón sea menos favorable de lo esperado.

ELECTRONEGATIVIDAD (Nota aclaratoria)

Definimos la electronegatividad como la tendencia que tiene un átomo a atraer hacia sí los electrones del enlace que forma con otro átomo.

Es distinta de las anteriores en un detalle importante: la energía de ionización y la afinidad electrónica se miden sobre un átomo aislado en estado gaseoso, mientras que la electronegatividad solo tiene sentido dentro de un enlace. Por eso no se mide directamente, sino que se calcula mediante escalas relativas. La más usada es la escala