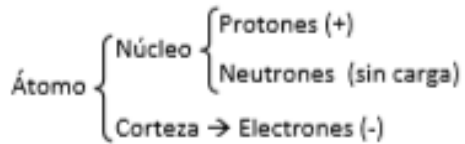


UNIDAD 7. ESTRUCTURA ATÓMICA Y PROPIEDADES PERIÓDICAS

1. ESTRUCTURA ATÓMICA.



***Z** → **Número atómico** = Número de protones.

Cuando el átomo está en estado neutro, Z también es equivalente al número de electrones.

Si por el contrario está en forma iónica para averiguar el número de electrones deberemos sumar los electrones de más (aniones) o de menos (cationes) a Z. Recuerda que los protones de un ion siguen siendo los mismos que los del átomo neutro.

***A** → **Número másico** = protones (Z) + neutrones.

Por lo tanto los neutrones = $A - Z$

Recuerda que los neutrones de un ion siguen siendo los mismos que los del átomo neutro.

- 1) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee el Cloro, sabiendo que $Z=17$ y $A=36$?
¿Y Cl^- ?

Solución: Cl → 17 protones, 17 electrones y 19 neutrones.

Cl^- → 17 protones, 18 electrones (gana uno más) y 19 neutrones.

2. ORBITALES ATÓMICOS Y NÚMEROS CUÁNTICOS.

Como consecuencia del principio de incertidumbre, se establece la imposibilidad de establecer con precisión la trayectoria del electrón en el espacio. Definimos, por tanto, un orbital atómico como la *región del espacio donde existe una alta probabilidad de encontrar al electrón*.

Los **números cuánticos** podemos entenderlos como "las herramientas" que vamos a usar para describir un orbital determinado del átomo y al electrón (o electrones) que los ocupa.

Los 3 primeros (n, l, m) nos dan información acerca del orbital y un 4º número cuántico (s) acerca de los **electrón/es que los ocupan**. Se explican a continuación:

***n** → Número cuántico principal:

Indica la *capa o nivel de energía*.

Está relacionado con el tamaño del orbital.

Puede tomar valores de 1 a 7

***l** → Número cuántico secundario o del momento angular:

Indica el subnivel de energía o subcapa, así como la *forma (tipo) del orbital*.

l=0 Orbital tipo s.

l=1 Orbital tipo p.

l=2 Orbital tipo d.

l=3 Orbital tipo f.

Puede tomar valores desde 0 a (n-1).

***m** → Número cuántico magnético.

Indica las posibles *orientaciones espaciales de los orbitales*.

Puede tomar valores desde -l...0....+l

***s** → Número cuántico magnético de espín

Indica las dos únicas posibles orientaciones que puede adoptar el campo magnético creado por el electrón al girar sobre sí mismo.

Puede tomar valores: $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.

2) ¿Son posibles las siguientes combinaciones de números cuánticos?

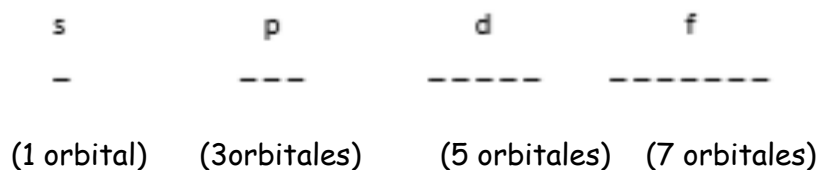
$(2,2,0, +\frac{1}{2})$; $(2,1,-2, -\frac{1}{2})$; $(3,2,0, 0)$; $(4,3,-1, +\frac{1}{2})$

3) ¿Cuántos orbitales son posibles como máximo para n=3? ¿Y cuántos electrones?

4) ¿Sabrías decir el número de orbitales por cada subnivel? ¿Y cuántos electrones?

Notación orbital:

Nos va a ser muy útil el saber representar cada subnivel en notación orbital:



Cada una de esas "rayas" representa un orbital que va a albergar electrones (flechas). Para conocer cómo se rellenan estos orbitales expondremos dos principios fundamentales:

➤ **Principio de exclusión de Pauli:**

En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los valores de los cuatro números cuánticos iguales. De este principio se deduce que cada orbital solo puede albergar como máximos dos electrones y estos electrones tendrán espines opuestos (apareados).

➤ **Principio de máxima multiplicidad de Hund:**

Cuando en un subnivel energético existen varios orbitales disponibles, los electrones tienden a ocupar el máximo número de ellos y además, con espines paralelos. Primero se colocan todas las flechas (electrones) en paralelo y después se completan con flechas antiparalelas conforme se van añadiendo electrones hasta completar el subnivel.

Así, 5 electrones en el subnivel p, se dispondrían de la siguiente manera:



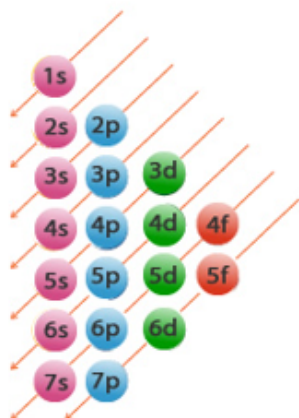
p^5

Energía de los orbitales: Para los átomos polielectrónicos la energía de los orbitales responde a la **regla $n+l$** .

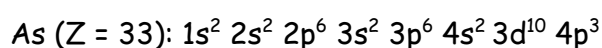
5) ¿Cuál de los siguientes orbitales es más energético? 5d, 4s, 3p, 3s

3. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

Consiste en la distribución de los electrones que tiene un átomo en sus respectivos orbitales, utilizando el **diagrama de Möeller** (que los ordena de menor a mayor energía).



En este diagrama las flechas van indicando el orden de llenado. Por ejemplo, si consideramos el átomo de arsénico que tiene 33 electrones es:



- 6) Escribe la configuración electrónica del O (Z =8) y del O^{2-} y represéntalo en notación orbital.
- 7) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, indica si son correctas o incorrectas, así como el principio que incumplen en el caso de ser incorrectas.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 5s^1$
 - $1s^2 2s^3$
 - $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0$

4. EL SISTEMA PERIÓDICO.

En la tabla periódica actual los elementos están ordenados en función del número atómico (Z) y no en función de su masa atómica.

La tabla periódica está compuesta por una serie de filas y columnas. Las filas se denominan periodos y se numeran del 1 al 7. Las columnas se denominan grupos, numerándose del 1 al 18.

¿Cómo localizar un elemento tan solo por su configuración electrónica?, o, ¿cómo escribir la configuración electrónica de un elemento sin conocer su número atómico?

Todos los elementos de un mismo grupo tienen idéntica configuración de la capa electrónica más externa llamada **capa de valencia**, que es precisamente la responsable de las propiedades químicas de cada grupo.

- En los **grupos 1-2 y 13-18**, el **periodo** coincide con el número cuántico principal de la capa de valencia y el **grupo** con las siguientes terminaciones de configuración electrónica:

1..... s^1 → 1 electrón en la capa de valencia

2..... s^2 → 2 electrones en la capa de valencia

13..... s^2p^1 → 3 electrones en la capa de valencia

14..... s^2p^2 → 4 electrones en la capa de valencia

15..... s^2p^3 → 5 electrones en la capa de valencia

16..... s^2p^4 → 6 electrones en la capa de valencia

17..... s^2p^5 → 7 electrones en la capa de valencia

18..... s^2p^6 → 8 electrones en la capa de valencia.

La gran estabilidad de los gases nobles se justifica por tener la capa de valencia completa.

Ejemplo: Cloro (Cl): $Cl \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

- Grupo: 17 (Terminación s^2p^5 → 7 electrones en la capa de valencia)

- Periodo: 3 (Capa de valencia)

- En los **metales de transición (grupos 3-12)** el **periodo** coincide con el número cuántico de la capa más externa y el **grupo** con las siguientes terminaciones de la configuración electrónica:

3..... d^1 8..... d^6

4..... d^2 9..... d^7

5..... d^3 10..... d^8

6..... d^4 11..... d^9

7..... d^5 12..... d^{10}

Ejemplo: Hierro (Fe): $Fe \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

- Grupo: 8 (Terminación d^6)

- Periodo: 4 (Capa más externa)

8) Escribe las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos: Li, P y Fe.

5. FORMACIÓN DE IONES ESTABLES.

El objetivo de que los átomos formen iones, es conseguir estabilidad, y como lo más estable que hay son los gases nobles, el formar un ion consiste en hacer coincidir su configuración electrónica a la del gas noble en cuestión.

Esta norma la suelen cumplir los elementos de los **grupos representativos (1-2 y 13-17)**, los cuales suelen ganar o perder electrones para adquirir la configuración de gas noble.

Sin embargo, los elementos de los **metales de transición (grupos 3-12)** a menudo incumplen esta norma y suelen hacerse estables perdiendo electrones de la capa más externa.

9) Justifica el ion más estable que forman los siguientes elementos: Cl, O, Be, K, Fe.

6. PROPIEDADES PERIÓDICAS.

Algunas propiedades físicas y químicas de los elementos varían de forma periódica.

✓ Radio atómico:

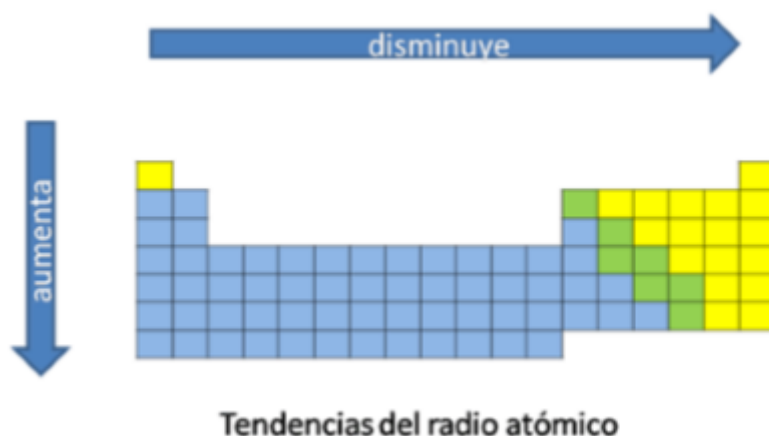
Es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos adyacentes en un sólido metálico, o bien, en el caso de sustancias covalentes, a partir de la distancia entre los núcleos de los átomos idénticos de una molécula.

Cuánto más abajo y hacia la izquierda se encuentre el elemento en la tabla periódica, mayor será su radio. Esto no sirve de justificación en el examen.

Justificación: Cuando los elementos están:

Dentro del mismo grupo, el radio atómico aumenta hacia abajo porque de esta manera aumenta el número de capas (ya que aumentamos el periodo).

Dentro del mismo periodo (misma capa), el radio atómico aumenta hacia la izquierda ya que con ello disminuye Z (protones), pues cuánto menos protones tengan el elemento, la atracción del núcleo hacia los electrones periféricos será menor y el radio aumentará de tamaño.



✓ **Radio iónico:**

El tamaño de un anión o catión se denomina radio iónico.

¿Quién tiene mayor radio, un anión/catión o su átomo neutro?

$Cl \rightarrow Cl^-$ (anión): Al tener un electrón "de más", teniendo en cuenta que los electrones se repelen entre sí, la nube electrónica o radio iónico se expande. ***Un anión tiene, por tanto, mayor radio que el de su átomo neutro.***

$Na \rightarrow Na^+$ (catión): Pasa al contrario que el caso anterior. Hay menos repulsión y se contrae. ***Un catión tiene, por tanto, menor radio que el de su átomo neutro.***

¿Y en el caso de especies isoelectrónicas (idéntica configuración electrónica, mismo número de electrones)?, ¿quién tiene mayor radio?

Ejemplo... Argón (Ar): $Z=18$ $Ar \rightarrow 18e^- \rightarrow$ (isoelectrónico con) $\rightarrow Cl^- \rightarrow S^{2-} \rightarrow K^+ \rightarrow Ca^{2+}$

Hay que tener en cuenta que, aunque tengan el mismo número de electrones (18 e^-), tienen diferente número de protones y esto es lo que marcará la diferencia de radios:

**** El S^{2-} tiene 16 protones, así que es el de mayor radio porque el núcleo atraerá con menos fuerza a los electrones periféricos.***

**** El Ca^{2+} tiene 20 protones, así que es el de menor radio porque el núcleo atraerá con más fuerza a los electrones periféricos.***

✓ **Energía de ionización (potencial de ionización):**

Energía mínima necesaria para arrancar un electrón de un átomo neutro en estado gaseoso y en su estado fundamental. Cuánto más arriba y hacia la derecha se encuentre el elemento en la tabla periódica, mayor será esta energía (al contrario que el radio).

Justificación. Cuando el átomo tiene un radio pequeño los electrones periféricos están muy atraídos por el núcleo, por lo que cuesta más trabajo (requiere mayor energía de ionización) arrancarlos. Por esa razón, los gases nobles son los elementos que tienen la mayor energía de ionización de su periodo, además, también, porque son muy estables.

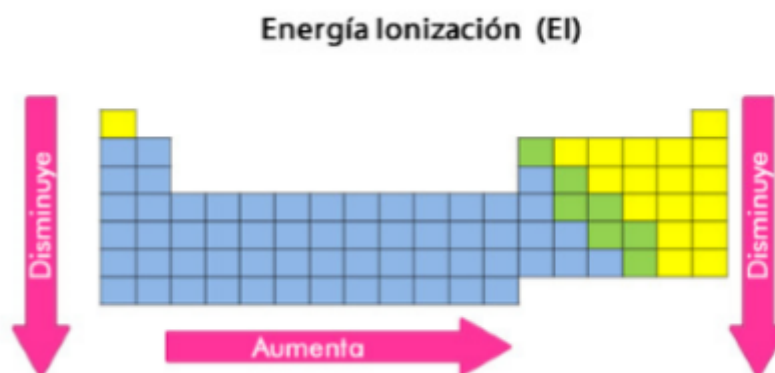
Existen varias energías de ionización (1ª, 2ª, 3ª...) y consisten en lo siguiente:

- 1ª \rightarrow 1er electrón que se quita (el más externo del núcleo).
- 2ª \rightarrow 2º electrón que se quita (el 2º más externo del núcleo).
- Y así sucesivamente...

Ejemplo... Litio (Li): $1s^2 2s^1 \rightarrow$ Al tener 3 electrones, podemos hablar hasta de 3 energías de ionización.

Es interesante saber que *las sucesivas energías de ionización siempre son mayores que las anteriores*, ya que, al quitar el primer electrón tras su primera energía de ionización, hay menos repulsión entre los electrones restantes, y así el electrón que vamos a arrancar en segundo lugar, se encuentra más atraído por el núcleo, por lo que se requiere más energía de ionización para arrancarlo.

Además, *la energía de ionización que coincide con el cambio de capa es mayor* ya que ese electrón se arranca de una capa más cercana al núcleo y con configuración del gas noble. Por ejemplo, la tercera energía de ionización del magnesio (Mg) es mucho mayor que la 2ª.

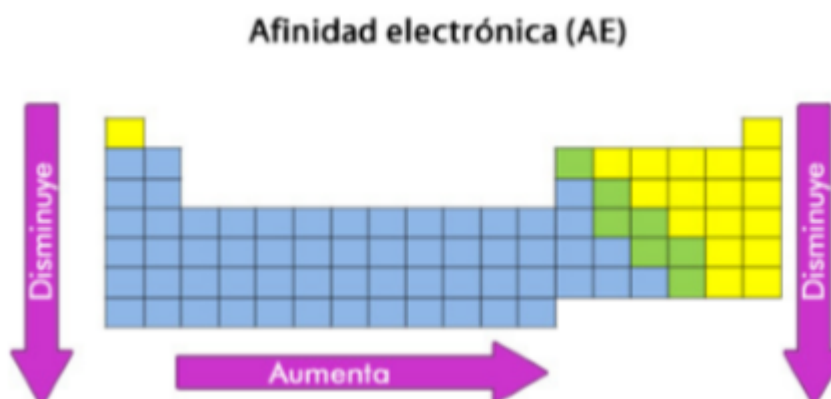


✓ **Afinidad electrónica:**

Es la energía desprendida (a veces absorbida) cuando un átomo neutro en estado gaseoso acepta un electrón para formar un ion negativo (anión).

Cuánto más arriba y hacia la derecha se encuentre el elemento en la tabla periódica, mayor será la afinidad.

Justificación: La afinidad será mayor cuanto menor sea el radio del átomo, ya que de esta manera el núcleo atraerá con más fuerza a ese hipotético electrón para crear el anión.



✓ **Electronegatividad:**

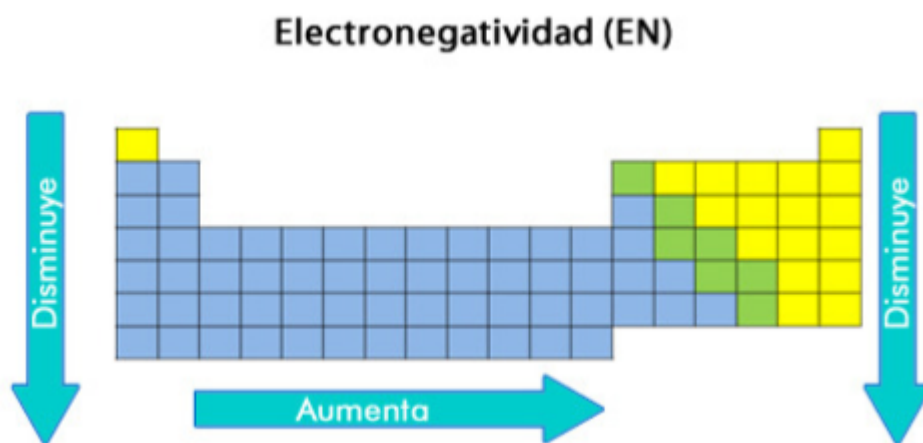
Es la capacidad que tiene un átomo de un elemento dado a atraer hacia sí el par o pares de electrones compartidos de un enlace covalente.

A - B (El más electronegativo es el que más los atrae)

Cuánto más arriba y hacia la derecha se encuentre el elemento en la tabla periódica, mayor será la electronegatividad. *Justificación*, al ser su radio menor, el núcleo atraerá con más fuerza a los electrones compartidos en dicho enlace covalente.

Si un elemento es +electronegativo = +no metálico → Éstos tienen tendencia a ganar electrones formando aniones.

Si un elemento es -electronegativo = metálico → Éstos tienen tendencia a perder electrones formando cationes.



Debemos saber básicamente:

-El elemento más electronegativo es el flúor (4,0), seguido de O, N y Cl.

-Los metales tienen todas electronegatividades bajas (apenas atraen a los electrones).

✓ **Carácter metálico:**

Un elemento se considera metal, desde un punto de vista electrónico, cuando cede fácilmente electrones y no tiene tendencia a ganarlos, es decir está determinado por una baja EI y baja AE. El carácter no metálico será lo contrario.

