

## TEMA 2: SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS. PROPIEDADES PERIÓDICAS

### 1. Clasificación de Elementos Químicos

- Tabla Periódica de Mendeleiev y Lothar Meyer.
- Moseley: Ordenación por Número Atómico (**Z**).
- Glenn Seaborg: Lantánidos y Actínidos.

### 2. Núcleo Atómico

- Número Atómico (**Z**) y Número Másico (**A**). Los Isótopos.
- Definición de Unidad de Masa Atómica (**uma**).

### 3. Orden energético para los electrones en los átomos

- Principio de Exclusión de PAULI.
- Regla de HUND o de Máxima Multiplicidad.
- Regla de WEISWESSER para saber qué electrón tiene mayor energía.
- Principio de Construcción.
- Regla de MADELUNG. Ordenación de los orbitales según su energía.

### 4. Configuraciones Electrónicas

- Notaciones electrónicas de los átomos.
- Algunas excepciones al orden de llenado según la regla de Madelung.
- Justificación de los números de oxidación (LAS VALENCIAS).
  - Configuración de Gas Noble (Columnas **s** y **p**).
  - Pseudoestructura de Gas Noble (Columnas **d**).

### 5. Organización de la Tabla Periódica de los elementos

- Elementos Normales (Nombres de estas Columnas: “GRUPOS”).
- Elementos de Transición.
- Elementos de Doble Transición.

### 6. Propiedades Periódicas (Repaso por haberlo dado en 1º de Bachillerato)

- Volumen y Radio Atómico.
- Energía de Ionización (Potencial de Ionización).
- Afinidad Electrónica.
- Electronegatividad.
- Carácter Metálico.

## 1. Clasificación de Elementos Químicos

### a. Tabla Periódica de Mendeleiev y Lothar Meyer.

En 1869, Lothar Meyer y Mendeleiev descubrieron la relación entre los pesos atómicos y las propiedades físicas y químicas.

Mendeleiev dio una clasificación para la tabla periódica que fue la siguiente:

- La tabla era periódica porque demostraba la repetición periódica de propiedades químicas de los elementos.
- Si el orden según las masas atómicas se contradecía con el esperado según las propiedades del elemento, Mendeleiev daba absoluta prioridad a las propiedades químicas.
- Cuando no conseguía que los elementos conocidos encajaran bien uno a continuación de otro, no vacilaba en dejar huecos, argumentando que esos huecos serían de elementos que todavía no se habían descubierto.

### b. Moseley: ordenación por Número Atómico (Z).

En la tabla periódica los elementos están ordenados según el número de protones del átomo, es decir, según el llamado **número atómico** y no según la masa atómica, que fue el criterio seguido por Mendeleiev y por Lothar Meyer.

### c. Glenn Seaborg: Lantánidos y Actínidos.

Glenn Seaborg creó la familia de los actínidos en el séptimo periodo, comparable a la de los lantánidos del sexto periodo de la tabla periódica.

De esta manera se establecieron estas dos familias de elementos como series de doble transición y quedó configurada la tabla periódica de los elementos como hoy la conocemos.

## 2. Núcleo Atómico

### a. Número Atómico (Z) y Número Másico (A). Los Isótopos.

La masa de átomo está prácticamente concentrada en su núcleo, ya que la masa de los electrones es insignificante en comparación con la de los neutrones y la de los protones.

TABLA DE COMPONENTES DE UN ÁTOMO			
NOMBRE	ABREVIATURA	PESO	COMPARACIÓN
ELECTRONES	$m_e$	$9,1094 \cdot 10^{-31}$ kg	-----
PROTONES	$m_p$	$1,6726 \cdot 10^{-27}$ kg	1836 mayor que $e^-$
NEUTRONES	$m_n$	$1,6749 \cdot 10^{-27}$ kg	1839 mayor que $e^-$

El número de protones y de neutrones que posee un determinado átomo se define en función de dos números:

- **Número Atómico (Z)** o número de protones que hay en el núcleo. Es igual al número de electrones en un átomo eléctricamente neutro.
- **Número Másico (A)**. Es igual al número de protones más el número de neutrones, es decir, al total de nucleones (partículas del núcleo).

En función de protones, neutrones y electrones, se usan los siguientes términos:

- Son **Isótopos** los átomos que tienen igual número atómico y diferente número másico. Es decir, igual número de protones y diferente número de neutrones.

ISÓTOPOS DEL HIDRÓGENO		
PROTIO	DEUTERIO	TRITIO
${}^1_1\text{H}$ { 0 neutrones 1 protón	${}^2_1\text{H}$ { 1 neutrón 1 protón	${}^3_1\text{H}$ { 2 neutrones 1 protón

# FÍSICA y QUÍMICA

- Son **Isóbaros** los átomos que tienen igual número másico y diferente número atómico.

ISÓBAROS: EJEMPLOS			
NÚMERO MÁSICO (A) = 3		NÚMERO MÁSICO (A) = 13	
${}^3_1\text{H}$ { 2 neutrones 1 protón	${}^3_2\text{He}$ { 1 neutrón 2 protones	${}^{13}_6\text{C}$ { 7 neutrones 6 protones	${}^{13}_7\text{N}$ { 6 neutrones 7 protones

- Son **Isoelectrónicos** los átomos o iones monoatómicos que tienen igual número de electrones, independientemente de cuál sea la composición de su núcleo.

ISOELECTRÓNICOS: EJEMPLOS	
ELEMENTO (O ION)	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA
$\text{S}^{2-}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
$\text{Cl}^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
<i>Ar</i>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
$\text{K}^+$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
$\text{Ca}^{2+}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

### 3. Orden energético para los electrones en los átomos

#### a. Principio de Exclusión de PAULI.

En un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

#### b. Regla de HUND o de Máxima Multiplicidad.

Mientras sea posible, los electrones se colocan solitarios en los orbitales de cada subnivel, evitando formar parejas en el mismo orbital.

#### c. Regla de WEISWESSER para saber qué electrón tiene mayor energía.

La energía de un electrón es mayor cuanto mayor sea la suma de sus números cuánticos "n" + "l". Para valores iguales de "n" + "l", tendrá mayor energía el que mayor "n" tenga.

### d. Principio de Construcción.

Los electrones de un átomo se colocan siempre ocupando los orbitales de menor energía.

De su aplicación resulta aquella disposición de electrones con la que el átomo tiene la menor energía posible, llamada ESTADO FUNDAMENTAL.

Naturalmente, si un átomo recibe la energía apropiada, sus electrones pueden ser excitados, pasando entonces la configuración a ESTADO EXCITADO, y acceder a orbitales de mayor energía, aunque, tarde o temprano, retornarán esos electrones a la disposición propia de estado fundamental.

### e. Regla de MADELUNG. Ordenación de los orbitales según su energía.

La energía de un orbital depende de los tres números cuánticos que lo definen: “n”, “ $l$ ” y “m”, si bien en ausencia de campo magnético externo solo depende de “n” y “ $l$ ”.

La importancia de “n” es mayor que la de “ $l$ ”. Para saber cuál de dos orbitales dados tiene menor energía, se suman los respectivos valores de “n” y “ $l$ ” y se aplican las siguientes reglas:

- Tiene mayor energía el orbital que posee un valor de “n +  $l$ ” mayor.
- Si dos orbitales poseen el mismo valor de “n +  $l$ ”, tiene mayor energía aquel que tiene mayor valor de “n”.

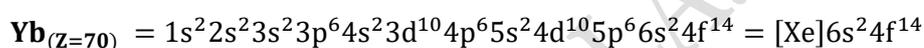
## 4. Configuraciones Electrónicas

### a. Notaciones electrónicas de los átomos.

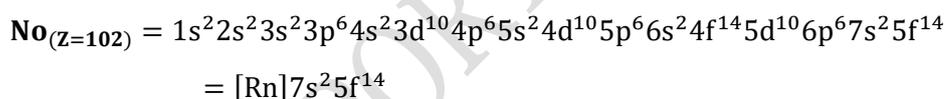
Escribir la notación electrónica de un átomo consiste en indicar cómo se distribuyen sus electrones en los diferentes orbitales.

Se puede escribir la notación electrónica de un elemento como la continuación de la del gas noble entre corchetes del periodo anterior de la tabla periódica (los gases nobles son los últimos elementos de cada periodo).

- Los elementos que incorporan electrones al primer bloque de los orbitales **f** se conocen como lantánidos.



- Los elementos que incorporan electrones al segundo bloque de los orbitales **f** se conocen como actínidos.



### b. Algunas excepciones al orden de llenado según la regla de Madelung.

- En algunos casos, aparecen alteraciones en el orden de la regla de Madelung. Por ejemplo, para el Cromo (Cr):

CROMO		
CONFIGURACIÓN ELCTRÓNICA TEÓRICA	$\text{Cr}_{(Z=24)}$	
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA REAL	$\text{Cr}_{(Z=24)}$	

- Lo mismo ocurre con el Molibdeno (Mo)

MOLIBDENO		
CONFIGURACIÓN ELCTRÓNICA TEÓRICA	$\text{Mo}_{(Z=42)}$	
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA REAL	$\text{Mo}_{(Z=42)}$	

## FÍSICA y QUÍMICA

---

### COBRE

<b>CONFIGURACIÓN ELCTRÓNICA TEÓRICA</b>	$Cu_{(Z=29)}$	
<b>CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA REAL</b>	$Cu_{(Z=29)}$	

### PLATA

<b>CONFIGURACIÓN ELCTRÓNICA TEÓRICA</b>	$Ag_{(Z=47)}$	
<b>CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA REAL</b>	$Ag_{(Z=47)}$	

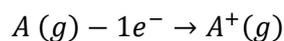
### ORO

<b>CONFIGURACIÓN ELCTRÓNICA TEÓRICA</b>	$Au_{(Z=79)}$	
<b>CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA REAL</b>	$Au_{(Z=79)}$	

## f. Propiedades periódicas.

### ▪ **Energía de Ionización (Potencial de Ionización).**

La energía de ionización (o potencial de ionización) es la energía que hay que suministrarle a un átomo en estado gaseoso y fundamental para arrancarle un electrón, transformándolo en un catión (ion positivo) con número de oxidación +1. El proceso que tiene lugar es:



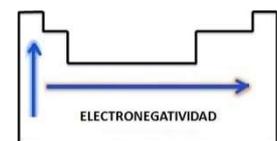
En la tabla periódica la Energía de Ionización crece:

- En los periodos de izquierda a derecha debido a la carga nuclear efectiva.
- En los grupos de abajo hacia arriba debido a que cada vez hay menos capas o niveles.

### ▪ **Electronegatividad.**

La electronegatividad de un átomo es la medida de la capacidad de un átomo de atraer hacia sí al par de electrones con el cual está enlazado con otro átomo.

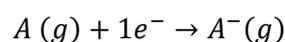
En la tabla periódica la Electronegatividad crece:



- En los periodos de izquierda a derecha debido a la carga nuclear efectiva.
- En los grupos de abajo hacia arriba debido a que cada vez hay menos capas o niveles.

### ▪ **Afinidad electrónica (Electroafinidad).**

La afinidad electrónica (o electroafinidad) es la energía que absorbe o desprende un átomo en estado gaseoso y fundamental cuando capta un electrón libre, transformándose en un anión (ion negativo) con número de oxidación -1. El proceso que tiene lugar es:



En la tabla periódica la Afinidad Electrónica crece:

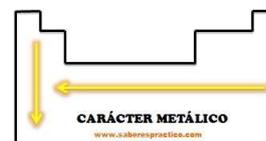
- En los periodos de izquierda a derecha debido a la carga nuclear efectiva.
- En los grupos de abajo hacia arriba debido a que cada vez hay menos capas o niveles.

## ▪ **Carácter metálico.**

El carácter metálico es la tendencia que tienen los átomos a perder electrones y convertirse en un catión positivo.

En la tabla periódica el carácter metálico decrece:

- En los periodos de izquierda a derecha debido a la carga nuclear efectiva.
- En los grupos de abajo hacia arriba debido a que cada vez hay menos capas o niveles.

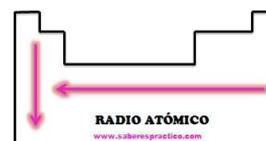


## ▪ **Radio o volumen atómico.**

El radio atómico (o volumen atómico) se define como la distancia desde el centro del núcleo al electrón más externo, asimilando los átomos a esferas. También se puede definir como la distancia media entre dos núcleos idénticos unidos.

En la tabla periódica el radio decrece:

- En los periodos de izquierda a derecha debido a la carga nuclear efectiva.
- En los grupos de abajo hacia arriba debido a que cada vez hay menos capas o niveles.



**EXCEPCIONES:** Cuando existen especies que están en estado iónico, en vez de estar en estado neutro, al comparar radio atómico o energía de ionización, ya no podemos fijarnos en los criterios anteriores, sino que habrá que comparar el número de electrones con la carga nuclear efectiva. Es decir:

- A igualdad de electrones de dos o más especies iónicas que se comparen, tendrá menor radio atómico aquél que tenga mayor carga nuclear efectiva. Aquel núcleo que atraiga más al mismo número de electrones tendrá menor radio.
- A igualdad de electrones de dos o más especies iónicas que se comparen, tendrá mayor energía de ionización aquél que tenga mayor carga nuclear efectiva. Aquel núcleo que atraiga más al mismo número de electrones será más difícil arrancarle un electrón.