

LA TABLA PERIÓDICA

Clasificación de Mendeleiev

Aunque ha habido más de una docena de tablas periódicas propuestas antes de llegar a la actual, la más interesante fue la propuesta por el químico ruso en 1869:

- ▶ Clasificó los 63 elementos conocidos utilizando el criterio de **masa atómica creciente**, ya que no se conocía el concepto de número atómico puesto que no se habían descubierto los protones. Los elementos de la misma columna tendrían propiedades semejantes.
- ▶ Dejó huecos para elementos que aún no se habían descubierto.
- ▶ Predijo las propiedades de algunos de éstos, tales como el germanio (Ge).

Como curiosidad, a los elementos que aún no se habían descubierto les llamó de un modo especial: ekaaluminio, que luego fue el Galio, ekasilicio, posteriormente llamado Germanio. Una brillante confirmación o respaldo para su ordenación fue que posteriormente se descubrieron tales elementos de modo que sus propiedades encajaban con las predichas por él: en vida de Mendeleiev se descubrió que el Ge que tenía las propiedades previstas.

Algunos elementos tenía que colocarlos en desorden de masa atómica, esto es, era preciso hacer 4 inversiones colocando antes al elemento de mayor masa, para que sus propiedades coincidieran con las de su grupo. Lo atribuyó a que las masas atómicas estaban mal medidas. Así, por ejemplo, colocó el telurio (Te) antes que el yodo (I) a pesar de que la masa atómica de éste era menor que la de aquel. Con el descubrimiento de los isótopos, átomos del mismo elemento pero con diferente masa, la tabla de Mendeleiev se complicaba en exceso y fue sustituida por la actual.

La tabla periódica actual

Los espectros atómicos dieron la idea de que el elemento diferenciador de un átomo es su número atómico, Z , no su masa atómica y por ello se decidió ordenar los elementos en **orden creciente de número atómico**.

- ▶ La tabla que manejamos en la actualidad se debe a **Werner y Seaborg**.
- ▶ Se usa el orden creciente de n° atómico, a la vez que se colocan los elementos con **propiedades similares en la misma columna**.

LA TABLA PERIÓDICA

► La posición de los elementos guarda una estrecha relación con la configuración electrónica.

► Hay 18 **columnas** verticales que se denominan **grupos** y contienen elementos químicos con propiedades similares: todos disponen de una distribución electrónica similar en la capa de valencia. La nomenclatura recomendada por la IUPAC consiste en numerarlos del 1 al 18.

► 7 filas horizontales o **periodos** :se numeran del 1 al 7. El número del periodo indica el valor del número cuántico principal de la última capa.



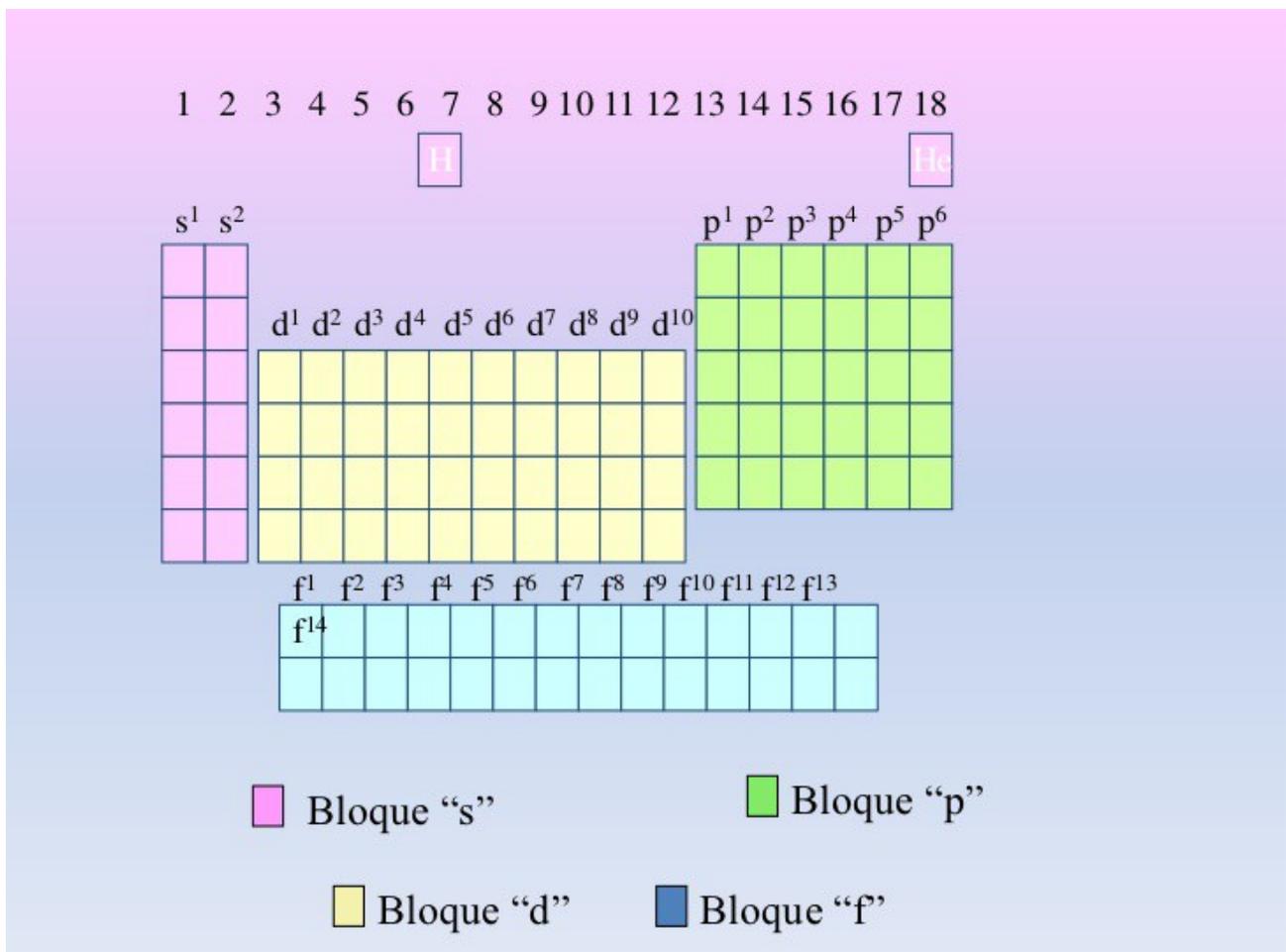
Grupo →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
↓ Período																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
Lantánidos	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
Actínidos	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			

LA TABLA PERIÓDICA

Tipos de orbitales en la tabla periódica

Se diferencian en en cuatro bloques:

- ▶ Bloque “s”: A la izquierda de la tabla
- ▶ Bloque “p”: A la derecha de la tabla
- ▶ Bloque “d”: En el centro de la tabla
- ▶ Bloque “f”: En la parte inferior de la tabla



▶ **Bloque s**: Está formado por los elementos que llenan los orbitales **s**. Está formado por los grupos 1 y 2.

▶ **Bloque p**: Se sitúan en él los elementos que llenan los orbitales **p**. Está formado por los grupos 13 al 18.

LA TABLA PERIÓDICA

► **Bloque d**: Está formado por los elementos que llenan los orbitales **d** . Forman este bloque los grupos 3 al 12.

► **Bloque f**: Lo componen los elementos que llenan los orbitales **f** y está formado por los **Lantánidos** y **Actínidos**.

En el **grupo 18**, se completa la llamada configuración de **gas noble** que, salvo para el He que tiene $1s^2$, para los demás es $ns^2 np^6$.

Por ello, para los períodos siguientes, se pueden escribir las configuraciones electrónicas resumiendo la del gas noble anterior y añadiendo los electrones situados en nuevos orbitales. Como ejemplo, el Mn se puede escribir como $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ o bien como $[Ar] 4s^2 3d^5$

Grupos de la Tabla Periódica

Según como sea la configuración electrónica del **electrón diferenciador** de un átomo(llamado así **el electrón que entra el último**), esto es, según como acabe la configuración electrónica, podemos determinar el grupo de un átomo.

Los elementos que rematan en s o p se dice que son elementos representativos y para ellos es necesario conocer también el nombre tradicional del grupo.

Electrón diferenciador	Grupo
S1	Metales Alcalinos/ grupo 1
S2	Metales Alcalino-térreos/ grupo 2
p1	Térreos/grupo 13
P2	Carbonoideos/grupo14
P3	Nitrógenoideos/grupo15
P4	Anfígenos/grupo 16
P5	Halógenos/ grupo 17
P6	Gases nobles/ grupo 18 excepto el helio: $1s^2$
d1 hasta d 10	Metales de transición
f1 hasta f 14	Metales de transición interna /lantánidos -actínidos

LA TABLA PERIÓDICA

NOTA: el hidrógeno no pertenece a ninguno de los grupos citados pero es un elemento representativo de configuración $1s^1$

Ejemplos:

-Determina la posición que ocupará un átomo cuya configuración electrónica termina en : $3p^6 4s^2$

Período: 4 grupo: 2 o alcalino-térreos **será el Ca**

-Determinar la posición que ocupará un átomo cuya configuración electrónica termine en $5d^4 6s^2$

En realidad esta configuración no está “bien expresada” pues coloca antes los orbitales 5d que en realidad son de superior energía que los 6s, y debería expresarse así: $6s^2 5d^4$

Período: 6 Grupo: elementos de transición interna **será el W**

Esta colocación “desordenada” es frecuente en exámenes selectividad.

Los elementos también se clasifican en: **metales, no metales y metaloides o semimetales** acuerdo con sus propiedades para ganar o perder electrones.

El diagrama muestra una versión simplificada de la tabla periódica con los siguientes grupos etiquetados: 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A y 8A. Las regiones están coloreadas y etiquetadas de la siguiente manera:

- Metales:** Representados por un fondo gris, cubren la mayor parte de la izquierda y el centro de la tabla.
- No Metales:** Representados por un fondo amarillo, se encuentran en el extremo superior derecho (grupos 17 y 18).
- Metaloides:** Representados por un fondo azul, se sitúan a lo largo de la línea diagonal que separa a los metales de los no metales.

Propiedades físicas de los metales

- ▶ Contienen desde uno a tres electrones de valencia.
- ▶ **Forman cationes** por pérdida de electrones cuando forman compuestos.

LA TABLA PERIÓDICA

- ▶ Altos pts. de fusión y ebullición .Brillantes.
- ▶ Alta densidad
- ▶ Forman de sólidos cristalinos

Propiedades químicas de los no metales:

- ▶ Contienen cuatro o más electrones de valencia.
- ▶ **Forman aniones** por ganancia de electrones cuando generan compuestos.
- ▶ Forman compuestos iónicos con metales.
- ▶ Forman compuestos covalentes con otros no metales.

Valencia iónica

Se llama valencia iónica a la carga que adquiere un elemento al formar su ión más estable. Los átomos ganan o pierden electrones para adquirir la configuración electrónica de gas noble. Veamos unos ejemplos:

$8\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$ última capa : 2 electrones de valencia: 6 valencia iónica **-2**
(quiere ganar dos electrones).Es un no metal.

$13\text{Al } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ última capa:3 electrones de valencia:3 valencia iónica : **+3** (quiere perder tres electrones, es un metal)

Los elementos del grupo 18 del sistema periódico , **gases nobles**, sus átomos no se combinan con otros átomos, lo que non sucede con los demás elementos químicos. Por lo tanto, se puede concluir que los átomos de los gases nobles son los más estables de toda la tabla periódica. Su configuración electrónica (8 e- en la capa de valencia) es particularmente estable por lo que no tienen tendencia ni a ganar ni a perder electrones, es decir, **los gases nobles no forman iones**.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Tal como se ha indicado, la Tabla Periódica refleja la periodicidad en la configuración electrónica de los elementos, por lo que cabe esperar una variación periódica de determinadas propiedades de los elementos que forman los grupos y los períodos.

- ▶ **En los períodos, al avanzar hacia la derecha**, aumenta en una unidad el número atómico, esto es, **la carga nuclear**, por lo que los electrones de la

LA TABLA PERIÓDICA

capa de valencia serán cada vez más atraídos por la carga positiva del núcleo. (recordemos que entre los electrones y el núcleo se establece una fuerza de atracción eléctrica de tipo Coulombiana que es directamente proporcional a la carga e inversamente proporcional a la distancia que los separa). Por lo que **a mayor carga nuclear mayor es la fuerza de atracción.**

► **En los grupos, al bajar** en los mismos, **los electrones** entran cada vez en capas de mayor valor de n, por lo que irá aumentando su distancia al núcleo y por tanto, están cada vez **más alejados** del núcleo y se sentirán **menos atraídos.**

Como consecuencia de ello, veamos cómo variarán algunas propiedades de los elementos.

► Tamaño del átomo o radio atómico

► Energía de ionización.

► Afinidad electrónica.

► Electronegatividad

► Carácter metálico.

Radio atómico

► En un mismo periodo **disminuye** hacia la derecha.

Es debido a que los electrones de la última capa estarán más fuertemente atraídos. Al aumentar la carga nuclear, aumenta la fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones haciendo que el tamaño sea menor.

En un grupo, el radio **aumenta** al aumentar el periodo, pues existen más capas de electrones.

Radio iónico

Es el radio que tiene un átomo que ha perdido o ganado electrones, adquiriendo la estructura electrónica del gas noble más cercano.

Los **cationes** son más pequeños que los átomos neutros. Al tener menos electrones en la corteza, hay menos repulsión entre ellos; además la carga nuclear es la misma para atraer a menos electrones.

Los **aniones** son de mayor tamaño que los átomos neutros. Al tener más electrones, la repulsión entre ellos crece y lo hace más grande.

LA TABLA PERIÓDICA

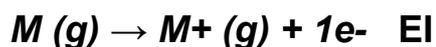
Elementos **isoelectrónicos**:

Son aquellos que tienen el mismo número de electrones. Su tamaño dependerá exclusivamente de la carga del núcleo, a mayor carga nuclear, menor tamaño:

$_{10}\text{Ne}$	$_{9}\text{F}^-$	$_{11}\text{Na}^+$	10 electrones (isoelectrónicos)
$_{11}\text{Na}^+ <_{10}\text{Ne} <_{9}\text{F}^-$			
$_{11}\text{Na}$	$_{11}\text{Na}^+$	$_{11}\text{Na}^+ <_{11}\text{Na}$	
$_{9}\text{F}$	$_{9}\text{F}^-$	$_{9}\text{F} <_{9}\text{F}^-$	

Energía o potencial de ionización (E_I)

► Es la energía necesaria para extraer un e^- de un átomo gaseoso y formar un catión.



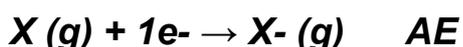
- Es siempre positiva (proceso endotérmico).
- Se habla de 1ª E_I ($E_I/1$), 2ª E_I ($E_I/2$), ... según se trate del primer, segundo, ... electrón extraído.
- La E_I aumenta hacia arriba en los grupos y hacia la derecha en los periodos por disminuir el radio. Cuanto menor sea el átomo, más difícil será arrancarle los electrones porque estarán más atraídos por el núcleo

La E_I de los gases nobles es enorme

Al arrancarle electrones a un átomo, los cationes obtenidos siempre tendrán menor radio que el mismo átomo neutro.

Afinidad electrónica (AE)

Es la energía desprendida cuando un átomo gaseoso captura un e^- y forma un anión.



- Es siempre negativa (proceso exotérmico).
- Crece hacia la derecha de la tabla y en un mismo grupo hacia arriba por disminuir el radio. A menor tamaño el electrón que entra en el átomo pasa a una situación más estable por lo que liberará mayor energía.

LA TABLA PERIÓDICA

Los iones negativos, aniones, obtenidos al captar un electrón tendrán un radio mayor que los átomos neutros de los que proceden.

Los **gases nobles** son una **excepción a la regla** del aumento general puesto que tienen una afinidad electrónica excepcionalmente baja. Esto es debido a que, al tener 8 en la capa de valencia (estructura electrónica muy estable) no tienen tendencia a ganar electrones.

Electronegatividad

La electronegatividad mide la tendencia de un átomo, en un enlace covalente dentro de una molécula, a atraer los e⁻ compartidos del enlace hacia sí.

- ▶ Pauling estableció una escala de electronegatividades .
- ▶ Varía del mismo modo que la afinidad electrónica por razones similares: aumenta hacia arriba en los grupos y hacia la derecha en los periodos.

Los **gases nobles** son una **excepción a la regla** del aumento general pues al tener un octeto en la capa de valencia (configuración electrónica muy estable) no forman enlaces con ningún elemento de la tabla periódica. Por ello, no tiene sentido hablar de la electronegatividad en los gases nobles. Los **metales** son elementos que tienen tendencia a perder electrones y a cargarse positivamente (forman cationes); se trata de elementos **electropositivos**.

Los **no metales** son elementos que tienen tendencia a ganar electrones y a cargarse negativamente (forman aniones); se trata de elementos **electronegativos**.

Carácter metálico

Mide la facilidad con la que el elemento pierde electrones. Cuanto más fácilmente los pierda, mayor carácter metálico tendrá. Cuanto más grande sea, estarán más lejos del núcleo y mayor facilidad tendrá para perderlos.

- ▶ El carácter metálico aumenta hacia la izquierda en un periodo y hacia abajo en un grupo.

En resumen:

LA TABLA PERIÓDICA

