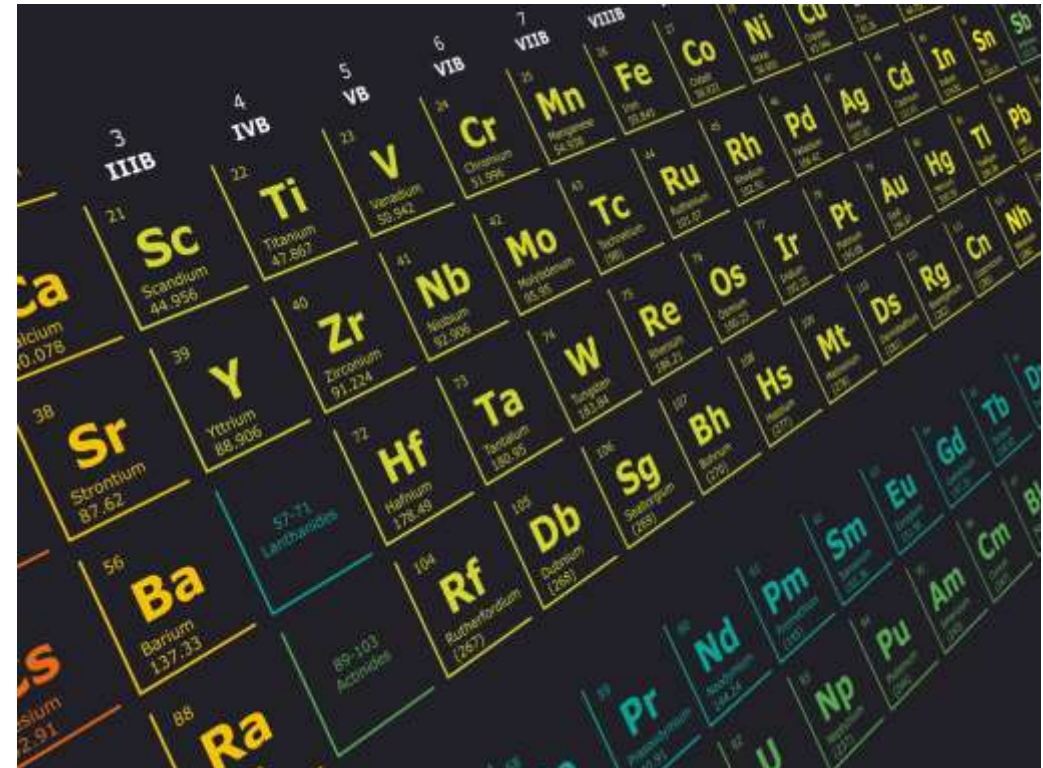


UNIDAD 2. SISTEMA PERIÓDICO Y PROPIEDADES PERIÓDICAS



UD2. SISTEMA PERIÓDICO

¿Cómo y por qué surge la clasificación periódica de los elementos?

- ✓ El descubrimiento progresivo de los diferentes elementos químicos y estudio de sus propiedades puso de manifiesto la existencia de semejanzas (y disparidades) entre estos.
- ✓ Esta circunstancia indujo a la comunidad científica a construir una clasificación de los elementos en función de sus propiedades (físicas y químicas).



UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Triadas de Döbereiner (1829)

- ✓ Johann Döbereiner fue el primero en plantear una clasificación de los elementos en función de su masa atómica.
- ✓ Döbereinner propuso una clasificación en triadas de elementos, con propiedades similares, en orden creciente de sus masas atómicas.
- ✓ En cada triada, la masa atómica del elemento intermedio era aproximadamente igual a la media aritmética de las masas atómicas de los otros dos elementos situados en los extremos.



Johann Wolfgang
Döbereiner
(1780 – 1849)

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Triadas de Döbereiner (1829)

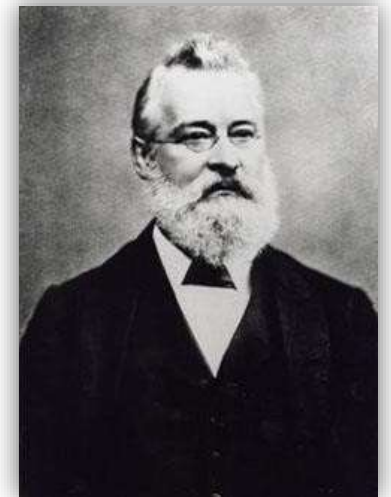
ELEMENTOS	MASAS ATÓMICAS	MEDIA ARITMÉTICA
S, Se, Te	32, 79, 128	79,7
Ca, Sr, Ba	40, 88, 137	88,3
Cl, Br, I	35, 80, 127	80,7

- ✓ Sin embargo, las triadas solo podían ser aplicadas a 9 elementos químicos (de los 54 conocidos hasta ese momento).
- ✓ Döbereiner intentó encontrar más triadas, sin éxito; su ley de las triadas fue finalmente desechada por la comunidad científica.

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Octavas de Newlands (1864)

- ✓ El químico inglés John Newlands estableció la denominada ley de las octavas (debido a su analogía con las notas de la escala musical).
- ✓ Esta ley se basaba en lo siguiente:
 - Al disponer los elementos en orden creciente de sus masas atómicas, en líneas horizontales de 7 elementos, sus propiedades se repetían cada 8 elementos.
 - Es decir, las propiedades de los elementos situados en las líneas verticales eran semejantes entre sí.



John Alexander
Reina Newlands
(1837 – 1898)

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Octavas de Newlands (1864)



Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
DO	RE	MI	FA	SOL	LA	SI

- ✓ Sin embargo, esta ley presentaba una limitación importante: a partir del calcio (Ca), la ley de las octavas no se cumplía.

Nota. Además, todavía no se habían descubierto la presencia de los gases nobles.

- ✓ La ley de las octavas de Newlands también fue desechada por la comunidad científica.

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

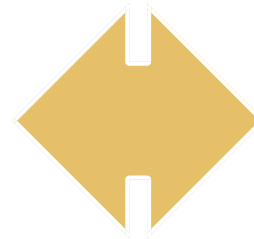
Ley periódica

LEY PERIÓDICA. Las propiedades de los elementos químicos no son arbitrarias, sino que varían de manera periódica de acuerdo con su **MASA ATÓMICA**.

- ✓ En 1869, D. Mendeleiev y L. Meyer desarrollaron, de forma paralela pero no conjunta, una nueva ordenación de los elementos conocidos, basándose ambos en la denominada ley periódica.

D. Mendeleiev

Tabla periódica de los elementos organizados en orden creciente de sus masas atómicas.



Misma conclusión

L. Meyer

Tabla periódica de los elementos organizados en orden creciente de sus volúmenes atómicos.

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Tabla periódica de Mendeleiev (1869)

- ✓ En 1869 publicó su primera tabla periódica, donde ordenaba los 63 elementos descubiertos hasta ese momento.
- ✓ Convencido de su propuesta, Mendeleiev:
 - Invirtió el orden de algunos elementos consecutivos por su masa atómica, al no concordar con la semejanza de propiedades. *Ejemplo: telurio (Te) y yodo (I).*
 - Dejó espacios en blanco para aquellos elementos que todavía no habían sido descubiertos y predijo sus propiedades. *Ejemplo: Germanio (Ge).*
 - A estos elementos les asignó una denominación provisional: nombre del elemento inmediato superior conocido + prefijo (indicaba el número de espacios entre ambos). *Ejemplo: eka-aluminio = galio.*



Dmitri Mendeleiev
(1834 – 1907)

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Tabla periódica de Mendeleiev (1869) – Limitaciones

- ✓ No obstante, la tabla periódica de Mendeleiev presentaba ciertas limitaciones:
 - No predijo la existencia de los gases nobles → tras el descubrimiento del helio (He) y el argón (Ar) la ley periódica predijo la existencia de los demás elementos del grupo.
 - La distribución de los elementos no siempre seguía el orden creciente de sus masas atómicas → por eso el orden de algunos pares de elementos tuvo que ser invertido.
 - La continuidad aparente de los elementos se rompe, al no albergar sitio para lantánidos ni actínidos.
 - No existía una separación definida entre metales y no metales.
 - No existía una clasificación correcta de los elementos en función de sus valencias.

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Sistema Periódico actual (I)

- ✓ Henry Moseley (1912) reformula la ley periódica:

LEY PERIÓDICA. Las propiedades de los elementos químicos no son arbitrarias, sino que varían de manera periódica de acuerdo con su **NÚMERO ATÓMICO**.

- ✓ Trabajando con los espectros de rayos X de los elementos conocidos, Moseley observó que los valores de las frecuencias de absorción estaban relacionadas con el número atómicos (Z) de los elementos.
- ✓ Esta propuesta solventaba las limitaciones de la tabla periódica propuesta por Mendeleiev.



Henry Moseley
(1887 – 1915)

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Sistema Periódico actual (II)

- ✓ La tabla periódica actual se conoce como tabla periódica de Werner y Paneth.
- ✓ Los 118 elementos conocidos se ordenan de izquierda a derecha y de arriba abajo en orden creciente de su número atómico (Z).
- ✓ La tabla periódica se compone de **7 FILAS** horizontales llamadas **PERÍODOS** y **18 COLUMNAS** verticales llamadas **GRUPOS**:
 - ✓ Cada período se construye colocando elementos que aumentan en una unidad el número atómico del elemento precedente.
 - ✓ En cada grupo se ubican los elementos con propiedades químicas análogas, recibiendo el nombre de **familia química**.

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Sistema Periódico actual (III)

- ✓ Algunas familias disponen de nombres particulares:

GRUPO	NOMBRE DE LA FAMILIA
1	Metales alcalinos
2	Metales alcalinotérreos
13	Boroideos – Grupo del boro
14	Carbonoideos – Grupo del carbono
15	Nitrogenoideos – Grupo del nitrógeno
16	Anfígenos o calcógenos – Grupo del oxígeno
17	Halógenos
18	Gases nobles

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Sistema Periódico actual (IV)

- ✓ El hidrógeno, ubicado normalmente en la columna 1, NO es un metal alcalino.
- ✓ Los metales:
 - Ocupan aproximadamente $\frac{3}{4}$ partes de la tabla periódica.
 - Se sitúan en la zona izquierda y central.
 - Poseen tendencia a perder electrones, formando iones positivos (cationes).
- ✓ Los no metales:
 - ✓ Se sitúan en la zona derecha (a excepción de la última columna).
 - ✓ Poseen tendencia a ganar electrones, formando iones negativos (aniones).

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Sistema Periódico actual (V)

- ✓ Los **semimetales**:
 - Se sitúan en una **franja diagonal** que separa los metales de los no metales.
 - Poseen propiedades intermedias entre ambos.
- ✓ Los **gases nobles**, poseen un comportamiento químico muy específico.
- ✓ Los elementos de transición están ubicados en la parte central (grupos 3 a 12).
- ✓ Los elementos de transición interna están formados por los lantánidos y actínidos.

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																	
2	Li ⁺	Be ²⁺										Al ³⁺			O ²⁻	F ⁻	
3	Na ⁺	Mg ²⁺										Al ³⁺			S ²⁻	Cl ⁻	
4	K ⁺	Ca ²⁺										Ga ³⁺			Se ²⁻	Br ⁻	
5	Rb ⁺	Sr ²⁺										In ³⁺			Te ²⁻	I ⁻	
6	Cs ⁺	Ba ²⁺															
7																	
LANTANOIDES																	
ACTINOIDES																	

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Configuración electrónica y tabla periódica (I)

Conociendo la posición de un elemento en la tabla periódica es posible conocer su configuración electrónica, y viceversa.

- ✓ Las propiedades de los elementos dependen de su configuración electrónica, especialmente la de su nivel de electrones más externo, conocido como capa de valencia.
- ✓ La posición de los elementos en la tabla periódica depende, a su vez, de las propiedades de estos y, particularmente, de su número atómico.
- ✓ Por tanto, la disposición de los elementos en la tabla periódica también va a estar relacionada con la configuración electrónica externa.

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Configuración electrónica y tabla periódica (II)

La configuración de los electrones más externos de los elementos se repite también periódicamente.

- ✓ Grupos → los elementos de un mismo grupo tienen la misma estructura electrónica en su nivel más externo.
- ✓ Períodos → al completar un período, se comienza a rellenar con electrones un nuevo nivel energético.
- ✓ La **configuración electrónica** de un elemento puede escribirse de **forma abreviada**, indicando: símbolo del gas noble precedente + configuración de la última capa.

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

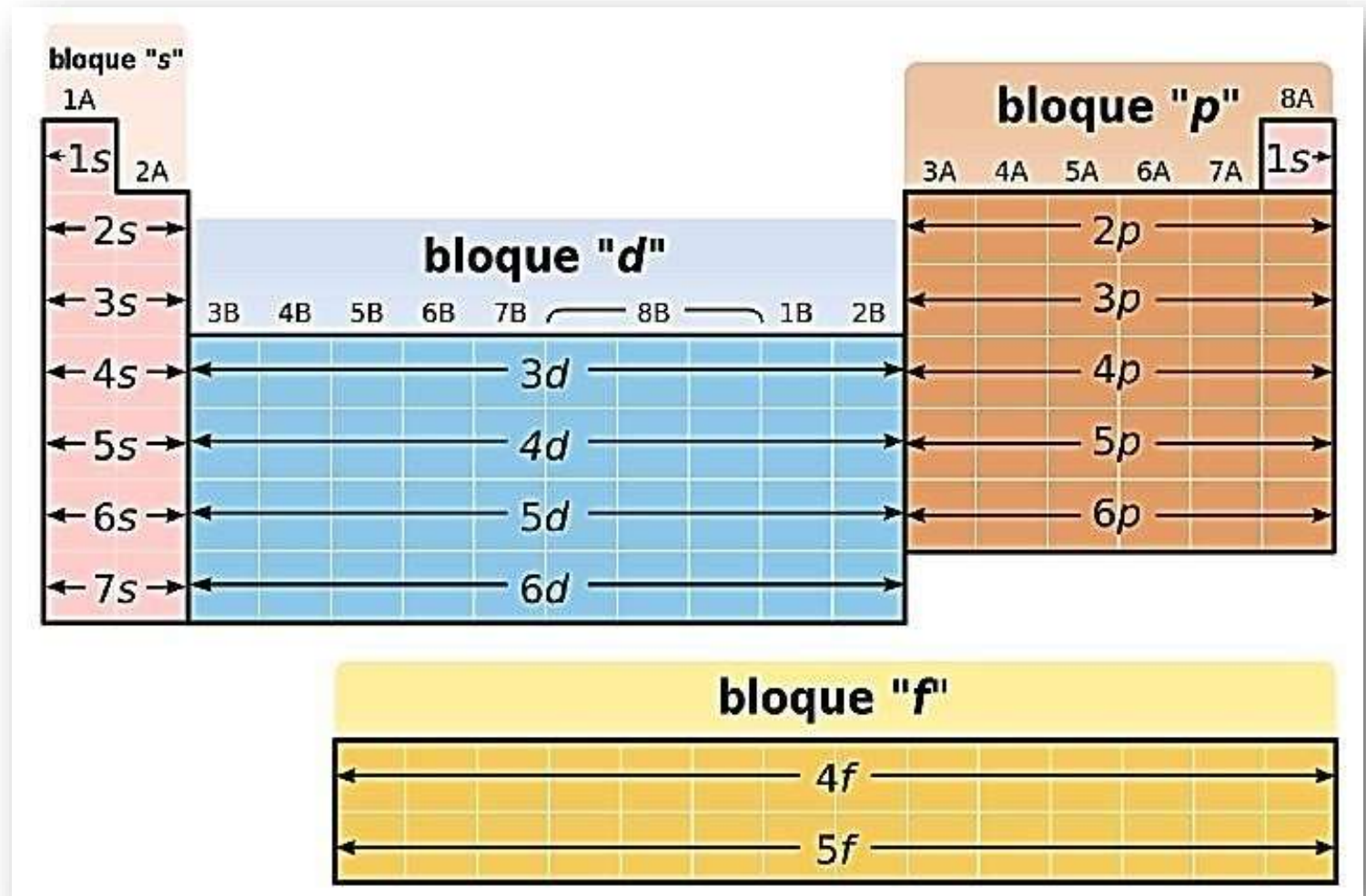
Configuración electrónica y tabla periódica (III)

GRUPO	NOMBRE DE LA FAMILIA	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA EXTERNA
1	Metales alcalinos	ns^1
2	Metales alcalinotérreos	ns^2
13	Boroideos – Grupo del boro	$ns^2 np^1$
14	Carbonoideos – Grupo del carbono	$ns^2 np^2$
15	Nitrogenoideos – Grupo del nitrógeno	$ns^2 np^3$
16	Anfígenos o calcógenos – Grupo del oxígeno	$ns^2 np^4$
17	Halógenos	$ns^2 np^5$
18	Gases nobles	$ns^2 np^6$

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Configuración electrónica y tabla periódica (IV)

- ✓ Bloque s (grupos 1 – 2)
- ✓ Bloque p (grupos 13 – 18)
- ✓ Bloque d (grupos 3 – 12)
- ✓ Bloque f (lantánidos y actínidos)



UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Fenómeno de apantallamiento

Denominamos **APANTALLAMIENTO** a la repulsión entre los electrones de un átomo, el cual disminuye la atracción del núcleo y condiciona el estado del electrón en el átomo.

- ✓ El efecto de apantallamiento lo sufre el último electrón del nivel energético más externo.
- ✓ Existen 2 tipos de apantallamiento:
 - Ejercido por electrones internos → apantallamiento máximo.
 - Ejercido por electrones del mismo nivel energético → apantallamiento menor..
- ✓ El apantallamiento afecta a la intensidad de la fuerza atractiva del núcleo.

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

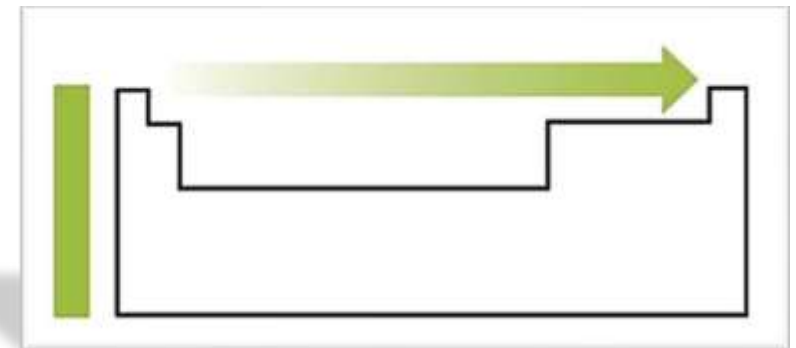
Carga nuclear efectiva (Z^*)

Denominamos **CARGA NUCLEAR EFECTIVA** a la fuerza atractiva total real ejercida por los protones del núcleo del átomo, como consecuencia del apantallamiento.

$$Z^* = Z - a$$

Donde: Z = número atómico del elemento; a = apantallamiento.

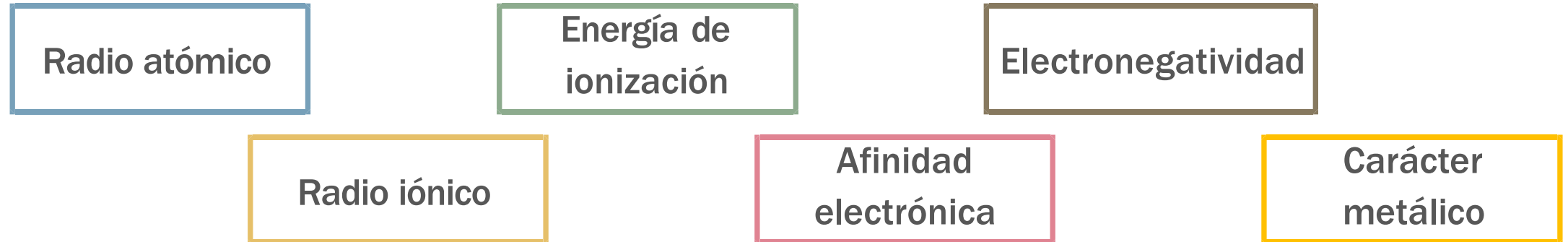
- ❑ Al avanzar hacia la derecha en un período, la carga nuclear efectiva aumenta → al aumentar el número atómico (Z) y mantenerse invariable el apantallamiento (a).
- ❑ Al descender en un grupo, la carga nuclear efectiva no varía → al disponer de la misma configuración electrónica externa, la carga nuclear y el apantallamiento aumentan de la misma forma.



UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Propiedades periódicas

- ✓ Aquellas propiedades, físicas y químicas, que se repiten con cierta regularidad a lo largo de los grupos y períodos que conforman la tabla periódica se conocen como PROPIEDADES PERIÓDICAS.



- ✓ Esta regularidad depende de:
 - La configuración electrónica del elemento.
 - El número atómico (Z) del elemento.
 - La carga nuclear efectiva.

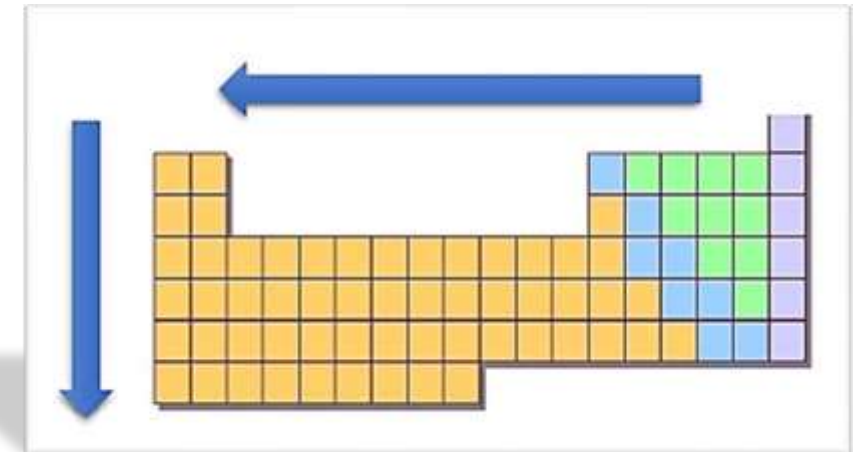
UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Propiedades periódicas – Radio atómico

Se define el **RADIO ATÓMICO** de un elemento como la mitad de la distancia internuclear mínima (d) en una molécula diatómica de este en estado sólido.

- ❑ Al avanzar hacia la derecha en un período, el radio atómico disminuye → a mayor número atómico (Z), crece la atracción del núcleo por los electrones y el tamaño del átomo disminuye.
- ❑ Al descender en un grupo, el radio atómico aumenta → a mayor número de niveles electrónicos, la fuerza de atracción del núcleo disminuye.

Excepción: metales de transición.

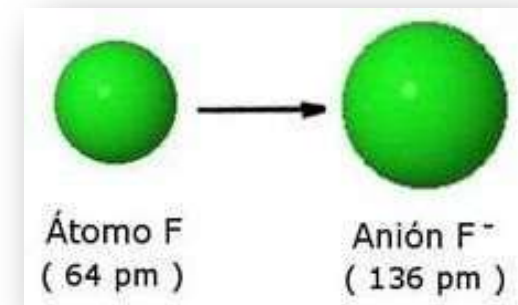
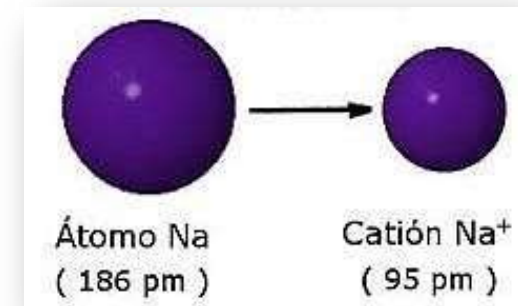


UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Propiedades periódicas – Radio iónico

Cuando un átomo neutro se transforma en un ion (se ioniza), modifica su volumen.

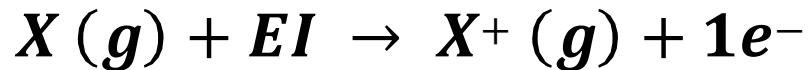
- ❑ Cuando un átomo neutro se transforma en un catión, su tamaño disminuye → al perder electrones, los demás electrones que permanecen en el átomo están sometidos a una carga nuclear efectiva más intensa (menor apantallamiento), y el radio disminuye.
- ❑ Cuando un átomo neutro se transforma en un anión, su tamaño aumenta → al ganar electrones, el apantallamiento aumenta y la carga nuclear efectiva es menos intensa, y el radio aumenta.



UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Propiedades periódicas – Energía de ionización (I)

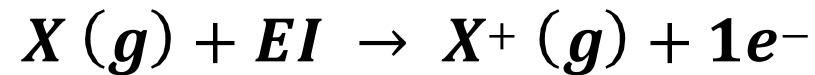
Se define la **ENERGÍA DE IONIZACIÓN (EI)** como la energía mínima necesaria para arrancar el electrón más externo a un átomo neutro (X) gaseoso en su estado electrónico fundamental, para convertirlo en un ion monopositivo (X^+).



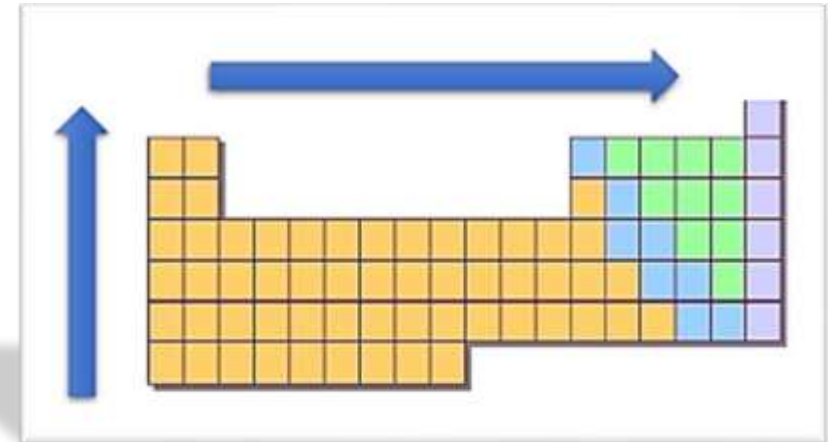
- ✓ La energía de ionización mide, por tanto, la tendencia de un átomo para formar iones positivos (cationes).
- ✓ Se trata de un proceso endotérmico, pues el átomo absorbe energía.
- ✓ Las energía de ionización sucesivas (para arrancar electrones sucesivos) serán cada vez mayores.

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Propiedades periódicas – Energía de ionización (II)



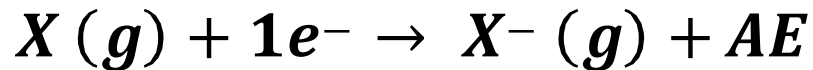
- ❑ Al avanzar hacia la derecha en un período, la energía de ionización aumenta → a mayor número atómico (Z), crece la atracción del núcleo por los electrones externos.
- ❑ Al descender en un grupo, la energía de ionización disminuye → a mayor número de niveles electrónicos, la fuerza de atracción del núcleo hacia el electrón disminuye, y este es más fácil de arrancar.



UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Propiedades periódicas – Afinidad electrónica (I)

Se define la **AFINIDAD ELECTRÓNICA (AE)** como la variación de energía que se produce en un átomo neutro (X) gaseoso en su estado fundamental cuando adquiere un electrón y se transforma en un ion mononegativo (X⁻).



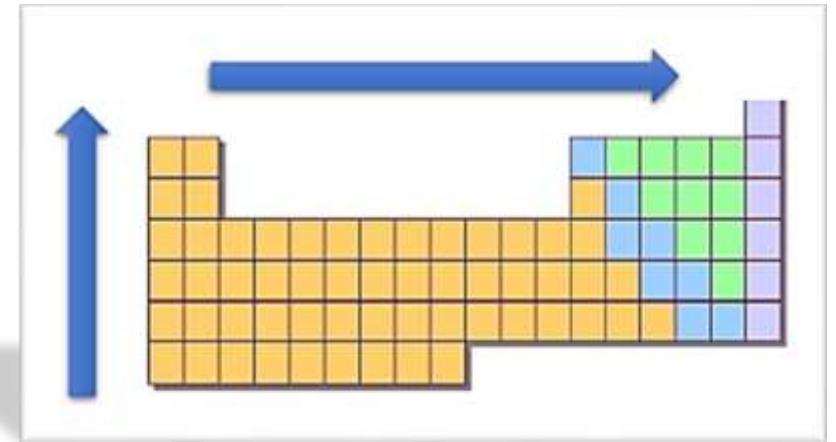
- ✓ La afinidad electrónica mide, por tanto, la tendencia de un átomo para formar iones negativos (aniones).
- ✓ Se trata de un proceso generalmente exotérmico, pues el átomo desprende energía.
- ✓ La variación de la afinidad electrónica no es tan regular como en otras propiedades periódicas.

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Propiedades periódicas – Afinidad electrónica (II)



- ❑ Al avanzar hacia la derecha en un período, la afinidad electrónica aumenta → a menor tamaño del átomo, resulta más fácil captar el electrón, al encontrarse más atraído por el núcleo.
- ❑ Al descender en un grupo, la afinidad electrónica disminuye → a mayor tamaño del átomo, resulta más complejo captar el electrón, pues la atracción del núcleo es menor.



UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Propiedades periódicas – Electronegatividad (I)

Se define la **ELECTRONEGATIVIDAD (EN)** como una medida de la tendencia que tiene un átomo para atraer hacia sí mismo los electrones del enlace compartido con otro átomo.

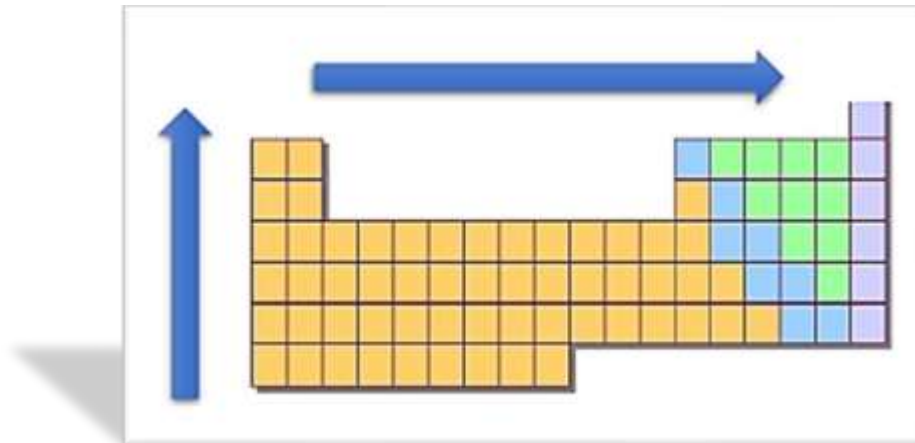
$$EN = \frac{EI + AE}{2}$$

- ✓ La electronegatividad está íntimamente relacionada con la energía de ionización y la afinidad electrónica.
- ✓ La escala de electronegatividad más utilizada es la de Linus Pauling, que relaciona la electronegatividad con las energías de enlace.

UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Propiedades periódicas – Electronegatividad (II)

- ❑ Al avanzar hacia la derecha en un período, la electronegatividad aumenta → a menor tamaño del átomo, resulta más fácil captar el electrón, al encontrarse más atraído por el núcleo.
- ❑ Al descender en un grupo, la electronegatividad disminuye → a mayor tamaño del átomo, resulta más complejo captar el electrón, pues la atracción del núcleo es menor.



UD2. SISTEMA PERIÓDICO

Propiedades periódicas – Carácter metálico

Se define el **CARÁCTER METÁLICO** hace referencia al comportamiento como metal o no metal de un átomo, en función de su tendencia a ganar o perder sus electrones externos.

- ❑ Elementos metálicos → aquellos poco electronegativos, con baja energía de ionización y alta afinidad electrónica.
- ❑ Elementos no metálicos → aquellos muy electronegativos, con alta energía de ionización y baja afinidad electrónica.

