

# Química

## Clase 2

Prof. Daniel Muñoz  
[daniel.munoz3@mail\\_udp.cl](mailto:daniel.munoz3@mail_udp.cl)

Universidad Diego Portales

3 de febrero de 2026

**udp** FACULTAD DE  
INGENIERÍA Y CIENCIAS

# Tópicos

1 Tabla periódica y electronegatividad.

2 Enlace Químico

# ¿Qué es la TP? un poco de historia: J. Döbereiner [Lifeder, 2022]

- J.W. Döbereiner, científico alemán fue el primero que propuso un ordenamiento, las llamadas *triadas* de elementos.



Figura: J.W. Döbereiner 1780-1849

# ¿Qué es la TP? un poco de historia: J. Döbereiner [Lifeder, 2022]

- J.W. Döbereiner, científico alemán fue el primero que propuso un ordenamiento, las llamadas *triadas* de elementos.
- Descubrió que si se promedian los *pesos equivalentes* de ciertos elementos (por ejemplo óxidos de...) se obtiene, aproximadamente la masa de un tercer elemento.

- $SrO = \frac{CaO + BaO}{2} = \frac{59 + 155}{2} = 107$
- $Br = \frac{Cl + I}{2} = \frac{35,5 + 127}{2} = 81,25$
- $Na = \frac{Li + K}{2} = \frac{7 + 39}{2} = 23,0$

# Un poco de historia. Newlands [Energía Nuclear, 2023]

- J Newlands, químico inglés que desarrolló el primer esbozo de la ley periódica, la ley de las octavas.

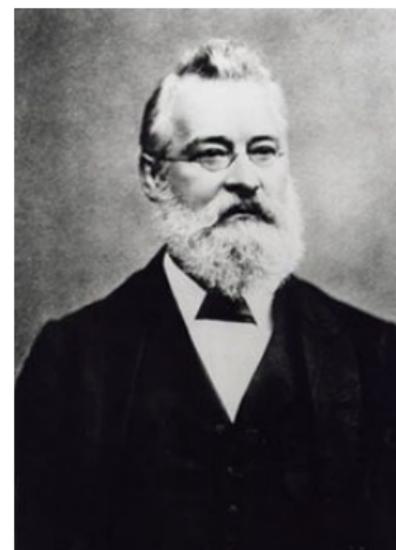


Figura: J. Newlands, químico inglés 1837 - 1898

# Un poco de historia. Newlands [Energía Nuclear, 2023]

- J Newlands, químico inglés que desarrolló el primer esbozo de la ley periódica, la ley de las octavas.
- Se percató que cuando se ordenan los elementos según su peso equivalente hay un incremento aproximado de 7 unidades, y una repetición de sus propiedades químicas cada 8 elementos

No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.
H 1	F 8	Cl 15	Co & Ni 22	Br 29	Pd 36	I 42	Pt & Ir 50	
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Os 51	
G 3	Mg 10	Ca 17	Zn 24	Sr 31	Cd 38	Ba & V 45	Hg 52	
Bo 4	Al 11	Cr 19	Y 25	Ce & La 33	U 40	Ta 46	Tl 53	
C 5	Si 12	Ti 18	In 26	Zr 32	Sn 39	W 47	Pb 54	
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di & Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55	
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro & Ru 35	Tc 43	Au 49	Th 56	

Figura: 1864 Publica «On the Law of Octaves»

# Mendeléyev, El padre de la Tabla periódica [Scerri, 2007].

- El padre de la TP y el gran hito fue marcado por el Profesor ruso Dmitri Mendeléyev.

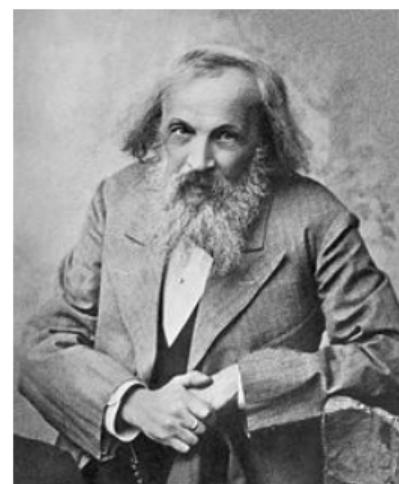


Figura: D. Mendeléyev (1834 - 1907)

# Mendeléyev, El padre de la Tabla periódica [Scerri, 2007].

- El padre de la TP y el gran hito fue marcado por el Profesor ruso Dmitri Mendeléyev.
- Intentando desarrollar de un modelo para enseñar los elementos conocidos hasta la fecha, Mendeléyev encontró ciertas regularidades en los elementos cuando se ordenan por sus masas.

Zahlen	Gruppe I H/P	Gruppe II B/P	Gruppe III B/P <sup>2</sup>	Gruppe IV B/P <sup>3</sup>	Gruppe V B/P <sup>4</sup>	Gruppe VI B/P <sup>5</sup>	Gruppe VII B/P <sup>6</sup>	Gruppe VIII B/P <sup>7</sup>
1	H=1	-	-	-	-	-	-	-
2	Li=m 7	D=m 4,4	B=m 11	C=m 12	N=m 14	O=m 16	F=m 19	-
3	Na=m 11	Mg=m 12	-	Al=m 17,3	P=m 18	P=m 21	S=m 22	Cl=m 35,5
4	K=m 23	Ca=m 40	-	Si=m 24	Ti=m 18	V=m 21	Cr=m 31	Mn=m 55
5	(N=m 42)	Sc=m 41	Zr=m 82	-	Y=m 53	As=m 75	Se=m 78	Te=m 80
6	U=m 177	Y=m 85	Er=m 90	Lu=m 111	Bi=m 141	Pr=m 150	Eu=m 152	Dys=m 161, Tb=m 154, Fe=m 196, Ag=m 105
7	(Ag=m 105)	Cf=m 113	Ta=m 130	Os=m 130	Hf=m 123	V=m 125	Zr=m 126	-
8	Os=m 153	Pa=m 137	Zr=m 128	Os=m 140	-	-	-	-
9	-	-	-	-	-	-	-	-
10	-	-	He=m 3	Ne=m 10	Ar=m 18	Xe=m 182	Te=m 184	-
11	(Ar=m 19)	-	He=m 300	-	He=m 104	Te=m 191	Te=m 195	Os=m 195, Ar=m 197
12	-	-	-	He=m 211	Te=m 201	Te=m 240	-	-

Figura: La TP propuesta por Mendeléyev, se pueden apreciar diferentes espacios en vacíos.

# Mendeléyev, El padre de la Tabla periódica [Scerri, 2007].

- El padre de la TP y el gran hito fue marcado por el Profesor ruso Dmitri Mendeléyev.
- Intentando desarrollar de un modelo para enseñar los elementos conocidos hasta la fecha, Mendeléyev encontró ciertas regularidades en los elementos cuando se ordenan por sus masas.
- Utilizando, esta idea de regularidad (ahora conocida como *ley periódica*), se aventuró a predecir el descubrimiento de varios elementos, entre ellos: Eka-aluminio, Eka-silicio.

Propiedad	Eka-aluminio	Galio
Masa	68	69.723
Densidad (g/cm <sup>3</sup> )	6.0	5.91
T. Fusión (°C)	Baja	29.76
Formula del Oxido	Ea <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Formula del cloruro	Ea <sub>2</sub> Cl <sub>6</sub>	Ga <sub>2</sub> Cl <sub>6</sub>
Presión de vapor	Volátil	Volátil

## En la actualidad.

- Existen muchos Sistemas Periódicos (no todos son tablas).

# En la actualidad.

- Existen muchos Sistemas Periódicos (no todos son tablas).
- Cada uno de ellos tiene un uso diferente.

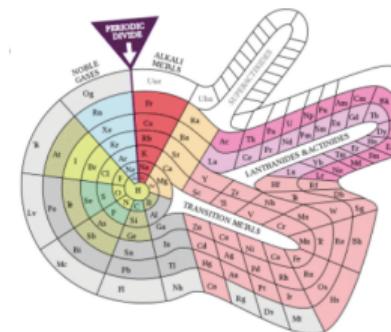


Figura: Espiral de Benfley 1964.

# En la actualidad.

- Existen muchos Sistemas Periódicos (no todos son tablas).
- Cada uno de ellos tiene un uso diferente.

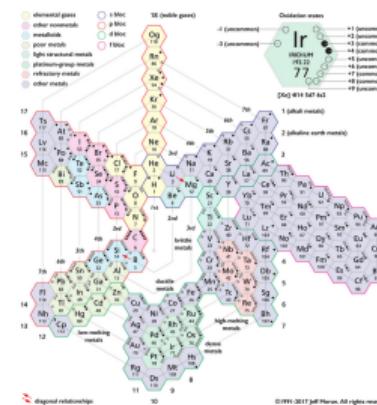


Figura: Hidrógeno central de Jeff Morgan.

# En la actualidad.

- Existen muchos Sistemas Periódicos (no todos son tablas).
- Cada uno de ellos tiene un uso diferente.

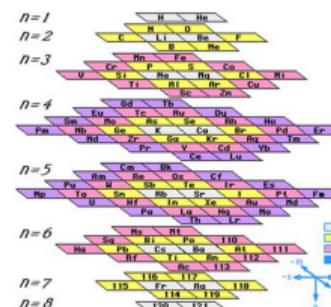


Figura: Capas 3D de Timothy Stowe.

# En la actualidad.

- Existen muchos Sistemas Periódicos (no todos son tablas).
- Cada uno de ellos tiene un uso diferente.

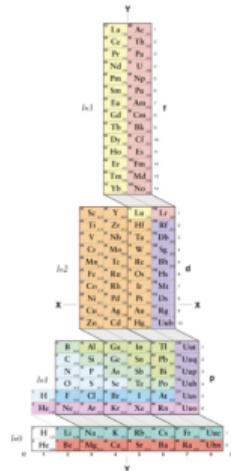


Figura: Columnas de Valery Tsimmerman 2006.

# La «clásica»: 18 grupos (columnas) y 7 períodos (filas):

The periodic table is organized into 18 groups (vertical columns) and 7 periods (horizontal rows). The elements are color-coded into three main categories:

- metals** (pink): Elements in groups 1, 2, and 13-18.
- nonmetals** (blue): Elements in group 17 and the top portion of group 16.
- metalloids** (green): Elements in group 14 and the bottom portion of group 16.

Key features of the table include:

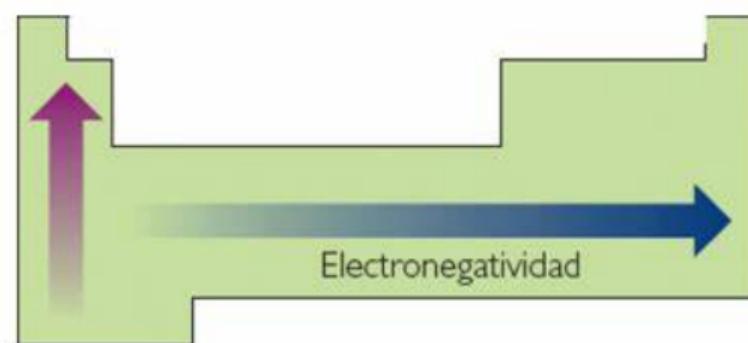
- Atomic Number:** Indicated by a small number above each element symbol.
- Symbol:** The standard one- or two-letter symbol for each element.
- Name:** The full name of the element.
- Average Atomic Mass:** Indicated by a small number below the element symbol.
- Periodic Trends:** Arrows at the bottom indicate trends in atomic radius (decreasing from left to right) and ionization energy (increasing from left to right).
- Actinide Series:** Elements 57 through 71 are grouped under the heading "Lanthanide series". Elements 89 through 103 are grouped under the heading "Actinide series".

# Algunos apuntes de la TP que debe conocer:

	Nombre	Bloque
IA	Metales Alcalinos	s
IIA	M. Alcalinos Térreos	s
IIIA	Boroídeos	p
IVA	Carbonoides	p
VIA	Calcógenos	p
VIA	Anfígenos	p
VIIA	Halógenos	p
0	Gases nobles	p
Grupos B	Transición	d
Grupos A	Representativos	sp
Lantánidos y actínidos	Transición interna	f

# ¿Qué propiedades de los elementos varían a lo largo y ancho de la Tabla periódica?

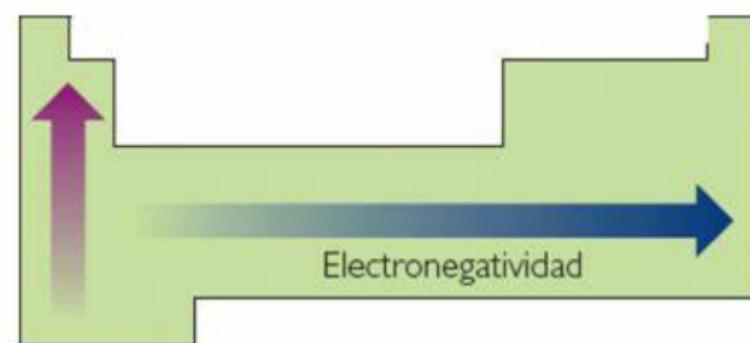
- Existen muchas propiedades que varían a lo largo y ancho de la TP, a esas propiedades se les conoce como *Propiedades periódicas*.



**Figura:** Variación en aumento de la EN a lo largo y ancho de la TP

# ¿Qué propiedades de los elementos varían a lo largo y ancho de la Tabla periódica?

- Existen muchas propiedades que varían a lo largo y ancho de la TP, a esas propiedades se les conoce como *Propiedades periódicas*.
- En este curso solamente estudiaremos la *Electronegatividad*.



**Figura:** Variación en aumento de la EN a lo largo y ancho de la TP

# ¿Qué propiedades de los elementos varían a lo largo y ancho de la Tabla periódica?

- Existen muchas propiedades que varían a lo largo y ancho de la TP, a esas propiedades se les conoce como *Propiedades periódicas*.
- En este curso solamente estudiaremos la *Electronegatividad*.
- Electronegatividad: Tendencia de un elemento para atraer electrones [en un enlace].

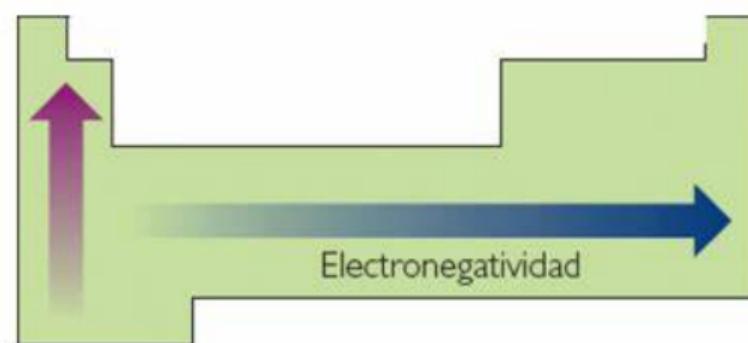


Figura: Variación en aumento de la EN a lo largo y ancho de la TP

# ¿Qué propiedades de los elementos varían a lo largo y ancho de la Tabla periódica?

- Existen muchas propiedades que varían a lo largo y ancho de la TP, a esas propiedades se les conoce como *Propiedades periódicas*.
- En este curso solamente estudiaremos la *Electronegatividad*.
- Electronegatividad: Tendencia de un elemento para atraer electrones [en un enlace].
- Existen, principalmente, dos escalas de electronegatividad, de Mulliken y Pauli. Usaremos la escala de Pauli la cual toma valores desde: 0,7 a 4 (sin unidades)

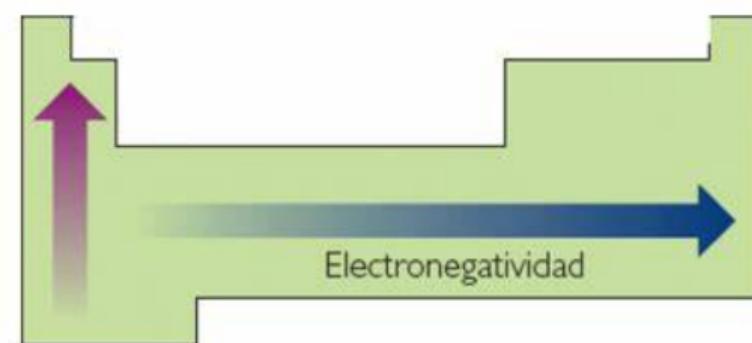


Figura: Variación en aumento de la EN a lo largo y ancho de la TP

# Configuración electrónica y TP

- Habrá notado que si el elemento posee muchos electrones la configuración electrónica puede tornarse muy larga de escribir, ejemplo:
- ${}_{38}\text{Sr} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
- En química, los electrones que participan en las reacciones químicas son los del *último nivel*, dichos electrones reciben el nombre de **electrones de valencia** (ev), mientras que los «otros» corresponden al «kernel».
- Es por ello que para escribir CE que resalten solo a los ev utilizamos el gas noble anterior más próximo para resumir el «kernel» con ello la configuración anterior quedará:
- ${}_{38}\text{Sr} = [\text{Kr}]5s^2$

# ¿Qué es un enlace?

- Un enlace se define como la unión de dos átomos (o grupo) que conlleva a la formación de una entidad molecular independiente y estable. [IUPAC, 2025]

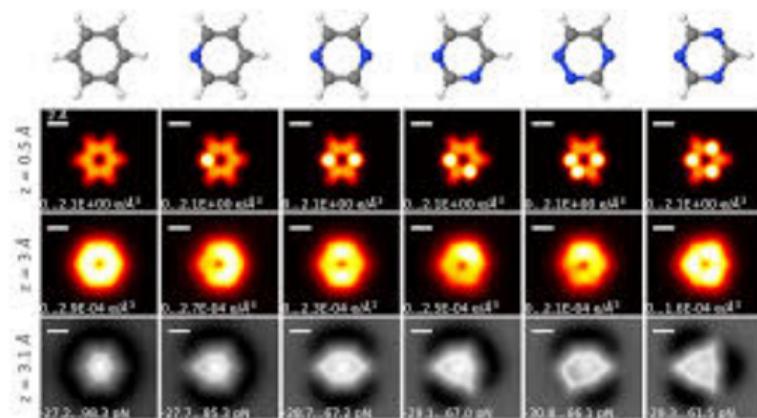


Figura: Imagen del benceno utilizando Microscopía de fuerza atómica

# ¿Qué es un enlace?

- Un enlace se define como la unión de dos átomos (o grupo) que conlleva a la formación de una entidad molecular independiente y estable. [IUPAC, 2025]
- Revisaremos 3 tipos de enlace

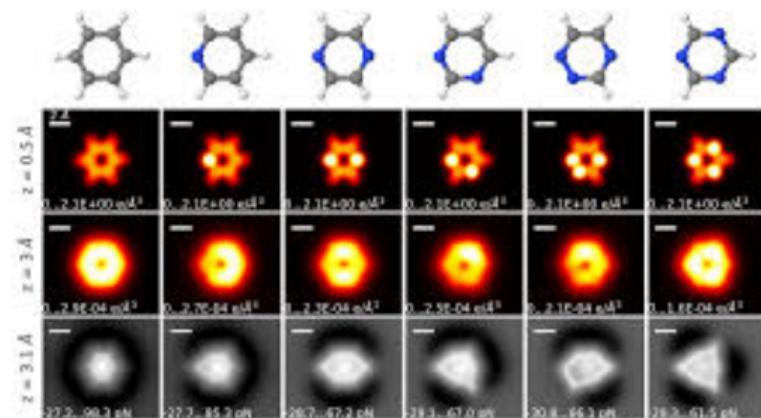


Figura: Imagen del benceno utilizando Microscopía de fuerza atómica

# ¿Qué es un enlace?

- Un enlace se define como la unión de dos átomos (o grupo) que conlleva a la formación de una entidad molecular independiente y estable. [IUPAC, 2025]
- Revisaremos 3 tipos de enlace
  - Metálico



Figura: Vigas metálicas

# ¿Qué es un enlace?

- Un enlace se define como la unión de dos átomos (o grupo) que conlleva a la formación de una entidad molecular independiente y estable. [IUPAC, 2025]
- Revisaremos 3 tipos de enlace
  - Metálico
  - Iónico



Figura: Sal (cristal de halita)

# ¿Qué es un enlace?

- Un enlace se define como la unión de dos átomos (o grupo) que conlleva a la formación de una entidad molecular independiente y estable. [IUPAC, 2025]
- Revisaremos 3 tipos de enlace
  - Metálico
  - Iónico
  - Covalente



Figura: Carbón

## Enlace metálico

- El enlace metálico se da porque los electrones ceden sus electrones de valencia a todos los elementos del conjunto.

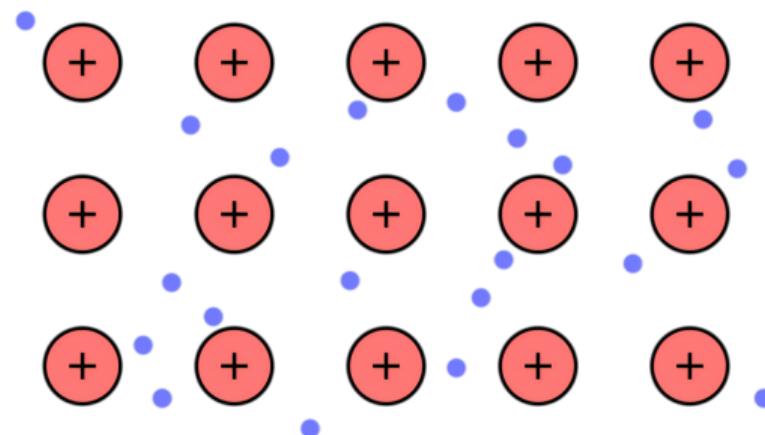


Figura: Teoría del *Mar de electrones*

## Enlace metálico

- El enlace metálico se da porque los electrones ceden sus electrones de valencia a todos los elementos del conjunto.
- Esta deslocalización de los electrones se debe a: la baja electronegatividad

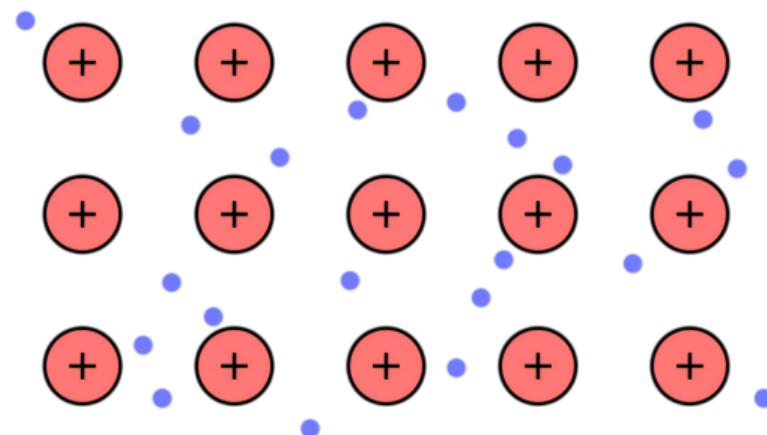


Figura: Teoría del *Mar de electrones*

# Enlace Iónico

- El enlace iónico se da entre un elemento metálico y otro no-metálico.

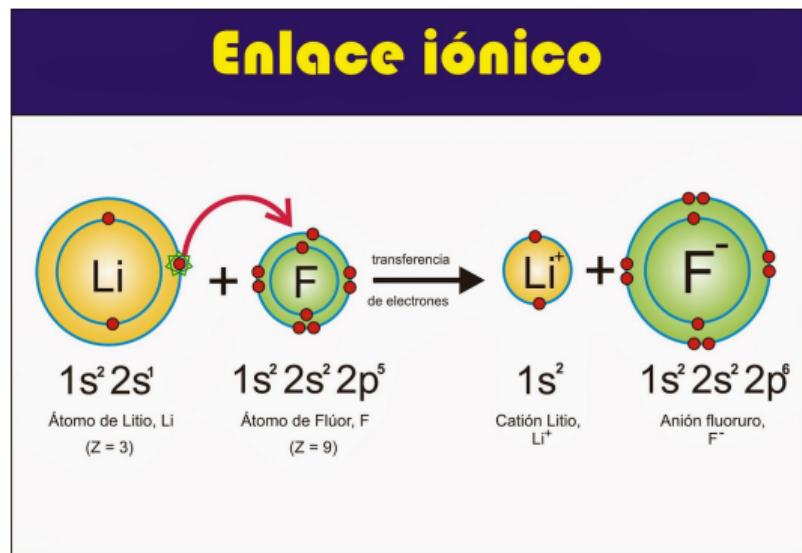


Figura: Explicación de la formación del LiF

# Enlace Iónico

- El enlace iónico se da entre un elemento metálico y otro no-metálico.
- Una determinación más cuantitativas es si  $\Delta EN > 1,7$

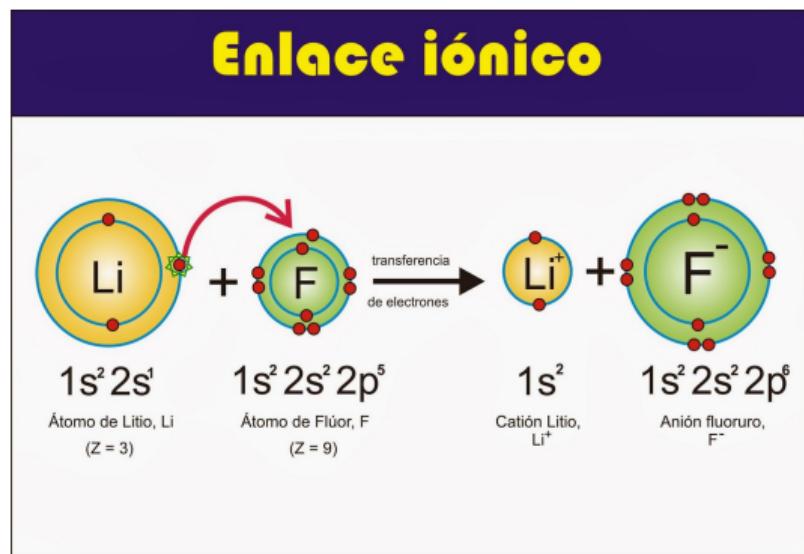


Figura: Explicación de la formación del LiF

# Enlace Iónico

- El enlace iónico se da entre un elemento metálico y otro no-metálico.
- Una determinación más cuantitativas es si  $\Delta EN > 1,7$
- Una característica que aquí existe una cesión de electrones del metal al no-metal.

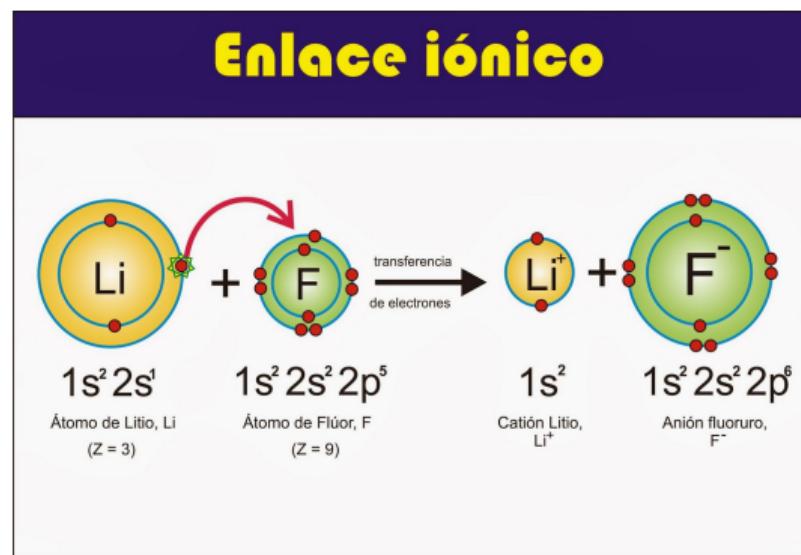


Figura: Explicación de la formación del LiF

# Enlace Iónico

- El enlace iónico se da entre un elemento metálico y otro no-metálico.
- Una determinación más cuantitativas es si  $\Delta EN > 1,7$
- Una característica que aquí existe una cesión de electrones del metal al no-metal.
- De esta forma dejando al metal como *cátion* y al no-metal como *anión*.

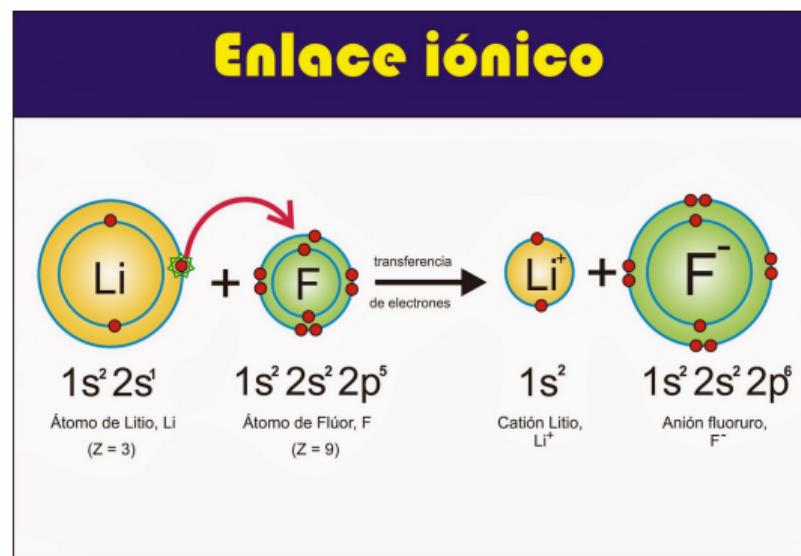


Figura: Explicación de la formación del LiF

# Enlace Iónico

- El enlace iónico se da entre un elemento metálico y otro no-metálico.
- Una determinación más cuantitativas es si  $\Delta EN > 1,7$
- Una característica que aquí existe una cesión de electrones del metal al no-metal.
- De esta forma dejando al metal como *cátion* y al no-metal como *anión*.
- La transferencia de electrones se da en la medida que ambos elementos queden con una **capa llena**.

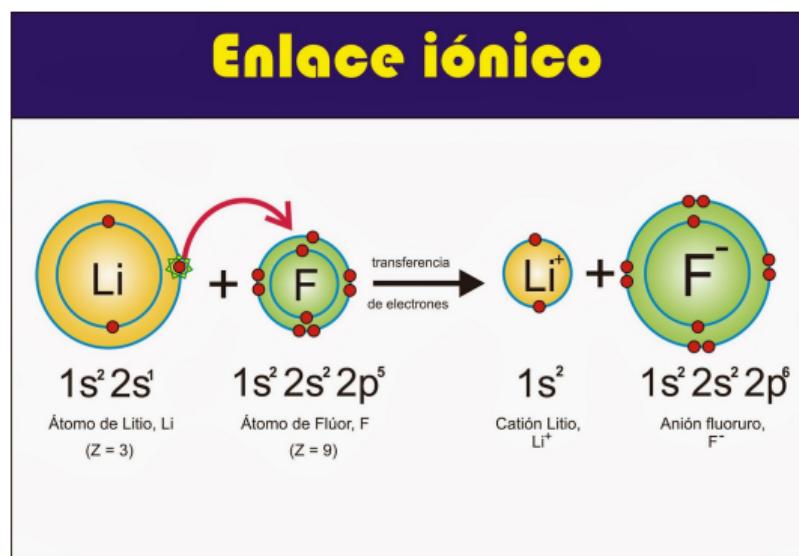
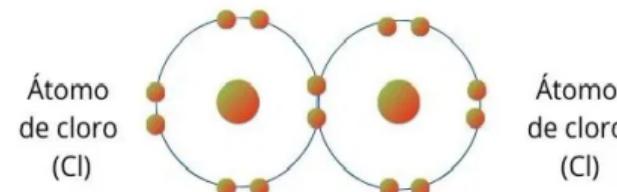


Figura: Explicación de la formación del LiF

# Enlace Covalente

- El enlace covalente se entre la unión de dos no-metales.

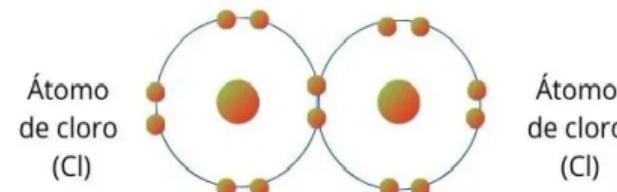
Molécula de cloro ( $\text{Cl}_2$ )



# Enlace Covalente

- El enlace covalente se establece entre la unión de dos no-metales.
- En este tipo de enlaces se dice que ocurren cuando  $\Delta EN < 1,7$

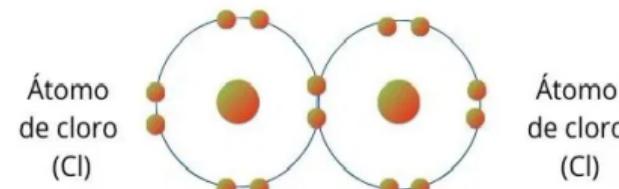
Molécula de cloro ( $Cl_2$ )



# Enlace Covalente

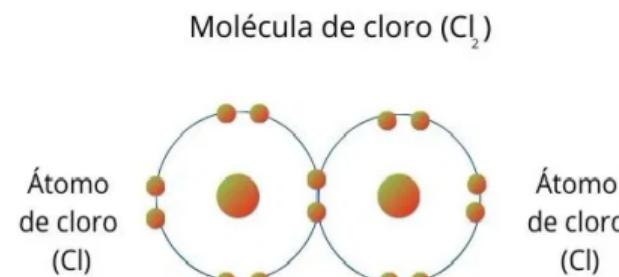
- El enlace covalente se establece entre la unión de dos no-metales.
- En este tipo de enlaces se dice que ocurren cuando  $\Delta EN < 1,7$
- Dado que la diferencia de EN es pequeña, ambos elementos compiten por los electrones del otro.

Molécula de cloro ( $\text{Cl}_2$ )



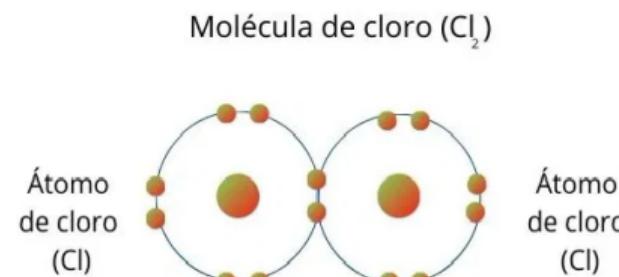
# Enlace Covalente

- El enlace covalente se establece entre la unión de dos no-metales.
- En este tipo de enlaces se dice que ocurren cuando  $\Delta EN < 1,7$
- Dado que la diferencia de EN es pequeña, ambos elementos compiten por los electrones del otro.
- Existen dos tipos de enlace covalente:



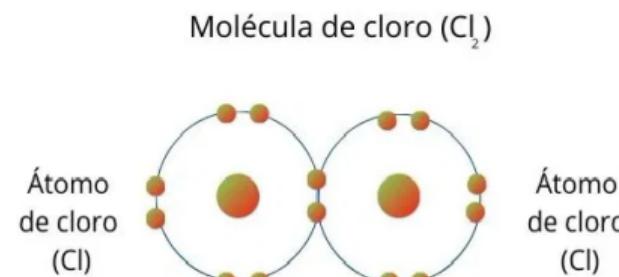
# Enlace Covalente

- El enlace covalente se establece entre la unión de dos no-metálicos.
- En este tipo de enlaces se dice que ocurren cuando  $\Delta EN < 1,7$
- Dado que la diferencia de EN es pequeña, ambos elementos compiten por los electrones del otro.
- Existen dos tipos de enlace covalente:
  - Si  $\Delta EN = 0$ , entonces será un enlace covalente **apolar**.



# Enlace Covalente

- El enlace covalente se establece entre la unión de dos no-metálicos.
- En este tipo de enlaces se dice que ocurren cuando  $\Delta EN < 1,7$
- Dado que la diferencia de EN es pequeña, ambos elementos compiten por los electrones del otro.
- Existen dos tipos de enlace covalente:
  - Si  $\Delta EN = 0$ , entonces será un enlace covalente **apolar**.
  - En caso contrario será un enlace covalente **polar**.



# Estructuras de Lewis

- El nombre de Estructuras de Lewis deben el nombre a Gilber N. Lewis

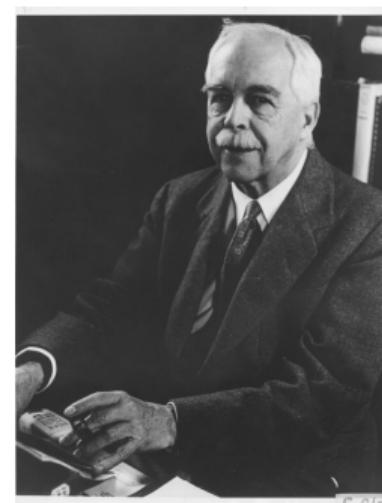


Figura: Gilber N. Lewis 1875 - 1946

# Estructuras de Lewis

- El nombre de Estructuras de Lewis deben el nombre a Gilber N. Lewis
- Científico de EEUU que en 1916 formula la *regla del octeto*.



Figura: Gilber N. Lewis 1875 - 1946

# Estructuras de Lewis

- El nombre de Estructuras de Lewis deben el nombre a Gilber N. Lewis
- Científico de EEUU que en 1916 formula la *regla del octeto*.
- Lewis desarrollo toda su teoría aún sin conocer todo el desarrollo mecanocuántico que explica en el enlace químico y, aún así usamos sus ideas hasta el día de hoy.



Figura: Gilber N. Lewis 1875 - 1946

# Simbolos de Lewis

- Primero que todo: **solo trabajaremos con elementos representativos**

# Simbolos de Lewis

- Primero que todo: **solo trabajaremos con elementos representativos**
- Para construir una estructura de Lewis, primero se dibujarán los *símbolos de lewis*.

# Simbolos de Lewis

- Primero que todo: **solo trabajaremos con elementos representativos**
- Para construir una estructura de Lewis, primero se dibujarán los *símbolos de lewis*.
- Para dibujar un símbolo de lewis bastará con rodear al elemento en sus cuatro costados con tantos puntos como electrones de valencia tenga: ejemplo Cl, Grupo VIIA = 7 e<sup>-</sup> *de valencia*.



# Simbolos de Lewis

- Primero que todo: **solo trabajaremos con elementos representativos**
- Para construir una estructura de Lewis, primero se dibujarán los *símbolos de lewis*.
- Para dibujar un símbolo de lewis bastará con rodear al elemento en sus cuatro costados con tantos puntos como electrones de valencia tenga: ejemplo Cl, Grupo VIIA = 7 e<sup>-</sup> *de valencia*.



# Simbolos de Lewis

- Primero que todo: **solo trabajaremos con elementos representativos**
- Para construir una estructura de Lewis, primero se dibujarán los *símbolos de lewis*.
- Para dibujar un símbolo de lewis bastará con rodear al elemento en sus cuatro costados con tantos puntos como electrones de valencia tenga: ejemplo Cl, Grupo VIIA = 7 e<sup>-</sup> *de valencia*.



# Simbolos de Lewis

- Primero que todo: **solo trabajaremos con elementos representativos**
- Para construir una estructura de Lewis, primero se dibujarán los *símbolos de lewis*.
- Para dibujar un símbolo de lewis bastará con rodear al elemento en sus cuatro costados con tantos puntos como electrones de valencia tenga: ejemplo Cl, Grupo VIIA = 7 e<sup>-</sup> *de valencia*.



# Simbolos de Lewis

- Primero que todo: **solo trabajaremos con elementos representativos**
- Para construir una estructura de Lewis, primero se dibujarán los *símbolos de lewis*.
- Para dibujar un símbolo de lewis bastará con rodear al elemento en sus cuatro costados con tantos puntos como electrones de valencia tenga: ejemplo Cl, Grupo VIIA = 7 e<sup>-</sup> *de valencia*.



# Simbolos de Lewis

- Primero que todo: **solo trabajaremos con elementos representativos**
- Para construir una estructura de Lewis, primero se dibujarán los *símbolos de lewis*.
- Para dibujar un símbolo de lewis bastará con rodear al elemento en sus cuatro costados con tantos puntos como electrones de valencia tenga: ejemplo Cl, Grupo VIIA = 7 e<sup>-</sup> *devalencia*.



# Simbolos de Lewis

- Primero que todo: **solo trabajaremos con elementos representativos**
- Para construir una estructura de Lewis, primero se dibujarán los *símbolos de lewis*.
- Para dibujar un símbolo de lewis bastará con rodear al elemento en sus cuatro costados con tantos puntos como electrones de valencia tenga: ejemplo Cl, Grupo VIIA = 7 e<sup>-</sup> *devalencia*.



# Estructuras de Lewis

- 1 Contar los ev de todos los átomos en la molécula.



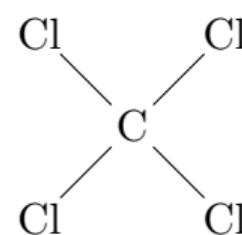
# Estructuras de Lewis

- 1 Contar los ev de todos los átomos en la molécula.
- 2 Elegir el átomo central, menos electro-negativo (excepto H)

$$C = 2,55 > Cl = 3.16$$

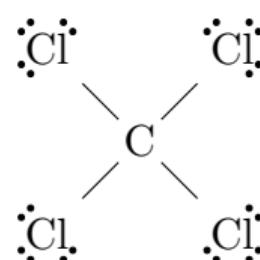
# Estructuras de Lewis

- 1 Contar los ev de todos los átomos en la molécula.
- 2 Elegir el átomo central, menos electro-negativo (excepto H)
- 3 Dibujar enlaces del átomo central a los *ligandos*.



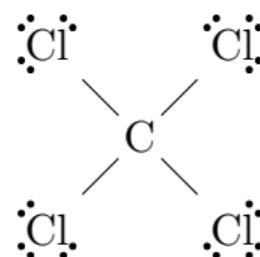
# Estructuras de Lewis

- 1 Contar los ev de todos los átomos en la molécula.
- 2 Elegir el átomo central, menos electro-negativo (excepto H)
- 3 Dibujar enlaces del átomo central a los *ligandos*.
- 4 Distribuir los electrones sobrantes al átomo central y después a los *ligandos*.



# Estructuras de Lewis

- 1 Contar los ev de todos los átomos en la molécula.
- 2 Elegir el átomo central, menos electro-negativo (excepto H)
- 3 Dibujar enlaces del átomo central a los *ligandos*.
- 4 Distribuir los electrones sobrantes al átomo central y después a los *ligandos*.
- 5 Todos los átomos cumplen la *regla del octeto* o *dueto* para el hidrógeno y se conserva el número de electrones del paso 1.



## Otros tipos de enlaces

- A veces para que el átomo central o los ligandos puedan cumplir el *octeto* será necesario tener más de un par de electrones en el enlace, a veces, puede ser:

## Otros tipos de enlaces

- A veces para que el átomo central o los ligandos puedan cumplir el *octeto* será necesario tener más de un par de electrones en el enlace, a veces, puede ser:
  - Dos pares, y se llamará *enlace doble*

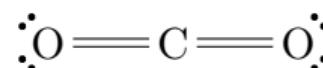


Figura: CO<sub>2</sub>

## Otros tipos de enlaces

- A veces para que el átomo central o los ligandos puedan cumplir el *octeto* será necesario tener más de un par de electrones en el enlace, a veces, puede ser:
  - Dos pares, y se llamará *enlace doble*
  - Tres pares, u se llamará *enlace triple*

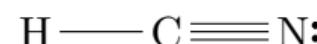


Figura: HCN

# Bibliografía I



## Laboratory news

*Alternative periodic tables*

<https://www.labnews.co.uk/article/2029799/alternative-periodic-tables>



## Lifeder

*Tríadas de Döbereiner*

<https://www.lifeder.com/triadas-de-dobereiner/>



## Energía Nuclear

*Ley de las Octavas de Newlands*

<https://energia-nuclear.net/quimica/tabla-periodica/linea-del-tiempo/ley-de-las-octavas>



## Scerri, Eric.

*The Periodic Table: Its Story and Its Significance*

Oxford University Press, 2007

# Bibliografía II



International Union of Pure and Applied Chemistry

*IUPAC Compendium of Chemical Terminology, 5th ed.*

<https://doi.org/10.1351/goldbook.CT07009>

