Química

Unidad 1

Prof. Daniel Muñoz

<2026>

udp FACULTAD DE
INGENIERÍA Y CIENCIAS

Outline

1. Presentación
2. Configuración electrónica
3. Tabla periódica y electronegatividad.
4. Enlace Químico
5. Teoría de repulsión de pares de electrones de valencia (TRPEV)
6. Identificación de la geometría y polaridad de las moléculas en función de los átomos que la componen según la TRPEV
7. Predicción del tipo de interacciones intermoleculares
8. Interacciones Intermoleculares y formación de disoluciones
9. Influencia de las interacciones en las propiedades físicas
10. Relación entre estructura y funcionalidad en sustancias cotidianas
11. Cierre y Reflexión

Acerca del Profesor

- Daniel E. Muñoz Masson daniel.munoz3@mail.udp.cl

Figura: *Le Fils de l'Homme* 1964 René Magritte

Acerca del Profesor

- Daniel E. Muñoz Masson daniel.munoz3@mail.udp.cl
- Profesor de Química. Uchile

Figura: *Le Fils de l'Homme* 1964 René Magritte

Acerca del Profesor

- Daniel E. Muñoz Masson daniel.munoz3@mail.udp.cl
- Profesor de Química. Uchile
- Mg. en educación c/m Evaluación de Aprendizajes

Figura: *Le Fils de l'Homme* 1964 René Magritte

Acerca del Profesor

- Daniel E. Muñoz Masson daniel.munoz3@mail.udp.cl
- Profesor de Química. Uchile
- Mg. en educación c/m Evaluación de Aprendizajes
- Mg. En Ciencias Químicas c/m Fisicoquímica. Uchile

Figura: *Le Fils de l'Homme* 1964 René Magritte

Acerca del Profesor

- Daniel E. Muñoz Masson daniel.munoz3@mail.udp.cl
- Profesor de Química. Uchile
- Mg. en educación c/m Evaluación de Aprendizajes
- Mg. En Ciencias Químicas c/m Fisicoquímica. Uchile
- Analista Data Science con Python. Corfo

Figura: *Le Fils de l'Homme* 1964 René Magritte

Acerca del Profesor

- Daniel E. Muñoz Masson daniel.munoz3@mail.udp.cl
- Profesor de Química. Uchile
- Mg. en educación c/m Evaluación de Aprendizajes
- Mg. En Ciencias Químicas c/m Fisicoquímica. Uchile
- Analista Data Science con Python. Corfo
- Analista QA en Automatización de Pruebas. Corfo

Figura: *Le Fils de l'Homme* 1964 René Magritte

Acerca del Profesor

- Daniel E. Muñoz Masson daniel.munoz3@mail.udp.cl
- Profesor de Química. Uchile
- Mg. en educación c/m Evaluación de Aprendizajes
- Mg. En Ciencias Químicas c/m Fisicoquímica. Uchile
- Analista Data Science con Python. Corfo
- Analista QA en Automatización de Pruebas. Corfo
- Experiencia como: Jefe de Proyectos, Docente, Automatizador, Académico-Investigador.

Figura: *Le Fils de l'Homme* 1964 René Magritte

Evaluaciones Sumativas (con nota)

- Revisar programa en Canvas.

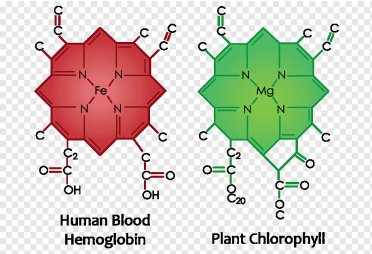


Figura: Clorofila y Hemoglobina

Historia del átomo y el elemento: Demócrito/Aristóteles

- Desde el inicio de los tiempos que la humanidad se ha preguntado *de qué están hecha las cosas*.

Figura: Demócrito de Abdera 460 a.C. - 370 a.C.

Historia del átomo y el elemento: Demócrito/Aristóteles

- Desde el inicio de los tiempos que la humanidad se ha preguntado *de qué están hecha las cosas*.
- Los primeros avances se registran en la Grecia clásica (400 a.C.) Demócrito de Abdera postuló que las *cosas* está hechas de objetos indivisibles llamados α (a = sin) y $\tau o \mu o \nu$ (tomo = división).

Figura: Demócrito de Abdera 460 a.C. - 370 a.C.

Historia del átomo y el elemento: Demócrito/Aristóteles

- Desde el inicio de los tiempos que la humanidad se ha preguntado *de qué están hecha las cosas*.
- Los primeros avances se registran en la Grecia clásica (400 a.C.) Demócrito de Abdera postuló que las *cosas* está hechas de objetos indivisibles llamados α (a = sin) y $\tau o \mu o \nu$ (tomo = división).
- Esta idea fue sometida a la crítica de Aristóteles (350 a.C.), siendo las ideas de este último las que prevalecieron hasta el SXVIII.

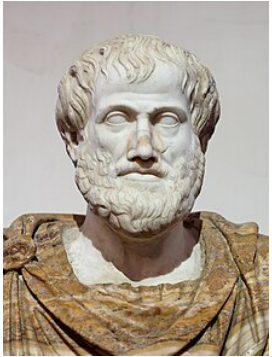


Figura: Aristóteles 384 a.C. - 322 a.C.

John Dalton y Michael Faraday

- John Dalton científico-profesor inglés siguió la posta del desarrollo de la teoría atómica.
- En 1808 en «Nuevo Sistema de filosofía química» menciona: la *materia se compone de partículas atómicas; los átomos de un mismo «elemento» son iguales en su peso y cualidad. Los compuestos nacen por la unión de átomos de dos o más elementos diferentes*.
- En 1883 Michael Faraday otro científico inglés, descubrió que el flujo de corriente eléctrica produce cambios, por tanto sugiere que los átomos deben tener una estructura eléctrica.

Figura: John Dalton 1766 - 1844

John Dalton y Michael Faraday

- John Dalton científico-profesor inglés siguió la posta del desarrollo de la teoría atómica.
- En 1808 en «Nuevo Sistema de filosofía química» menciona: la *materia se compone de partículas atómicas; los átomos de un mismo «elemento» son iguales en su peso y cualidad. Los compuestos nacen por la unión de átomos de dos o más elementos diferentes*.
- En 1883 Michael Faraday otro científico inglés, descubrió que el flujo de corriente eléctrica produce cambios, por tanto sugiere que los átomos deben tener una estructura eléctrica.

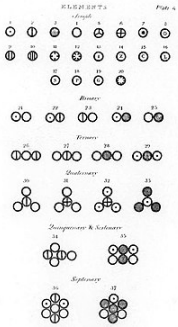


Figura: Teoría Atómica de Dalton

John Dalton y Michael Faraday

- John Dalton científico-profesor inglés siguió la posta del desarrollo de la teoría atómica.
- En 1808 en «Nuevo Sistema de filosofía química» menciona: la *materia se compone de partículas atómicas; los átomos de un mismo «elemento» son iguales en su peso y cualidad. Los compuestos nacen por la unión de átomos de dos o más elementos diferentes*.
- En 1883 Michael Faraday otro científico inglés, descubrió que el flujo de corriente eléctrica produce cambios, por tanto sugiere que los átomos deben tener una estructura eléctrica.

Figura: Machael Faraday 1791 - 1867

J.J. Thomson

- Joseph John Thomson, científico inglés en 1906 a partir del experimento de los «rayos catódicos», logra desarrollar el primer modelo atómico con estructura interna a partir de datos experimentales.

Figura: J.J. Thomson 1856 - 1940

J.J. Thomson

- Joseph John Thomson, científico inglés en 1906 a partir del experimento de los «rayos catódicos», logra desarrollar el primer modelo atómico con estructura interna a partir de datos experimentales.
- Modelo atómico de Thomson: una base positiva con incrustaciones negativas de partículas subatómicas las cuales nombró como *electrones*.

Figura: Máquina de rayos catódicos

J.J. Thomson

- Joseph John Thomson, científico inglés en 1906 a partir del experimento de los «rayos catódicos», logra desarrollar el primer modelo atómico con estructura interna a partir de datos experimentales.
- Modelo atómico de Thomson: una base positiva con incrustaciones negativas de partículas subatómicas las cuales nombró como *electrones*.

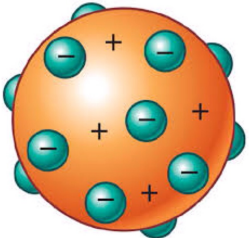


Figura: Modelo atómico de "pan de pascuas"

Ernest Rutherford

- Ernest Rutherford científico inglés en 1911 a partir del experimento de la «lámina de oro» logra descubrir que el átomo en su mayoría es espacio vació.

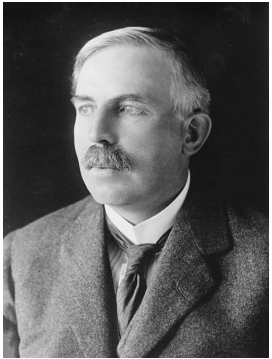


Figura: Ernest Rutherford 1871 - 1937

Ernest Rutherford

- Ernest Rutherford científico inglés en 1911 a partir del experimento de la «lámina de oro» logra descubrir que el átomo en su mayoría es espacio vació.
- Modelo atómico de Rutherford (planetario): un núcleo positivo con electrones orbitando alrededor del núcleo.

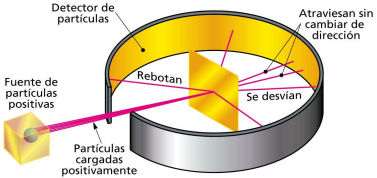


Figura: Experimento de la lámina de oro.

Ernest Rutherford

- Ernest Rutherford científico inglés en 1911 a partir del experimento de la «lámina de oro» logra descubrir que el átomo en su mayoría es espacio vació.
- Modelo atómico de Rutherford (planetario): un núcleo positivo con electrones orbitando alrededor del núcleo.
- Pero había un problema con este modelo . . .

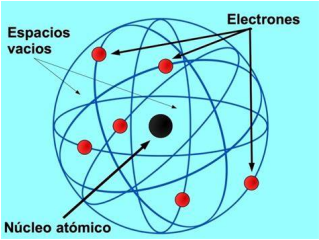


Figura: Modelo atómico planetario

El salto a la mecánica cuántica y la pérdida de las esferas duras.

- Después de Bohr, ingentes científicos hicieron aportes inconmensurables al entendimiento del átomo y del universo subatómico, entre los exponentes más destacados: De Broglie, E. Schrödinger, W. Heisenberg, J. Slater, P. Dirac, W. Pauli, entre otros.

Figura: Collage, diferentes científicos

El salto a la mecánica cuántica y la pérdida de las esferas duras.

- Después de Bohr, ingentes científicos hicieron aportes inconmensurables al entendimiento del átomo y del universo subatómico, entre los exponentes más destacados: De Broglie, E. Schrödinger, W. Heisenberg, J. Slater, P. Dirac, W. Pauli, entre otros.
- Esto avances nos llevaron a una interpretación *probabilista* de la *realidad* en contraste con la clásica *causalidad* que imperaba en la física clásica.

- $\times$ $A \rightarrow B$
- $\checkmark$ Ψ

Niels Bohr y el advenimiento de la mecánica cuántica.

- Niels Bohr, científico danés en 1913 profundiza en el modelo atómica de Rutherford, integrando los incipientes descubrimientos de una nueva física, la física cuántica.

Figura: Niels Bohr 1885 - 1962

Niels Bohr y el advenimiento de la mecánica cuántica.

- Niels Bohr, científico danés en 1913 profundiza en el modelo atómica de Rutherford, integrando los incipientes descubrimientos de una nueva física, la física cuántica.
- De los trabajos sobre el modelo atómico de Rutherford, introduce le número cuántico «n» el cuál representaría la órbita del electrón, además concluyendo que no todos los electrones circulan por todas las orbitas, estableciendo que estos saltan de una a otra emitiendo energía.

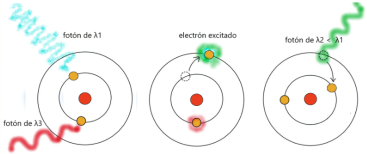


Figura: Modelo atómico de Bohr.

Niels Bohr y el advenimiento de la mecánica cuántica.

- Niels Bohr, científico danés en 1913 profundiza en el modelo atómica de Rutherford, integrando los incipientes descubrimientos de una nueva física, la física cuántica.
- De los trabajos sobre el modelo atómico de Rutherford, introduce le número cuántico «n» el cuál representaría la órbita del electrón, además concluyendo que no todos los electrones circulan por todas las orbitas, estableciendo que estos saltan de una a otra emitiendo energía.
- Esta interpretación permitió explicar el fenómeno de los espectros atómicos.

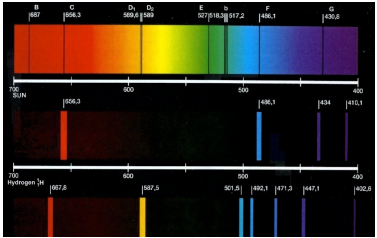


Figura: Espectros

Entonces, ¿Como describimos un átomo?

- Un átomo posee:

$$^{227}_{90}Th^{+}$$

Entonces, ¿Como describimos un átomo?

- Un átomo posee:
  - Número atómico; $Z = \sum p^+$

$$^{227}_{90}\mathrm{Th}^+$$

Entonces, ¿Como describimos un átomo?

- Un átomo posee:
  - Número atómico; $Z = \sum p^+$
  - Número másico; $A = Z + \sum n^0$

$$^{227}_{90}\mathrm{Th}^+$$

Entonces, ¿Como describimos un átomo?

- Un átomo posee:
  - Número atómico; $Z = \sum p^+$
  - Número másico; $A = Z + \sum n^0$
  - Símbolo atómico

$$^{227}_{90}\mathrm{Th}^+$$

Entonces, ¿Como describimos un átomo?

- Un átomo posee:
  - Número atómico; $Z = \sum p^+$
  - Número másico; $A = Z + \sum n^0$
  - Símbolo atómico
  - Carga; $Q = Z - \sum e^-$

$$^{227}_{90}\mathrm{Th}^{+}$$

Entonces, ¿Como describimos un átomo?

- Un átomo posee:
  - Número atómico; $Z = \sum p^+$
  - Número másico; $A = Z + \sum n^0$
  - Símbolo atómico
  - Carga; $Q = Z - \sum e^-$

$$^{227}_{90}\mathrm{Th}^+$$

Entonces, ¿Como describimos un átomo?

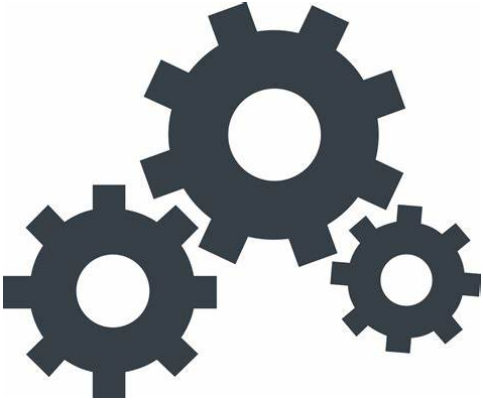
- Un átomo posee:
  - Número atómico; $Z = \sum p^+$
  - Número másico; $A = Z + \sum n^0$
  - Símbolo atómico
  - Carga; $Q = Z - \sum e^-$

$$^{227}_{90}\mathrm{Th}^+$$

$$\sum p^+ = \mathrm{Z} = 90;\ \sum \mathrm{n}^0 = 137;\ \sum e^- = 89$$

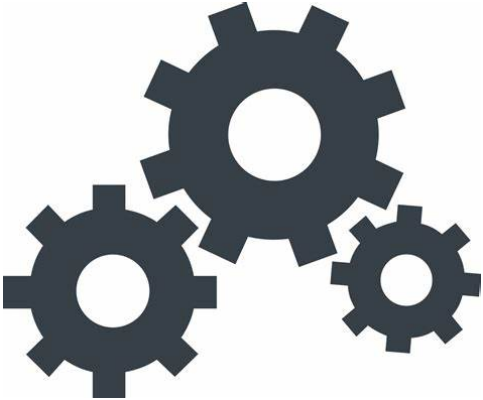
Configuración electrónica

- La configuración electrónica es la forma en que describimos los electrones de un elemento.



Configuración electrónica

- La configuración electrónica es la forma en que describimos los electrones de un elemento.
- Esta caracterización de los electrones de un elemento se logra mediante el uso de los llamados «números cuánticos»:



Configuración electrónica

- La configuración electrónica es la forma en que describimos los electrones de un elemento.
- Esta caracterización de los electrones de un elemento se logra mediante el uso de los llamados «números cuánticos»:
  - Número cuántico principal n
  - Adquiere valores desde $1, 2, 3 ... \infty$

Configuración electrónica

- La configuración electrónica es la forma en que describimos los electrones de un elemento.
- Esta caracterización de los electrones de un elemento se logra mediante el uso de los llamados «números cuánticos»:
  - Número cuántico principal n
  - Número cuántico secundario l

- Adquiere valores desde $1, 2, 3...\infty$
- Adquiere valores desde $0, 1, 2...n - 1$

Configuración electrónica

- La configuración electrónica es la forma en que describimos los electrones de un elemento.
- Esta caracterización de los electrones de un elemento se logra mediante el uso de los llamados «números cuánticos»:
  - Número cuántico principal n
  - Número cuántico secundario l
  - Número cuántico magnético m_l

- Adquiere valores desde $1, 2, 3 ... \infty$
- Adquiere valores desde $0, 1, 2 ... n - 1$
- Adquiere valores desde: $-l, -l+1, -l+2 ..., 0, 1, 2, ..., +l-1, +l$

Configuración electrónica

- La configuración electrónica es la forma en que describimos los electrones de un elemento.
- Esta caracterización de los electrones de un elemento se logra mediante el uso de los llamados «números cuánticos»:
  - Número cuántico principal n
  - Número cuántico secundario l
  - Número cuántico magnético m_l
  - Número cuántico de espín m_s

- Adquiere valores desde $1, 2, 3...\infty$
- Adquiere valores desde $0, 1, 2...n-1$
- Adquiere valores desde: $-l, -l+1, -l+2..., 0, 1, 2, ..., +l-1, +l$
- Adquiere valores de: $\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$

Orbitales atómicos

- Cada valor de l se le asigna una letra:

l	eq
0	s
1	p
2	d
3	f
4	g

Orbitales atómicos

- Cada valor de l se le asigna una letra:
- Cada combinación de los tres números cuánticos: n, l y m_l se les llama *orbital atómico*.

n	l	m_l	ψ
1	0	0	1s
2	0	0	2s
2	1	-1	$2p_{-1}$
2	1	0	$2p_0$
2	1	+1	$2p_{+1}$

Orbitales atómicos

- Cada valor de l se le asigna una letra:
- Cada combinación de los tres números cuánticos: n, l y m_l se les llama *orbital atómico*.
- Para combinarlos: se utiliza la notación nl_{m_l}

n	l	m_l	ψ
1	0	0	1s
2	0	0	2s
2	1	-1	$2p_{-1}$
2	1	0	$2p_0$
2	1	+1	$2p_{+1}$

¿Cómo se construye una CE a partir de los electrones de un átomo?

- Se deben seguir ciertas reglas:

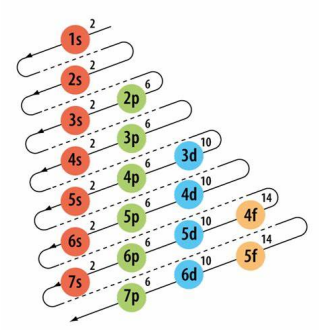


Figura: Diagrama de Moeller

¿Cómo se construye una CE a partir de los electrones de un átomo?

- Se deben seguir ciertas reglas:
  - *Principio de mínima energía*: Los electrones inician con orbitales de menor energía $(n + l)$ hacia otros de mayor energía

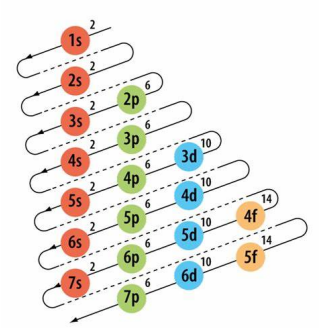


Figura: Diagrama de Moeller

¿Cómo se construye una CE a partir de los electrones de un átomo?

- Se deben seguir ciertas reglas:
  - *Principio de mínima energía*: Los electrones inician con orbitales de menor energía $(n + l)$ hacia otros de mayor energía
  - *Principio de exclusión de Pauli*: Cada orbital acepta, como máximo, dos electrones.

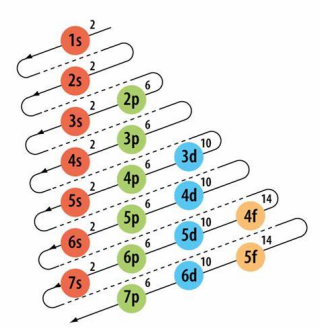


Figura: Diagrama de Moeller

¿Cómo se construye una CE a partir de los electrones de un átomo?

- Se deben seguir ciertas reglas:
  - *Principio de mínima energía*: Los electrones inician con orbitales de menor energía $(n + l)$ hacia otros de mayor energía
  - *Principio de exclusión de Pauli*: Cada orbital acepta, como máximo, dos electrones.
  - *Regla de Hund*: Los electrones van adquiriendo diferentes valores de m_l para el mismo l antes de repetir.

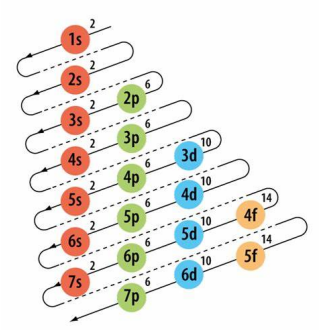


Figura: Diagrama de Moeller

Ejercicios:

Ejercicio 1

Escriba la configuración electrónica completa y los 4 números cuánticos del último electrón para los siguientes átomos:

- ${}_{9}F$
- ${}_{2}He^{+}$
- ${}_{6}C$

¿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 desarrollo el primer esbozo de la ley periódica, la ley de las octavas.

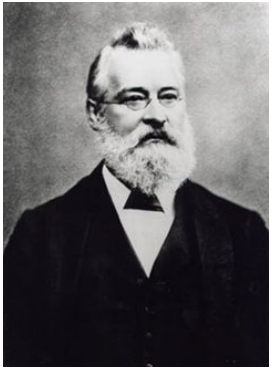


Figura: J. Newlands, químico inglés 1837 - 1898

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

- J Newlands, químico inglés que desarrollo 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.
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	Te 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.

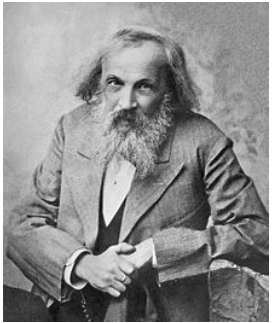


Figura: D. Mendeléyev (1834 - 1907)

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.

Series	Grupo I. R^2O	Grupo II. RO	Grupo III. R^2O^3	Grupo IV. RH^4 RO^2	Grupo V. RH^3 R^2O^5	Grupo VI. RH^2 RO^3	Grupo VII. RH R^2O^7	Grupo VIII. RO^4
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,4	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	— — — —
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	Ce=140	—	—	—	
9	(—)	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	?Er=178	La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	—
12	—	—	—	Th=231	—	U=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^3)	6.0	5.91
T. Fusión (°C)	Baja	29.76
Formula del Oxido	Ea_2O_3	Ga_2O_3
Formula del cloruro	Ea_2Cl_6	Ga_2Cl_6
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.

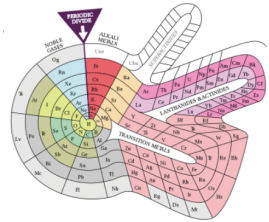


Figura: Espiral de Benfley 1964.

En la actualidad.

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

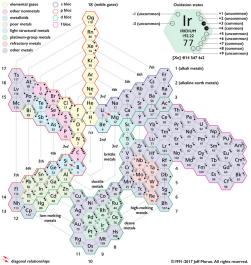


Figura: Hidrógeno central de Jeff Morgan.

En la actualidad.

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

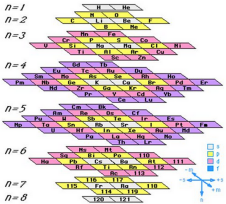


Figura: Capas 3D de Timothy Stowe.

En la actualidad.

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

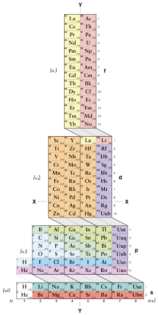
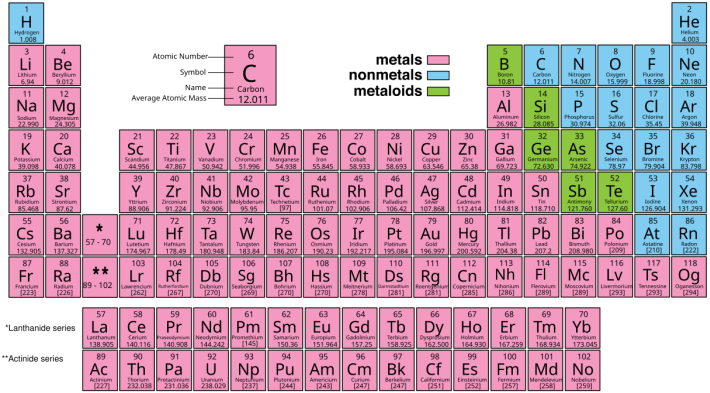


Figura: Columnas de Valery Tsimmerman 2006.

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



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
VA	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*.

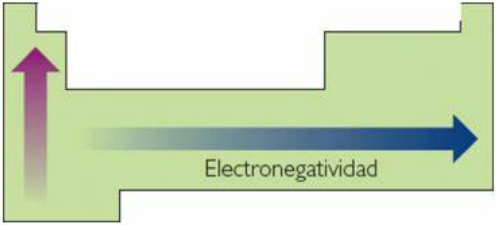


Figura: Variación en aumento de la EN a lo largo y ancho de la TP

¿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*.

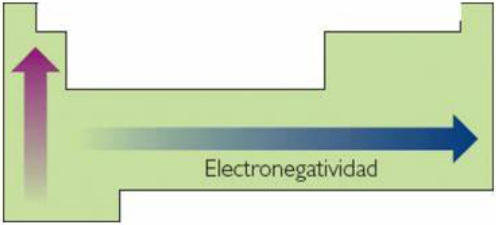


Figura: Variación en aumento de la EN a lo largo y ancho de la TP

¿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].

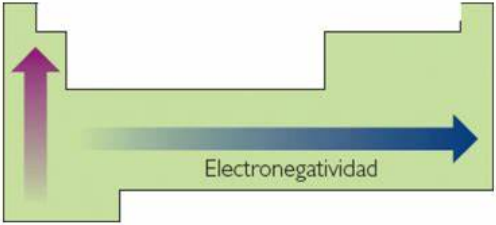


Figura: Variación en aumento de la EN a lo largo y ancho de la TP

¿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)

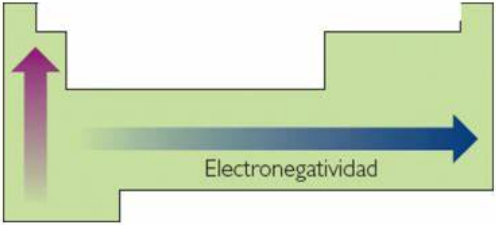


Figura: Variación en aumento de la EN a lo largo y ancho de la TP

Configuración electrónica y TP

- Habrá notado que si el elemento posee muchos electrones la configuración electrónica puede tornarse muy larga de escribir, ejemplo:
- $_{38}Sr = 1s^2 2s^2 2p3s^2 3p4s^2 3d^{10} 4p5s^2$
- 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:
- $_{38}Sr = [Kr]5s^2$

¿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]

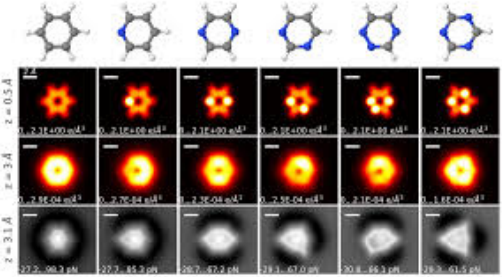


Figura: Imágen del benceno utilizando Microscopía de fuerza atómica

¿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

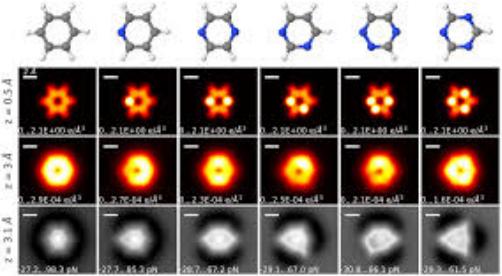


Figura: Imágen del benceno utilizando Microscopía de fuerza atómica

¿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.

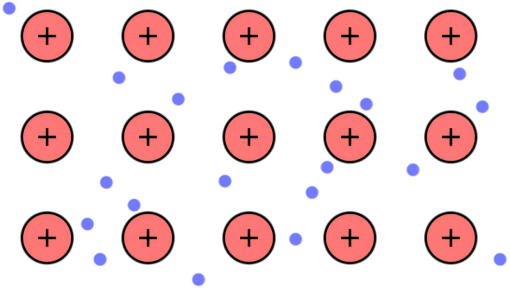


Figura: Teoría del *Mar de electrones*

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 de debe a: la baja electronegatividad

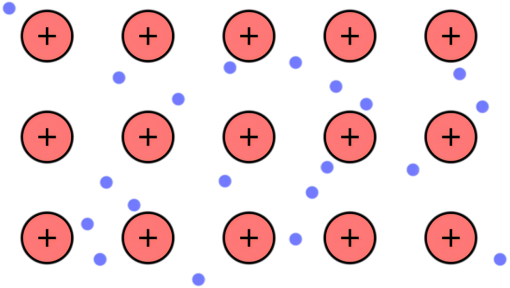


Figura: Teoría del *Mar de electrones*

Enlace Iónico

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

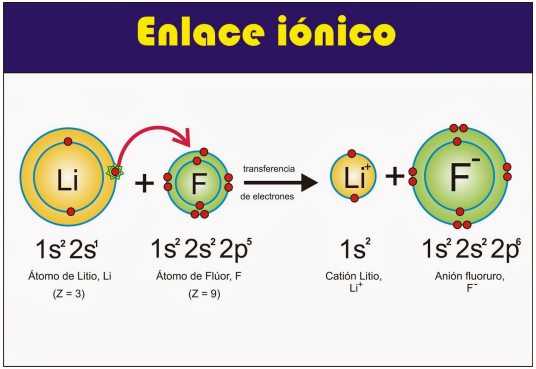


Figura: Explicación de la formación del LiF

Enlace Iónico

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

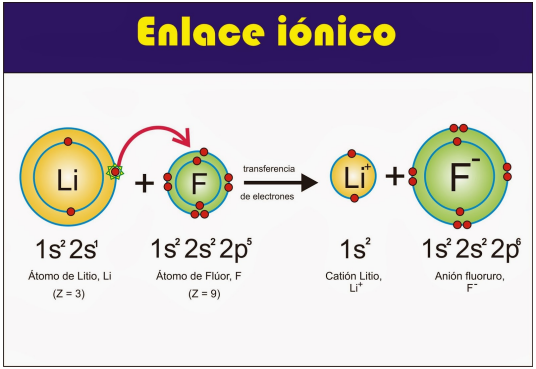


Figura: Explicación de la formación del LiF

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.

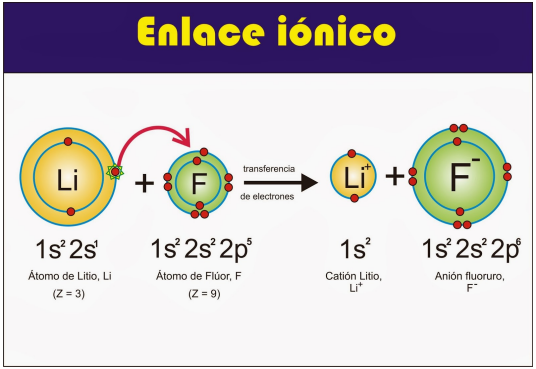


Figura: Explicación de la formación del LiF

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 *catión* y al no-metal como *anión*.

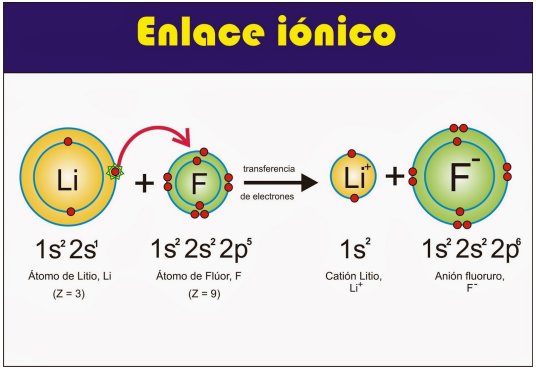


Figura: Explicación de la formación del LiF

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 *catión* y al no-metal como *anión*.
- La transferencia de electrones se da en la medida que ambos elementos queden con una **capa llena**.

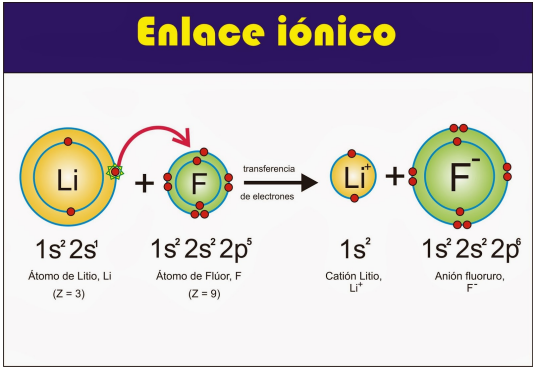
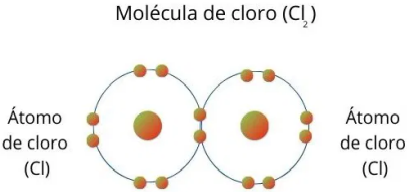


Figura: Explicación de la formación del LiF

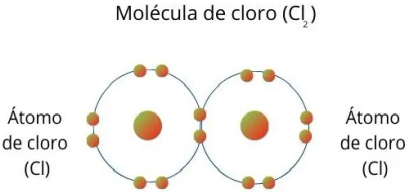
Enlace Covalente

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



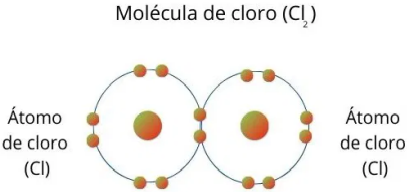
Enlace Covalente

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



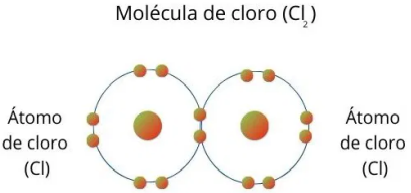
Enlace Covalente

- El enlace covalante se 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.



Enlace Covalente

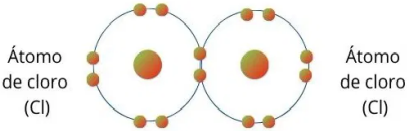
- El enlace covalante se entre la unión de dos no-metales.
- En este tipo de enlaces se dice que ocurren cuando $\Delta EN < 1,7$
- Dado que la diferencia de EN es pequeña, ambos elementos compiten por los electrones del otro.
- Existen dos tipos de enlace covalente:



Enlace Covalente

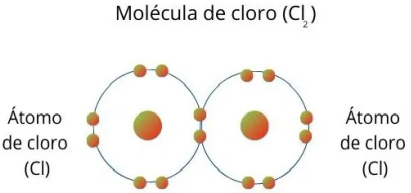
- El enlace covalante se entre la unión de dos no-metales.
- En este tipo de enlaces se dice que ocurren cuando $\Delta EN < 1,7$
- Dado que la diferencia de EN es pequeña, ambos elementos compiten por los electrones del otro.
- Existen dos tipos de enlace covalente:
  - Si $\Delta EN = 0$, entonces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

Molécula de cloro (Cl_2)



Enlace Covalente

- El enlace covalante se 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:
  - Si $\Delta EN = 0$, entonces sera 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

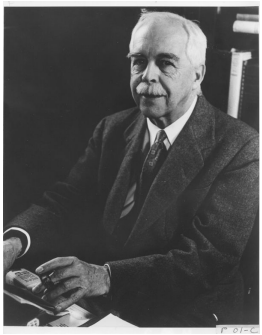


Figura: Gilber N. Lewis 1875 - 1946

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*.

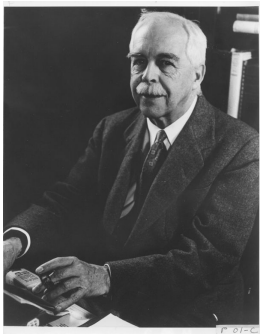


Figura: Gilber N. Lewis 1875 - 1946

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.

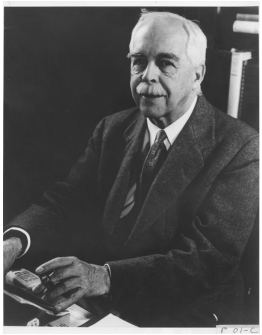


Figura: Gilber N. Lewis 1875 - 1946

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^{-} *devalencia*.

$\mathrm{Cl}\cdot$

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^{-} *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^{-} *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^{-} *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^{-} *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^{-} *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^{-} *devalencia*.

Estructuras de Lewis

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

$$CCl_4 = 7 \times 4 + 4 = 32$$

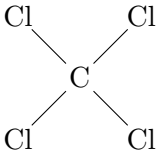
Estructuras de Lewis

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

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

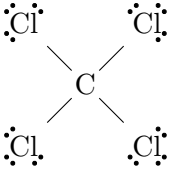
Estructuras de Lewis

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



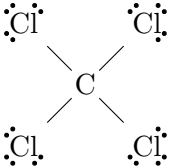
Estructuras de Lewis

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

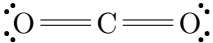


Figura: CO_2

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*

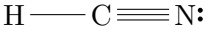


Figura: HCN

TRPEV

- La estructuras de Lewis, si bien son útiles para determinar la unión de elementos y pares electronicos libres, no nos permite, directamente saber la disposición 3D de esta.

Figura: Creadores de la TRPEV

TRPEV

- La estructuras de Lewis, si bien son útiles para determinar la unión de elementos y pares electronicos libres, no nos permite, directamente saber la disposición 3D de esta.
- En nuestro auxilio, utilizamos la "Teoría de repulsión de pares eletronicos enlazantes" (TRPEV).

Figura: Creadores de la TRPEV

TRPEV

- La estructuras de Lewis, si bien son útiles para determinar la unión de elementos y pares electronicos libres, no nos permite, directamente saber la disposición 3D de esta.
- En nuestro auxilio, utilizamos la "Teoría de repulsión de pares eletronicos enlazantes" (TRPEV).
- La cual como bien dice su nombre establece que los enlaces en una molécula, buscarán adoptar la mayor distancia entre ellos en un ambiente 3D.

Figura: Creadores de la TRPEV

TRPEV

- La estructuras de Lewis, si bien son útiles para determinar la unión de elementos y pares electronicos libres, no nos permite, directamente saber la disposición 3D de esta.
- En nuestro auxilio, utilizamos la "Teoría de repulsión de pares eletronicos enlazantes" (TRPEV).
- La cual como bien dice su nombre establece que los enlaces en una molécula, buscarán adoptar la mayor distancia entre ellos en un ambiente 3D.

Figura: Creadores de la TRPEV

¿Cómo saber la disposición 3D de una molécula?

- Afortunadamente Gilliespie y Nyholm hicieron todos los cálculos por nosotros

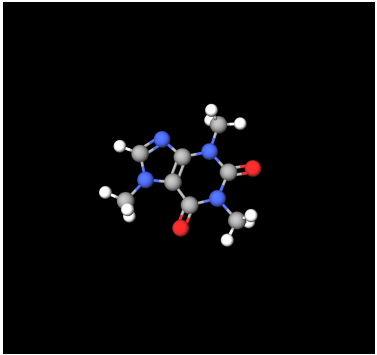


Figura: https://molview.org

¿Cómo saber la disposición 3D de una molécula?

- Afortunadamente Gilliespie y Nyholm hicieron todos los cálculos por nosotros
- Por tanto solamente necesitamos conocer cómo se ordenan los ligandos alrededor del átomo central para determinar su geometría (disposición 3D)

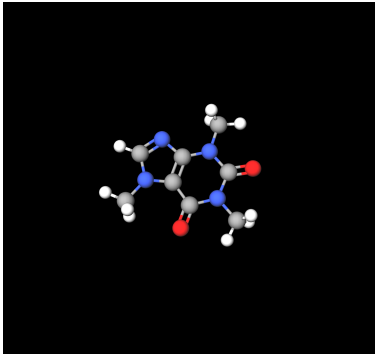


Figura: https://molview.org

Dime tu composición y te diré tu geometría

- Para determinar la geometría de la molécula primero utilizaremos el método ABE, AXE, o ALE

Notación ALE

- A = átomo central
- L = Ligando
- E = par electrónico libre del átomo central

Dime tu composición y te diré tu geometría

- Para determinar la geometría de la molécula primero utilizaremos el método ABE, AXE, o ALE
- Seguido revisaremos, con este método según la tabla TRPEV que geometría y ángulo de enlace corresponde

Notación ALE

- A = átomo central
- L = Ligando
- E = par electrónico libre del átomo central

TRPEV

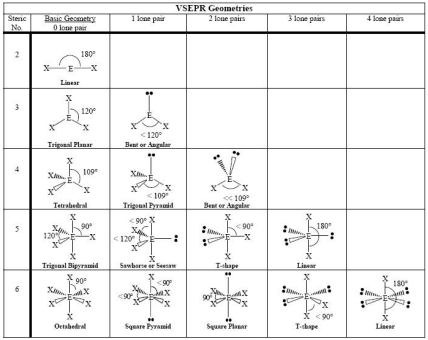


Figura: https://es.wikipedia.org/wiki/TRePEV

Polaridad

La polaridad de una molécula dependerá de:

- Su distribución de carga, si es homogénea, será *apolar*

Polaridad

La polaridad de una molécula dependerá de:

- Su distribución de carga, si es homogénea, será *apolar*
- En caso contrarío será *polar*

Análisis de la distribución de carga

Tipos de interacciones intermoleculares

- ion-ion

Tipos de interacciones intermoleculares

- ion-ion
- ion-diper

Tipos de interacciones intermoleculares

- ion-ion
- ion-diper
- Fuerzas de Van der Waals

Tipos de interacciones intermoleculares

- ion-ion
- ion-diper
- Fuerzas de Van der Waals
  - diper-diper

Tipos de interacciones intermoleculares

- ion-ion
- ion-diper
- Fuerzas de Van der Waals
  - diper-diper
  - diper-dipin

Tipos de interacciones intermoleculares

- ion-ion
- ion-diper
- Fuerzas de Van der Waals
  - diper-diper
  - diper-dipin
  - Fuerzas de dispersión (London)

Esto, cómo afecta la formación de las disoluciones en:

- la formación de soluciones

Esto, cómo afecta la formación de las disoluciones en:

- la formación de soluciones
- Propiedades físicas.

Esto, cómo afecta la formación de las disoluciones en:

- la formación de soluciones
- Propiedades físicas.
  - Solubilidad

Esto, cómo afecta la formación de las disoluciones en:

- la formación de soluciones
- Propiedades físicas.
  - Solubilidad
  - Punto de fusión

Esto, cómo afecta la formación de las disoluciones en:

- la formación de soluciones
- Propiedades físicas.
  - Solubilidad
  - Punto de fusión
  - Conductividad eléctrica.

¿Cómo ocurre la disolución?

- Proceso de solvatación

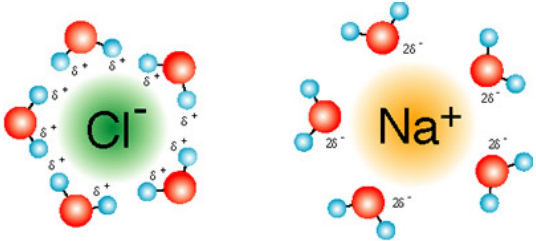


Figura: Representación de NaCl disolviéndose en agua (esferas de Na^+ y Cl^- rodeadas por H_2O)

¿Cómo ocurre la disolución?

- Proceso de solvatación
- Fuerzas soluto-solvente vs. fuerzas intramoleculares

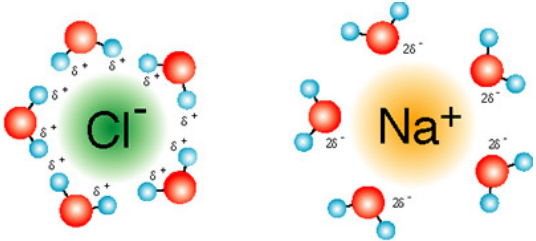


Figura: Representación de NaCl disolviéndose en agua (esferas de Na^+ y Cl^- rodeadas por H_2O)

¿Cómo ocurre la disolución?

- Proceso de solvatación
- Fuerzas soluto-solvente vs. fuerzas intramoleculares
- Ejemplo: NaCl en agua

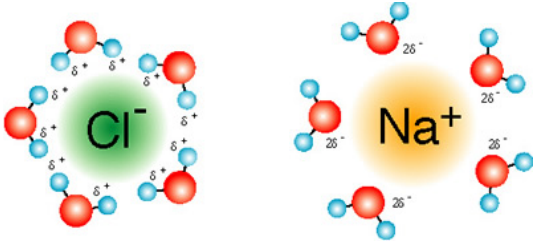


Figura: Representación de NaCl disolviéndose en agua (esferas de Na^+ y Cl^- rodeadas por H_2O)

Lo semejante disuele lo semejante

- Disolución de sustancias polares en solventes polares

Tabla 9.
Determinación Numérica de la Solubilidad de la Vitamina C en Diferentes Solventes Puros

Componente	δd	δp	δh	Ra
Acetona	15,50	10,40	7,00	43,47
Terbutanol	15,20	5,10	14,70	40,96
n-Propanol	16,00	6,80	17,40	41,91
Etanol	15,80	8,80	19,40	41,19
Metanol	15,10	12,30	22,30	39,69
Agua	15,50	16,00	42,30	45,18
Acetato de etilo	15,80	5,30	7,20	44,20
Acido acético	14,50	8,00	13,50	39,62
Benceno	18,40	0,00	2,00	51,74
Hexano	14,90	0,00	0,00	46,55
D-Limoneno	16,60	0,60	0,00	49,33
Tolueno	18,00	1,40	2,00	50,77
Aceite mineral	14,50	0,00	0,00	45,88

Fuente: Elaboración propia.

Figura: Comparación de solubilidad de la Vitamina C en diferentes solventes (menos RA más soluble) [Aristizabal, 2016]

Lo semejante disuele lo semejante

- Disolución de sustancias polares en solventes polares
- Disolución de sustancias apolares en solventes apolares

Tabla 9.
Determinación Numérica de la Solubilidad de la Vitamina C en Diferentes Solventes Puros

Componente	ôd	ôp	ôh	Ra
Acetona	15,50	10,40	7,00	43,47
Terbutanol	15,20	5,10	14,70	40,96
n-Propanol	16,00	6,80	17,40	41,91
Etanol	15,80	8,80	19,40	41,19
Metanol	15,10	12,30	22,30	39,69
Agua	15,50	16,00	42,30	45,18
Acetato de etilo	15,80	5,30	7,20	44,20
Ácido acético	14,50	8,00	13,50	39,62
Benceno	18,40	0,00	2,00	51,74
Hexano	14,90	0,00	0,00	46,55
D-Limoneno	16,60	0,60	0,00	49,33
Tolueno	18,00	1,40	2,00	50,77
Aceite mineral	14,50	0,00	0,00	45,88

Fuente: Elaboración propia.

Figura: Comparación de solubilidad de la Vitamina C en diferentes solventes (menos RA más soluble) [Aristizabal, 2016]

Lo semejante disuele lo semejante

- Disolución de sustancias polares en solventes polares
- Disolución de sustancias apolares en solventes apolares
- Ejemplo: NaCl en agua vs. aceite en gasolina

Tabla 9.
Determinación Numérica de la Solubilidad de la Vitamina C en Diferentes Solventes Puros

Componente	ôd	ôp	ôh	Ra
Acetona	15,50	10,40	7,00	43,47
Terbutanol	15,20	5,10	14,70	40,96
n-Propanol	16,00	6,80	17,40	41,91
Etanol	15,80	8,80	19,40	41,19
Metanol	15,10	12,30	22,30	39,69
Agua	15,50	16,00	42,30	45,18
Acetato de etilo	15,80	5,30	7,20	44,20
Ácido acético	14,50	8,00	13,50	39,62
Benceno	18,40	0,00	2,00	51,74
Hexano	14,90	0,00	0,00	46,55
D-Limoneno	16,60	0,60	0,00	49,33
Tolueno	18,00	1,40	2,00	50,77
Aceite mineral	14,50	0,00	0,00	45,88

Fuente: Elaboración propia.

Figura: Comparación de solubilidad de la Vitamina C en diferentes solventes (menos RA más soluble) [Aristizabal, 2016]

Factores que afectan la solubilidad

- Naturaleza del soluto y solvente

Factores que afectan la solubilidad

- Naturaleza del soluto y solvente
- Temperatura:

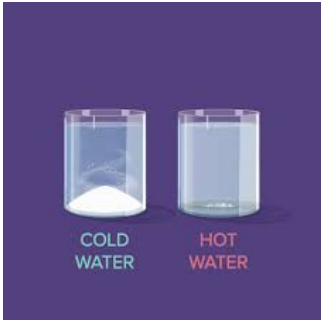


Figura: Disolver azúcar: agua fría vs caliente

Factores que afectan la solubilidad

- Naturaleza del soluto y solvente
- Temperatura:
  - Aumento en solubilidad de sólidos en líquidos

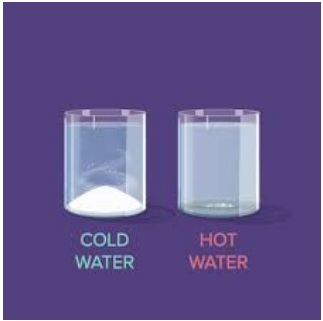


Figura: Disolver azúcar: agua fría vs caliente

Factores que afectan la solubilidad

- Naturaleza del soluto y solvente
- Temperatura:
  - Aumento en solubilidad de sólidos en líquidos
  - Disminución en solubilidad de gases en líquidos

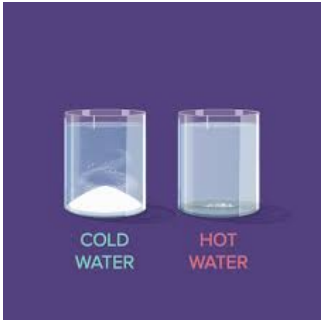


Figura: Disolver azúcar: agua fría vs caliente

Factores que afectan la solubilidad

- Naturaleza del soluto y solvente
- Temperatura:
  - Aumento en solubilidad de sólidos en líquidos
  - Disminución en solubilidad de gases en líquidos
- Presión (Ley de Henry)

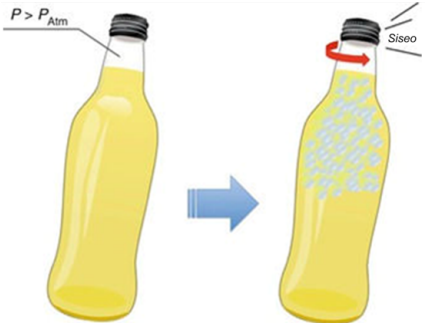


Figura: Proceso de abrir una geaseosa

Punto de fusión y ebullición

- Relación con la fuerza de las interacciones intermoleculares

Sustancia	T_{eb} °C
Agua	100
Etanol	78
Sal	1465

Figura: Temperatura de ebullición de diferentes sustancias

Punto de fusión y ebullición

- Relación con la fuerza de las interacciones intermoleculares
- Comparación entre sustancias con distintos tipos de fuerza

Sustancia	T_{eb} °C
Agua	100
Etanol	78
Sal	1465

Figura: Temperatura de ebullición de diferentes sustancias

Punto de fusión y ebullición

- Relación con la fuerza de las interacciones intermoleculares
- Comparación entre sustancias con distintos tipos de fuerza
- Ejemplo: agua vs. etanol vs. butano

Solubilidad en diferentes solventes

- Diferencias en solubilidad según el tipo de interacción

Sustancia	Solubilidad
NaCl	36
KCl	34
$NaNO_3$	88
Azúcar	203

Cuadro: Tabla de solubilidad cada 100g de agua a 20°C

Solubilidad en diferentes solventes

- Diferencias en solubilidad según el tipo de interacción
- Ejemplo: NaCl soluble en agua pero insoluble en hexano

Sustancia	Solubilidad
NaCl	36
KCl	34
$NaNO_3$	88
Azúcar	203

Cuadro: Tabla de solubilidad cada 100g de agua a 20°C

Solubilidad en diferentes solventes

- Diferencias en solubilidad según el tipo de interacción
- Ejemplo: NaCl soluble en agua pero insoluble en hexano
- Importancia en la industria farmacéutica

Sustancia	Solubilidad
NaCl	36
KCl	34
$NaNO_3$	88
Azúcar	203

Cuadro: Tabla de solubilidad cada 100g de agua a 20°C

Conductividad eléctrica en soluciones

- Diferencia entre solutos iónicos y covalentes.

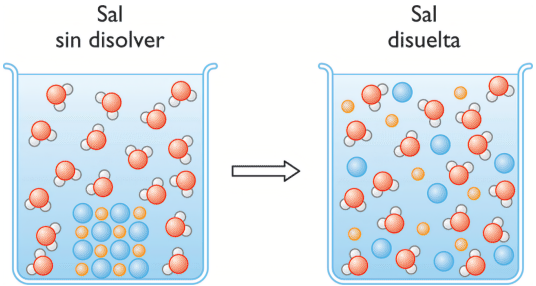


Figura: Representación iones en disolución

Conductividad eléctrica en soluciones

- Diferencia entre solutos iónicos y covalentes.
- Ejemplo: NaCl en agua vs. azúcar en agua.

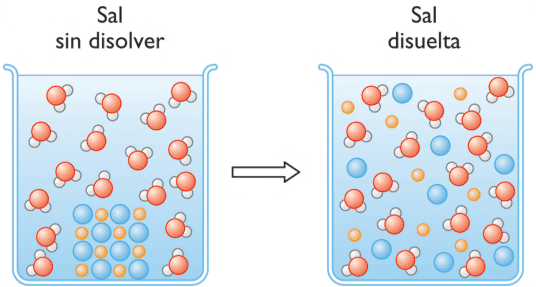


Figura: Representación iones en disolución

Conductividad eléctrica en soluciones

- Diferencia entre solutos iónicos y covalentes.
- Ejemplo: NaCl en agua vs. azúcar en agua.
- Importancia en electrolitos biológicos.

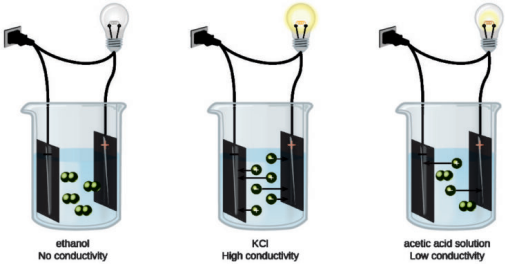


Figura: Electrolito vs No electrolitos

Aplicaciones en la vida diaria

- ¿Por qué los aceites no se mezclan con el agua?

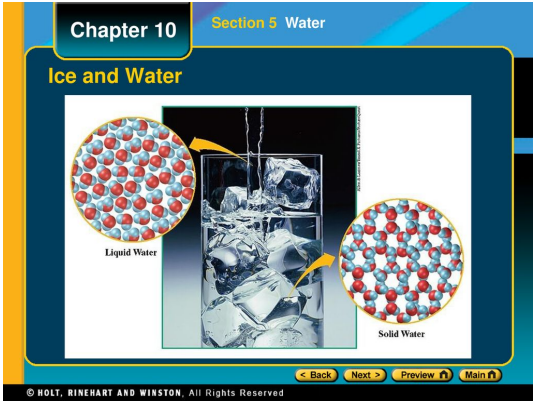
Aplicaciones en la vida diaria

- ¿Por qué los aceites no se mezclan con el agua?
- ¿Por qué el alcohol se evapora rápido?

Sample	Molecular formula	Boiling point (°C)
Water	H_2O	100.0
Ethanol	C_2H_6	78.3
Pentane	C_5H_{12}	36.0
Hexane	C_6H_{14}	69.0
Heptane	C_7H_{16}	99.0
Octane	C_8H_{18}	126.0
Decane	$C_{10}H_{22}$	174.0
Dodecane	$C_{12}H_{26}$	216.4
Isooctane	C_8H_{18}	99.3

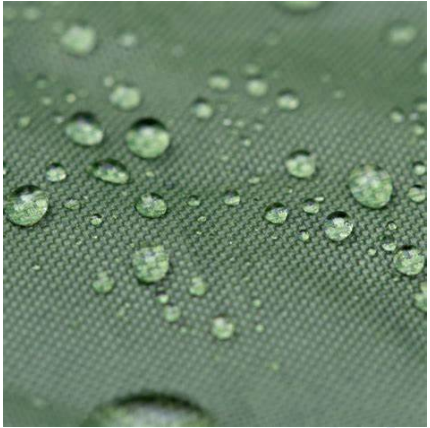
Aplicaciones en la vida diaria

- ¿Por qué los aceites no se mezclan con el agua?
- ¿Por qué el alcohol se evapora rápido?
- ¿Por qué el hielo flota en agua?



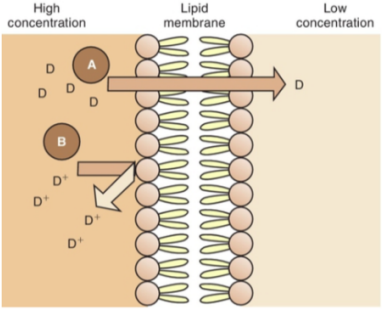
Materiales y tecnología

- Polímeros hidrofóbicos en ropa impermeable



Materiales y tecnología

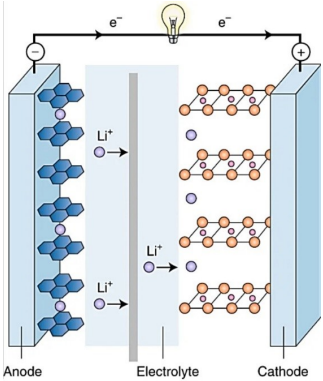
- Polímeros hidrofóbicos en ropa impermeable
- Solubilidad en medicamentos



A, Lipid-soluble, nonionized: drug easily passes through the cell membrane from area of high to low drug concentration. **B,** Water-soluble, ionized: drug cannot pass through the cell membrane.

Materiales y tecnología

- Polímeros hidrofóbicos en ropa impermeable
- Solubilidad en medicamentos
- Electrólitos en baterías



Resumen general

- Tipos de interacciones intermoleculares

Resumen general

- Tipos de interacciones intermoleculares
- Influencia en solubilidad y propiedades físicas

Resumen general

- Tipos de interacciones intermoleculares
- Influencia en solubilidad y propiedades físicas
- Aplicaciones en la vida cotidiana

Preguntas y discusión

- Espacio para resolver dudas

Preguntas y discusión

- Espacio para resolver dudas
- Pregunta final: ¿Cómo podrías aplicar estos conceptos en tu campo de estudio o en tu vida diaria?

Bibliografía I

Chang, Raymond
Fundamentos de Química
McGraw Hill, 2011

Chang, Raymond
Química, 10° Edición
McGraw Hill, 2010

Brown, T.L; LeMay, H.E; Bursten, B.E y col.
Química: La Ciencia Central
Pearson, 2009

Petrucci, R.H; Herring, F.G; Madura, J.D y Bissonnette, C.
Química General: Principios y Aplicaciones Modernas 10° Edición
Pearson, 2011

Bibliografía II

Serway, R. y Jewett, J.
Física para Ciencias e Ingeniería, 7° Edición
Brooks/Cole, 2008

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

Bibliografía III

Scerri, Eric.
The Periodic Table: It's Story and Its Significance
Oxford University Press, 2007

Dyna
Determinación numérica de la solubilidad de la vitamina C en diferentes solventes, para la extracción selectiva o para la incorporación en formulaciones orientadas al cuidado, bienestar y salud de la piel

https://doi.org/10.15446/dyna.v83n199.54828

International Union of Pure and Applied Chemistry
IUPAC Compendium of Chemical Terminology, 5th ed.
https://doi.org/10.1351/goldbook.CT07009