

Química General



Rafael Moreno Esparza

UNAM- México

CAPÍTULO I

Ciencia, Química, Materia, medición y cálculos

Ciencia

Química

Método científico

El Método

Razonamiento por analogía

¿Cómo se hace Química?

Química y sus relaciones

Materia

Definiciones

Propiedades Físicas

Propiedades Químicas

Cambio físico vs. Cambio químico

Clasificación de la Materia

Mezclas

Sustancias puras

Datos, resultados y unidades

Importancia de las Unidades

Unidades inglesas

Las unidades métricas

El sistema internacional (SI)

Los prefijos métricos (superiores)

Los prefijos métricos (inferiores)

Conversión de unidades

Ciertos factores de conversión comunes

Recolección de datos, hipótesis y ecuaciones

Mediciones y Gráficas

Gráficas y ecuaciones

Gráficas y experimentos

Mediciones en química

La incertidumbre de los datos:

Tipos de error

Números exactos

Números medidos

El promedio

Notación científica y cifras significativas

Notación científica

Cifras significativas

Reglas simplificadas para las cifras significativas

Redondeo

Resumen

Cálculos y Mediciones en química (con un pequeño preludio matemático)

Exponentes

Notación científica y las calculadoras

Reglas para resolver ecuaciones:

Como se usan las unidades en los cálculos:

Orden de las operaciones

La gravedad específica:

Ciencia

- ¿Una de las más importantes actividades humanas?
- La actividad que ha modificado más el entorno humano en dos siglos que en toda la historia
- Fenómeno social

Definición (de uno que se supone si sabe:)

El intento de relacionar la caótica diversidad de nuestra experiencia sensorial con nuestro sistema lógico de pensamiento.

Albert Einstein

Química

Definición:

- Rama de la Ciencia que estudia la composición, la estructura, la energética y en general todas las propiedades de la **materia** y sus cambios.
- El estudio de la **materia** y sus cambios

Materia:

- Todo aquello que ocupa un lugar en el espacio. (*¡Entonces es todo, incluyéndote!*)

Se divide en cinco grandes ramas:

- Inorgánica
- Orgánica
- Analítica
- Física
- Biológica

¿Química, para qué?, ¿Dónde?, ¿Por qué?

- **Contribuciones Sociales:**
- Medicina, agricultura, alimentos, etc.
- **Impacto en nuestro entorno**
- (Riesgo / Beneficio)
- **Beneficio personal**
- Enseña a pensar lógicamente.
- Es obligatoria

Toma de decisiones de origen químico

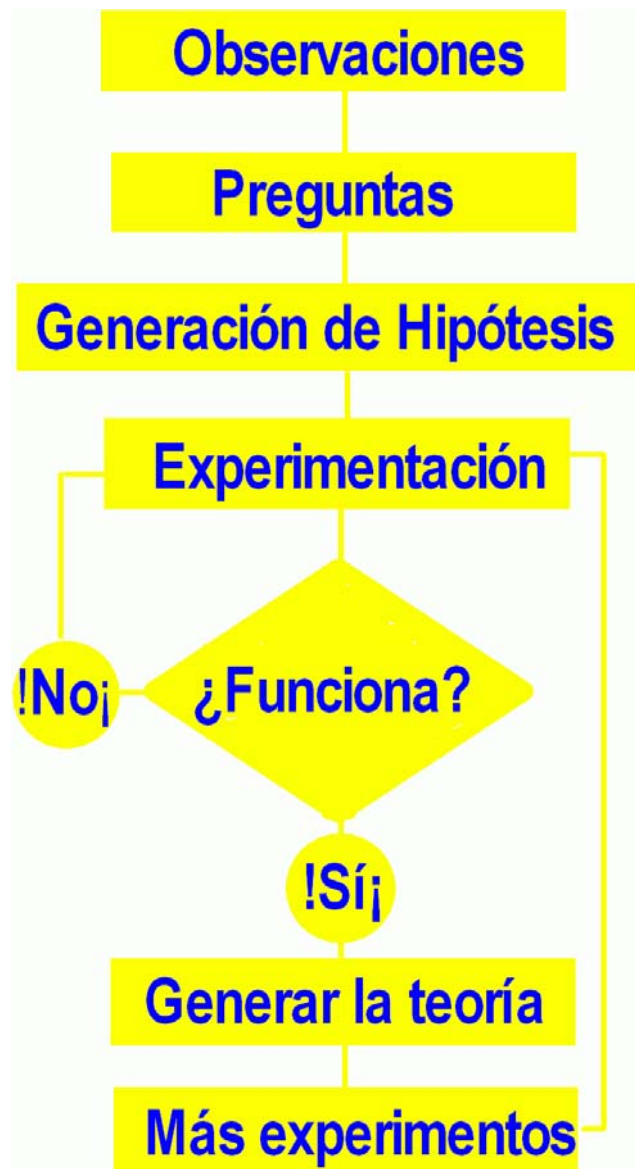
- DDT
- Freones
- Fluoración de H₂O
- Órgano mercurícos
- Uso de drogas
- Vitaminas
- Contaminación
- Gran etcétera

Esto significa, en principio, que al aprender química se puede obtener conocimiento básico e interpretarlo apropiadamente, obteniendo conclusiones inteligentes

Método científico

Se basa en las siguientes acciones:

- **Observaciones**
- Describen y miden
- **Reconocimiento de patrones**
- De relaciones y tendencias
- **Desarrollo de teorías**
- producción de hipótesis probables
- **Experimentación**
- Creación y empleo de pruebas para aceptar o rechazar las hipótesis y teorías.



Esquema del método científico

El Método

- Colección, medición y acumulación de hechos (datos)
- Interpretación
- Acumulación y publicación (Disponibilidad)
- Interpretación empleando procesos de pensamiento lógico

En la mayoría de los casos permite controlar las variables del sistema y por consiguiente, las conclusiones lógicas obtenidas se pueden probar en el laboratorio.

Razonamiento por analogía

- Memorización y almacenamiento de datos
- Elaboración de modelos
- Caracterización otros sistemas
- Observación de la analogía
- Sugestión de similitud
- Obtención de conclusiones
- Los grandes cuerpos de datos se recolectan empleando muchísimas mediciones y observaciones.
- Así se puede, en principio, definir cuáles son los principios unificadores de estos hechos.
- Estos principios se presentan usualmente como modelos
- Estos modelos muy a menudo nos definen y visualizan tanto procesos como estructuras que no se pueden ver a ojo desnudo. Incluso algunas no se han comprobado.
- La posibilidad de experimentar permite obtener nuevos hechos, probar los modelos y corregirlos o rechazarlos **asegún**.

¿Cómo se hace Química?

El desarrollo de la química:

- Formulación de principios con base en hechos observados y observables.
- Acumulación de los hechos, generalizaciones empíricas (correlación de muchísimos datos)
- Al pasar el tiempo y mayor acumulación de da-tos se obtiene amplia aceptación amplia de es-tas generalizaciones empíricas transformándose en leyes.
- Establecida la ley, se produce un modelo que la explica bien. Este modelo se convierte en teoría.

Química y sus relaciones

Muchos modelos en química se presentan en su forma matemática (Conversión de observaciones cualitativas a cuantitativas)

El formalismo matemático además de su comodidad, permite diseñar nuevos experimentos y encontrar nuevas interrelaciones

Materia

Definiciones

Materia:

Todo lo que ocupa lugar en el espacio y tiene masa

Masa:

Medida de la cantidad de materia que un objeto tiene

Peso:

El efecto producido por la gravedad al interactuar con la materia

Propiedades Físicas

Aquellas características de la materia que pueden evaluarse sin que ocurran cambios en la composición del material.

Ejemplos:

- Color
- Olor
- Sabor
- Tacto
- Masa
- Tensión superficial
- Presión de vapor
- Densidad
- Punto de fusión
- Punto de ebullición
- Viscosidad
- Compresibilidad

Propiedades Químicas

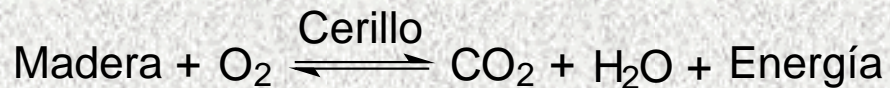
Son las que dan como resultado el cambio en la composición del material

Reacción Química

la manera por medio de la que ocurre el cambio

Ejemplo: La combustión de la madera

La madera se quema (combustión)



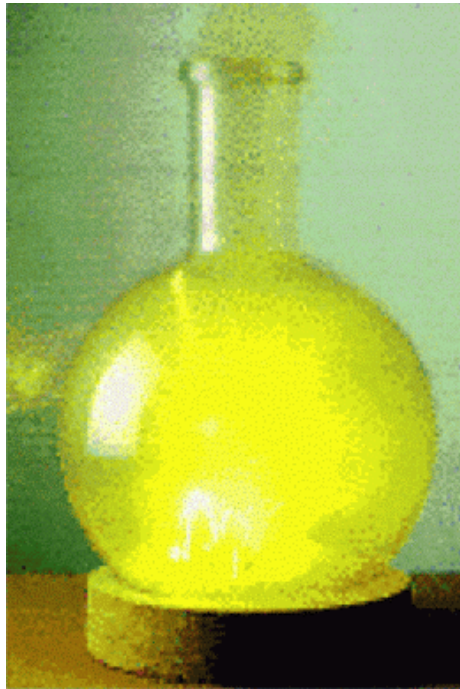
Reactivos

Productos

Cambio físico vs. Cambio químico



Un cambio físico



Un cambio químico



Ejercicios: Cambio Químico y cambio Físico

Indica cuáles son cambios físicos y cuales químicos:

1. Se agria la leche
2. Hacer vino
3. Hacer hielo
4. Las hojas cambian de color
5. Un charco se seca
6. El proceso que impulsa a un automóvil
7. El proceso que impulsa a una locomotora antigua

Clasificación de la Materia

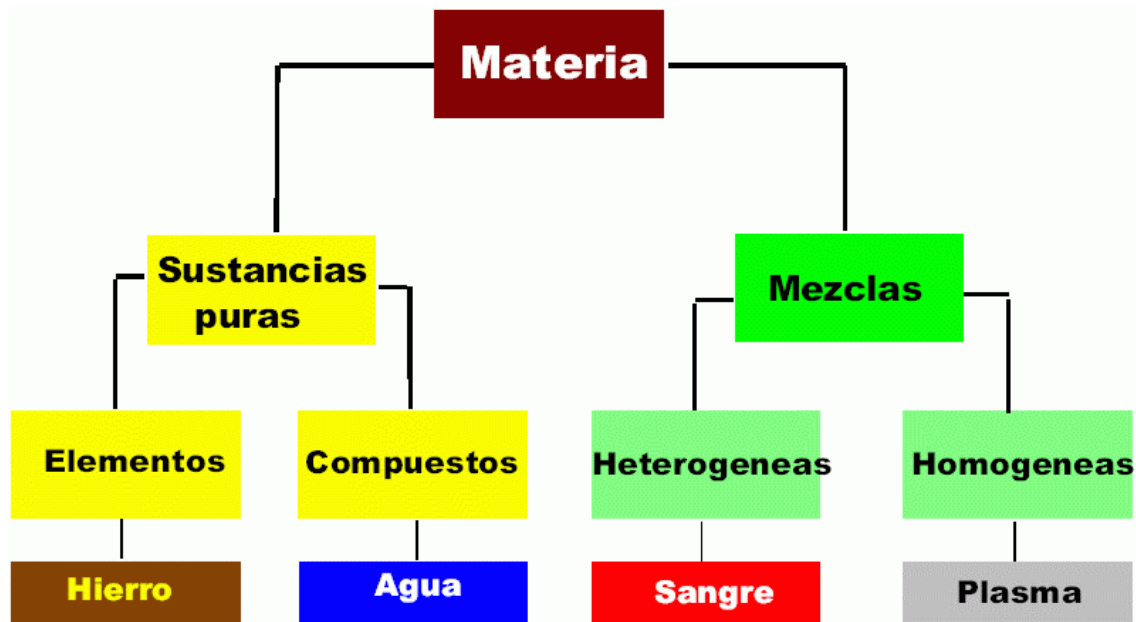


Diagrama de la clasificación de la materia

Mezclas

Combinación de dos o más sustancias puras

■ **Homogéneas: Composición uniforme**

■ **Heterogéneas: Composición no uniforme**

Ejercicios: De estas sustancias indica cuáles son homogéneas y cuáles son heterogéneas:

- Sangre
- Cemento
- Orina
- Bistec
- Gansito
- Gasolina
- Mayonesa
- Aceite de cocina
- Arena

Sustancias puras

Elemento:

Aquellas sustancias que no pueden convertirse a ninguna forma más simple por medio de una reacción química.

Ejemplo: Hierro (Fe) y Aluminio (Al)

Compuesto:

Combinación (definida y reproducible) de dos o más elementos o más.

Ejemplo: Agua (H₂O)

Elementos y compuestos

Las propiedades de un compuesto y las de los elementos que lo forman pueden diferir mucho:

Nombre	Fórmula	P. ebullición	densidad	Otras
Hidrógeno	H ₂	-253	0,90	Inflamable
Oxígeno	O ₂	-297	1,14	Combustión
Agua	H ₂ O	100	1.000	No inflamable

Datos, resultados y unidades

Datos:

Mediciones y observaciones que haces

Resultados:

Datos obtenidos por medio de un experimento, pueden usarse ecuaciones para manejarlos

Unidades:

Definen las cantidades que se miden, toda medición debe tener unidades

Importancia de las Unidades

45.000	Es solo un número, tiene poco significado
\$45.000	¡Lana!, ya tiene significado
\$45.000/mes	Más significado, un buen salario en México

Ejemplo: Un experimento

Hipótesis

¿Comer sólo antojitos durante una semana, causa engordar?

El experimento

Pesarse, comer únicamente antojitos durante toda la semana, pesarse de nuevo.

<u>Datos</u>	Peso inicial	= 54,0kg
	Peso final	= 56,8kg
<u>Resultados</u>	Ganancia de peso	= Peso final-peso inicial
	Ganancia de peso	= 56,8kg-54,0kg = 2,8 kg
<u>Conclusión</u>	Tu mamá tiene razón	

Unidades inglesas

Se usan en algunas áreas, pero solo unas cuantas

Peso o masa:	onza, libra, ton
Longitud:	pulgada, pie, yarda, milla
Volumen:	pinta, galón

En general se usan poco en trabajo científico.

Son muy confusas cuando se necesita convertirlas unas a otras

Las unidades inglesas al ser una herramienta medieval, requiere de una gran cantidad de factores de conversión ya que la variación no es ordenada.

Ejemplos:

1 Cuchara (tablespoon)	= 3 Cucharita (teaspoon)
1 Taza (cup)	= 16 Cucharitas
1 Pinta (pint)	= 2 Tazas
1 Cuarto (quart)	= 2 Pintas (pints)
1 Galón (gallon)	= 4 Cuartos
1 Peck	= 2 Galones
1 Bushell	= 4 Pecks

Ejemplo

¿Cuántas cucharitas hay en un barril (*barrel*) de petróleo?

Datos

1 barril	=	42 galones
1 galón	=	4 cuartos
1 cuarto	=	4 tazas
1 taza	=	16 cucharas
1 cuchara	=	3 cucharitas

Resultados:

$$1 \text{ bbl} \times \frac{42 \text{ gal}}{\text{bbl}} \times \frac{4 \text{ qt}}{\text{gal}} \times \frac{4 \text{ cup}}{\text{qt}} \times \frac{16 \text{ tbl}}{\text{cup}} \times \frac{3 \text{ tsp}}{\text{tbl}} = 32,256 \frac{\text{tbs}}{\text{bbl}}$$

Las unidades métricas

En este caso, hay una sola unidad base para cada tipo de medida, se emplean prefijos para cambiar el tamaño de la unidad

Las unidades más comunes:

Tipo	Nombre	Símbolo
Masa	gramo	g
Longitud	metro	m
Volumen	litro	L
Tiempo	segundo	s
Energía	joule	J

El sistema internacional (SI)

Es un subconjunto sistemático del sistema métrico

Sólo usa ciertas unidades:

Masa	kilogramos
Longitud	metros
Tiempo	segundos
Temperatura	kelvin
Cantidad	mole

Todas las demás unidades se derivan de estas.

<p>[Longitud] L</p> <p>1,00 m 100 cm 1,094 yd 1.000 mm ,00100 km 1,00x10⁶ micrones 1,06x10⁻¹⁶ año luz 3,28 ft 39,4 in 1,00x10¹⁰ Å (Angstroms) 6,21x¹⁰⁻⁴ milla</p>	<p>[Área] L²</p> <p>1,00 m²</p>	<p>[Volumen] L³</p> <p>1,00 l 1.000 ml 1.000 cm³ 1,00x 10⁻³ m³ 0,264 gal(US liq) 1,06 qt(US liq) 61,0 in³</p>
<p>[Masa] M</p> <p>1,00 kg 1.000 g 6,023x10²⁶ UMA</p>	<p>[Densidad] M/L³</p> <p>1,00 g / ml 1,00 kg / l 1,00x10³ kg / m³</p>	<p>[Tiempo] T</p> <p>1,00 h 60,0 min. 3.600 s ,0417 d ,00595 semana 1,14x10⁻⁴ año</p>

<p>[Velocidad] L/T 1,00 m / s</p>	<p>[Fuerza] ML/T² 1,00 N (newton) 1,00 kg m / s² 1,00x10⁵ dina 1,00x10⁵ g cm / s² ,2248 lb (libra) 1,12x 10⁻⁴ ton</p>	<p>[Momento] ML/T 1,00 kg m / s</p>
<p>[Energía] ML²/T² 1,00 J (joule) 1,00 N m 1,00x10⁷ ergio 1,00x10⁷ dina cm ,7376 ft lb ,239 cal 9,48x10⁻⁴ BTU ,00987 L atm 2,78 x 10⁻⁷ kW H 6,24x10¹⁸ eV 1,00 v coulomb</p>	<p>[Presión] M/LT² 1,00 atm 760 mm Hg 760 torr 1,013x10⁵ N / m² 1,013x10⁵ Pa 14,7 lb / in² 29,9 in Hg</p>	<p>[Aceleración] L/T² 1,00 m / s²</p>
<p>[Potencia] ML²/T³ 1,00 W 1,00 J / s ,00134 caballos de fuerza ,00100 kW 1,00x10⁷ ergio / s</p>	<p>[Frecuencia] 1/T 1,00 ciclos / seg 1,00 hertz</p>	<p>[Corriente] A 1,00 amp</p>
<p>[Carga] AT 1,00 coulomb 6,24 x10⁻¹⁸ carga eléctrica 1,036x10⁻⁵ Faraday 3,00x10⁹ statcoul</p>	<p>[Resistencia] ML²/ A2T³ 1,00 ohm</p>	<p>[FEM] ML² / AT³ 1,00 V (volt) 1,00 J/ coulomb</p>
<p>[Números] 1,00 mole 6,023x10²³ unidades 5,02x10²² docena</p>	<p>[Ángulos] 1,00 círculo 360 grados 21.600 min 6,28 radianes 1,30x10⁶ seg</p>	<p>[Temperatura] K (Kelvin) ° C + 273</p>

Los prefijos métricos (superiores)

Al cambiar el prefijo se altera el tamaño de la unidad

Factor multiplicativo	Número	Prefijo	Símbolo
1×10^{18}	1.000.000.000.000.000.000	exa	E
1×10^{15}	1.000.000.000.000.000	peta	P
1×10^{12}	1.000.000.000.000	tera	T
1×10^9	1.000.000.000	giga	G
1×10^6	1.000.000	mega	M
1×10^3	1.000	kilo	k
1×10^2	100	hecto	h
1×10^1	10	deca	da
1×10^0	1	-	-

Los prefijos métricos (inferiores)

Factor multiplicativo	Número	Prefijo	Símbolo
1×10^1	10	deca	da
1×10^0	1	-	-
1×10^{-1}	0,1	deci	d
1×10^{-2}	0,01	centi	c
1×10^{-3}	0,001	milli	m
1×10^{-6}	0,000.001	micro	μ
1×10^{-9}	0,000.000.001	nano	n
1×10^{-12}	0,000.000.000.001	pico	p
1×10^{-15}	0,000.000.000.000.001	femto	f
1×10^{-18}	0,000.000.000.000.000.001	atto	a

Ejemplo: Conversión métrica

¿Cuántos miligramos hay en un kilogramo?

Datos:

$$1 \text{ kg} = 1.000 \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 1.000 \text{ mg}$$

Resultados:

$$1 \text{ kg} \times \frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}} \times \frac{1000 \text{ mg}}{\text{g}} = 1.000.000 \text{ mg}$$

Conversión de unidades

El método del factor

Consideraciones:

- Independientemente del tipo de conversión, el llevar cuentas de las unidades facilita que las cosas salgan bien
- Los factores de conversión no son más que relaciones entre unidades
- La cancelación de unidades ayuda a determinar si la fórmula propuesta es correcta o no

Ciertos factores de conversión comunes

Unidades inglesas entre sí:

Unidad	Equivalencia	Factor
1 galón	4 cuartos	4 qt / gal
1 milla	5.280 pies	5.280 ft / mile
1 ton	2.000 libras	2.000 lb / ton

Unidades inglesas a métricas:

Unidad	Equivalencia	Factor
1 litro	1,057 cuartos	1,057 qt / L
1 kilogramo	2,2 libras	2,2 lb / kg
1 metro	1,094 yardas	1,094 yd / m
1 pulgada	2,54 cm	2,54 cm / in

Ejemplito:

La creatinina es una sustancia que se encuentra en la sangre. Un análisis de una muestra de suero sanguíneo detecta 0,58mg de esta sustancia,

¿Cuántos microgramos había?

$$\begin{array}{rcl}
 \text{Datos:} & 0,58 \text{ mg} & = \text{total} \\
 & 1,0 \text{ mg} & = 1.000 \frac{1}{4}g \\
 & 1000,0 & = \text{factor} \\
 \hline
 & & \frac{1}{4}g / \text{mg}
 \end{array}$$

Resultados:

$$0.58 \text{ mg} \times \frac{1000 \mu g}{\text{mg}} = 580 \mu g$$

Otro ejemplito:

Los impulsos nerviosos viajan en el cuerpo a $400 \frac{ft}{s}$

¿Cuál es su velocidad en metros por minuto?

Conversiones necesarias:

1 m = 3,3 pies
 60 segundos = 1 minuto

Resultados:

$$\frac{? \text{ m}}{\text{min}} = \frac{400 \text{ ft}}{1 \text{ s}} \times \frac{1 \text{ m}}{3.3 \text{ ft}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}}$$

$$\frac{? m}{min} = \frac{400}{1} \times \frac{1m}{3.3} \times \frac{60}{1min}$$

$$\frac{7263m}{min}$$

¿Rápido no? Conviértelo a km / h

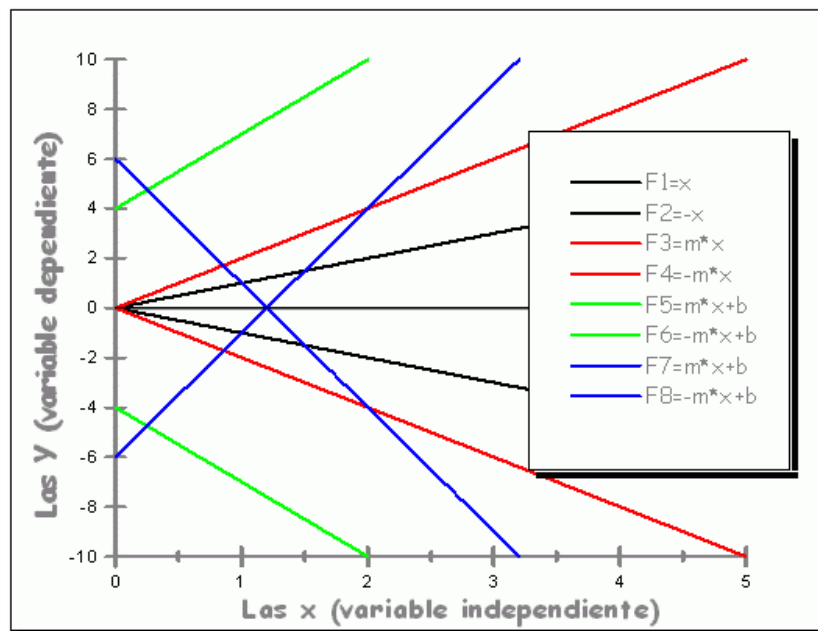
Recolección de datos, hipótesis y ecuaciones

- La recolección de datos en química genera a menudo conjuntos muy grandes de números (**datos**.)
- Cada uno de estos números con sus unidades tiene un significado propio, sin embargo, el conjunto de datos también puede tener un significado adicional.
- Este significado lo debemos encontrar **nosotros**, después de analizar el conjunto de datos.
- Es decir para probar una **hipótesis** es necesario desarrollar un **modelo** que represente el problema y además que pueda representarse de manera compacta por una **ecuación**.
- Para ello es necesario graficar los datos de manera que sea factible observar tendencias y así sugerir una ecuación. Aunque todo esto podría hacerse empleando tablas, es mucho más sencillo emplear gráficas.

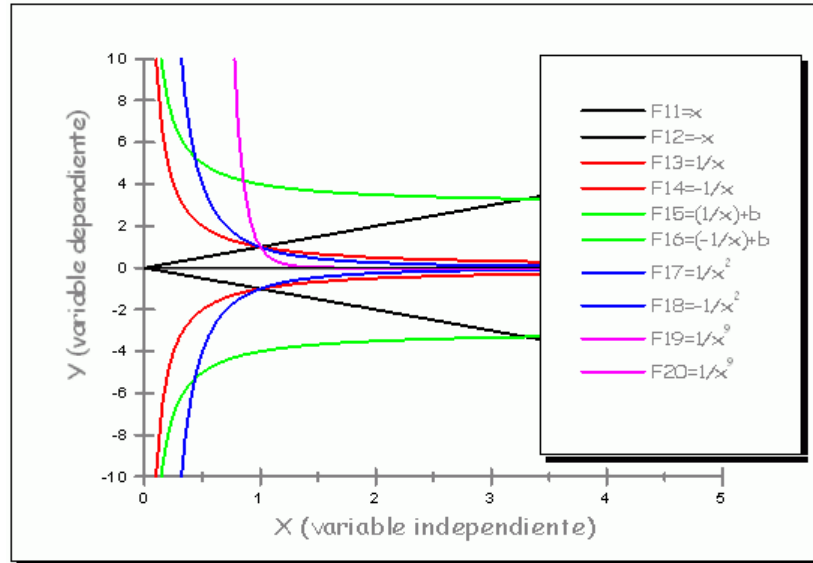
Mediciones y Gráficas

Gráficas y ecuaciones

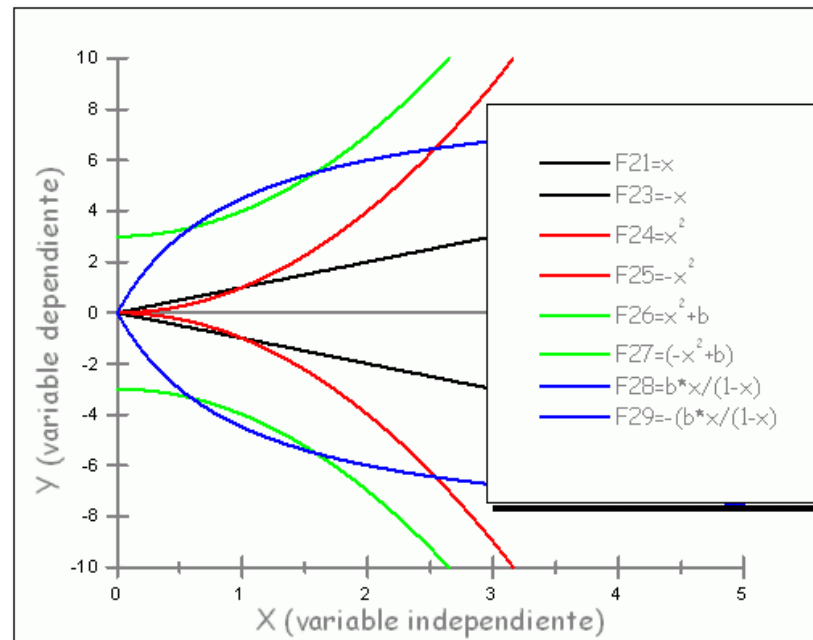
Una forma sencilla de presentar datos es haciendo uso de las ecuaciones, y algo que nos permite visualizar el comportamiento de una ecuación es el empleo de las ecuaciones. A continuación se presentan varias gráficas con familias de ecuaciones.



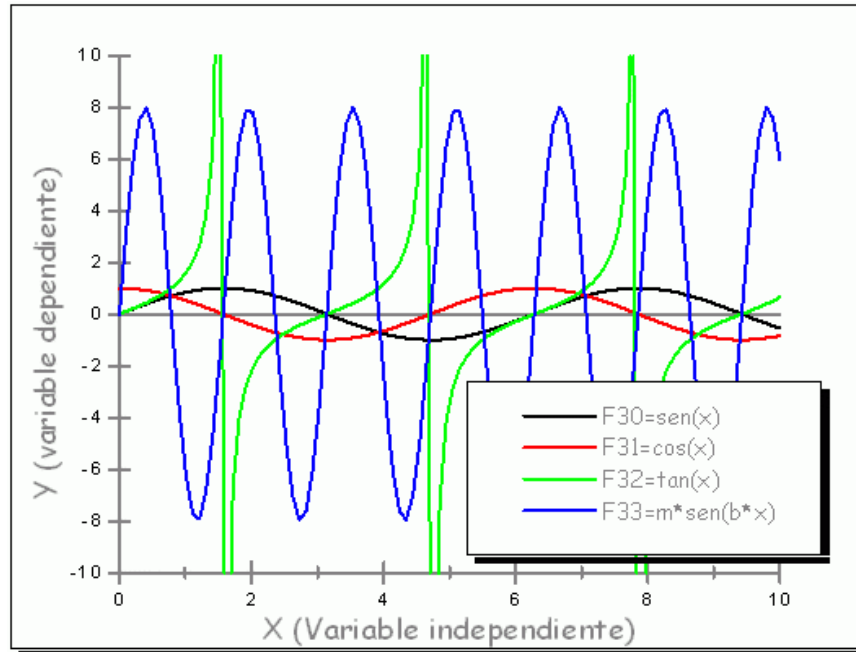
Gráfica que muestra una familia de ecuaciones lineales



Gráfica que muestra a una familia de ecuaciones recíprocas



Gráfica con diversas ecuaciones



Gráfica de varias funciones trigonométricas

Gráficas y experimentos

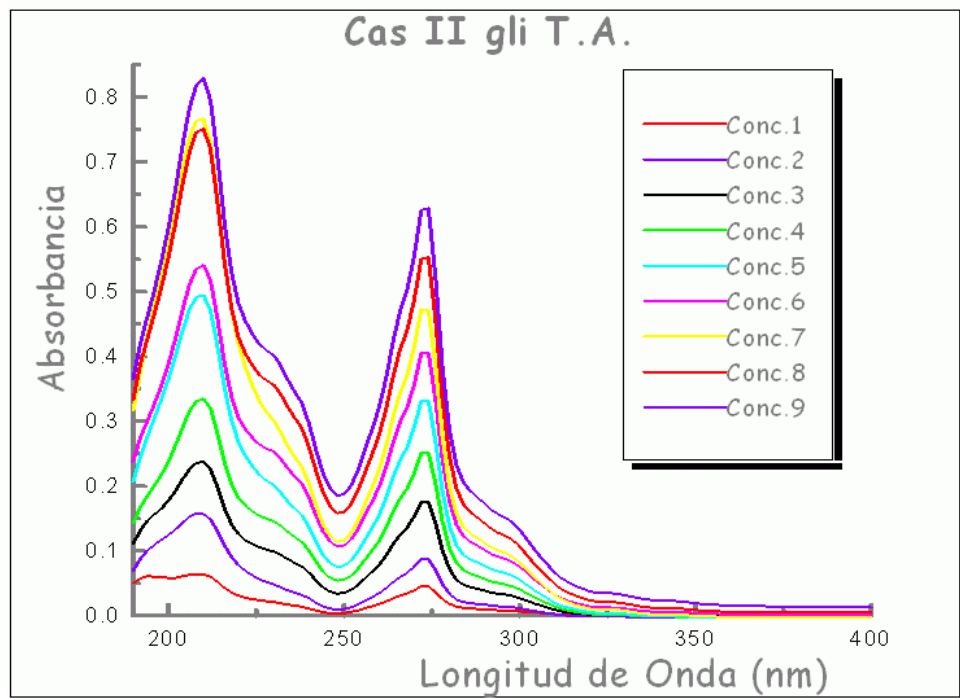
Uno de los procedimientos más sencillos para acumular, revisar y publicar los datos obtenidos en el laboratorio es sin lugar a dudas el método de graficación. Este método permite visualizar el comportamiento de los datos de uno o varios experimentos. A continuación una selección de gráficas procedentes de un experimento.

En este experimento se han hecho reaccionar dos reactivos:

$[\text{Cu}(\text{fen})(\text{gli})]^+$ y ADN y se intenta determinar la constante de esta reacción.

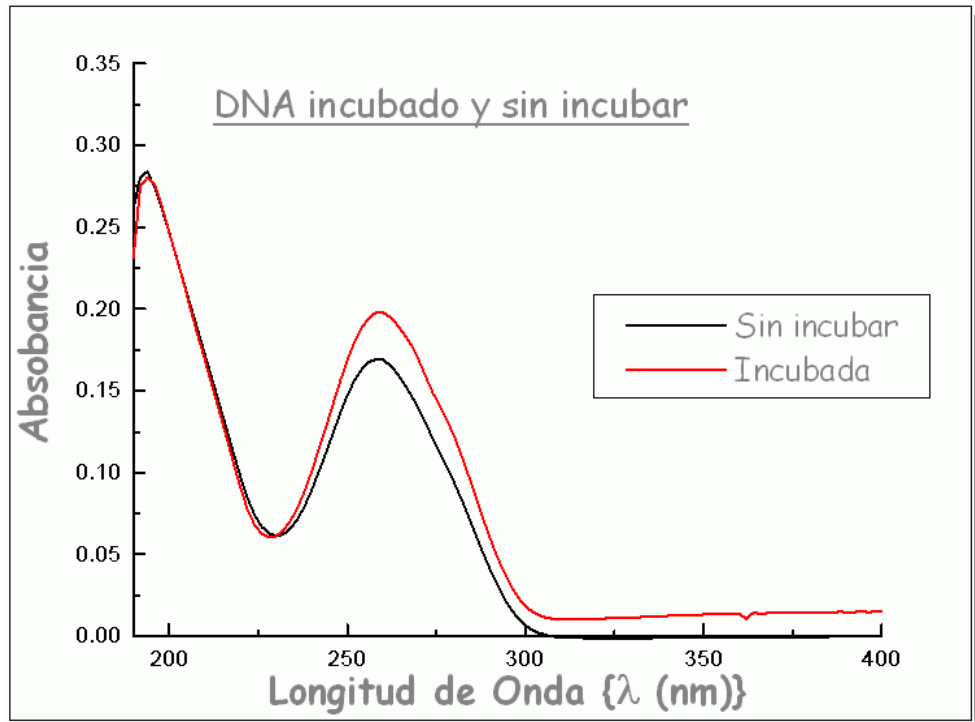
Para ello primero se obtiene el espectro de cada reactivo en las concentraciones que se emplearán en el experimento.

La primera gráfica muestra los espectros de cada concentración usada del compuesto de cobre.



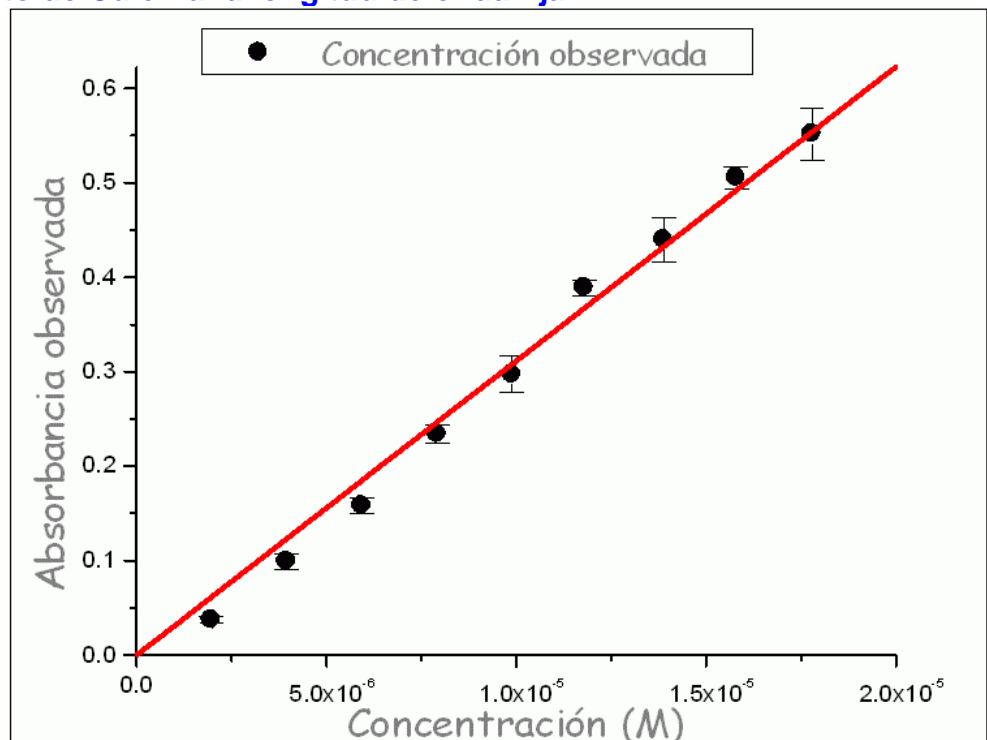
Absorbancia vs. longitud de onda para varias concentraciones de $[\text{Cu}(\text{fen})(\text{gli})]^+$

La gráfica siguiente muestra el comportamiento del ADN antes y después de incubar.



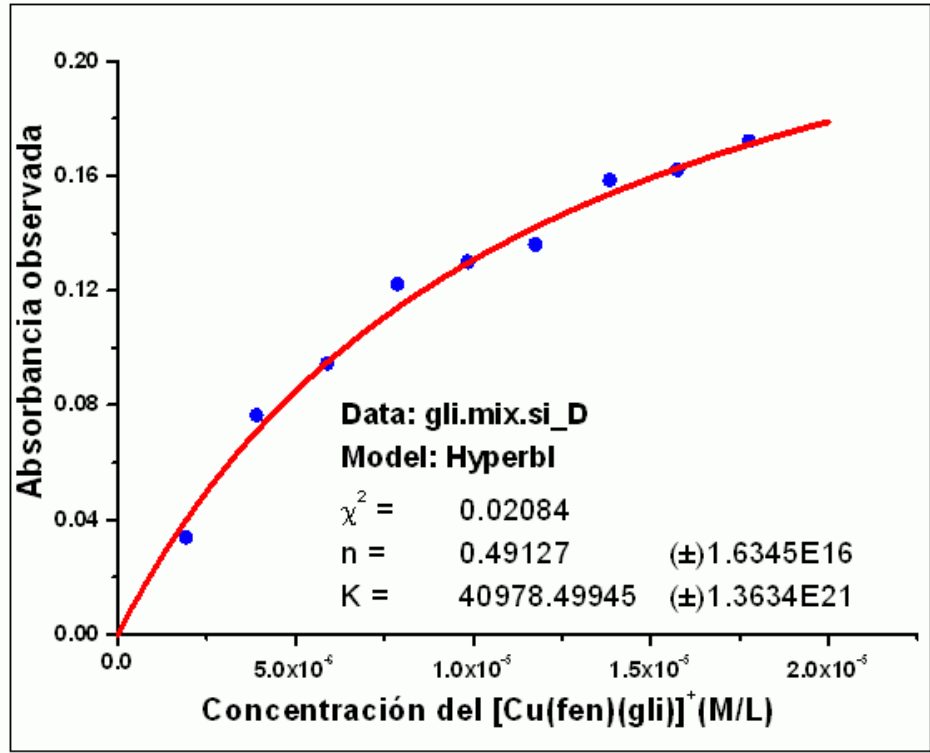
Absorbancia vs. longitud de onda para el DNA

La gráfica siguiente muestra el comportamiento de la concentración del compuesto de Cu en una longitud de onda fija.



Comportamiento de la Absorbancia observada para varias concentraciones del compuesto de Cu a una longitud de onda

La gráfica siguiente muestra el comportamiento de la reacción a una longitud de onda. A la vez se observa la curva ajustada a los datos, empleando el modelo que nos permite determinar la constante.



Gráfica del comportamiento de la absorbancia respecto a la concentración de la reacción

Mediciones en química

La incertidumbre de los datos:

Toda observación, tiene cierta incertidumbre. Cualquier medición por perfecta que sea es susceptible de tener cierto error.

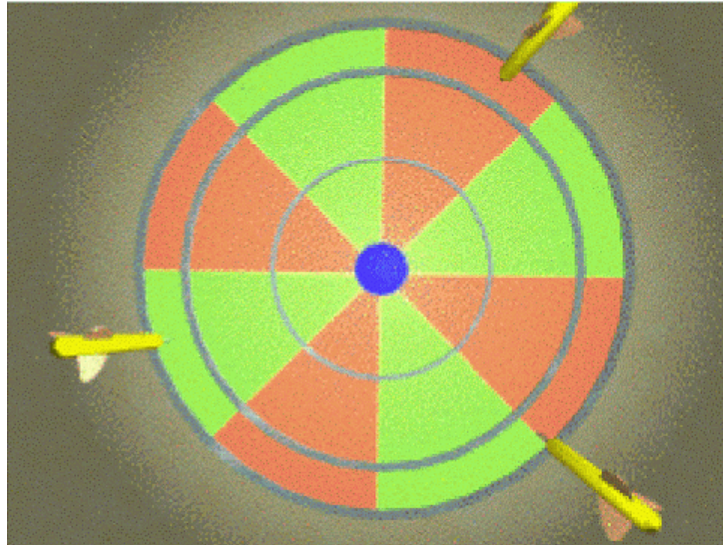
¿Por que ocurre esto?

Nosotros cometemos errores al medir

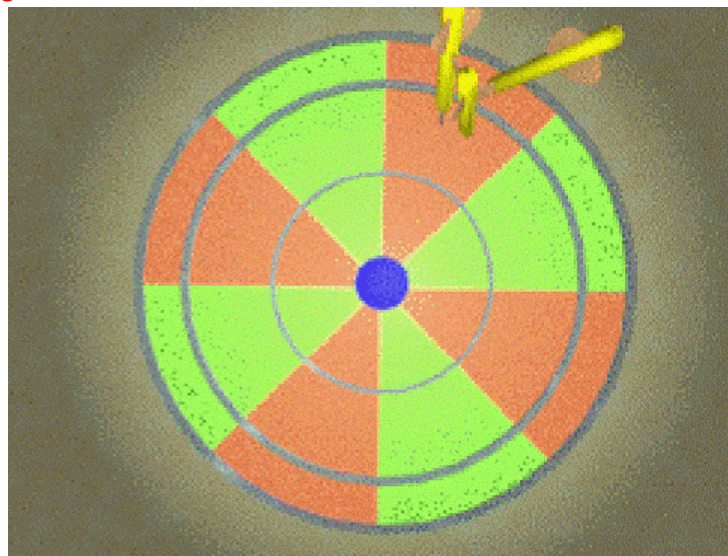
Las herramientas con que medimos tienen límites

Para determinar este error usamos dos cantidades:

- **Exactitud:** que tan cerca estamos del valor verdadero
- **Precisión:** que tan cerca esta una medida de otra

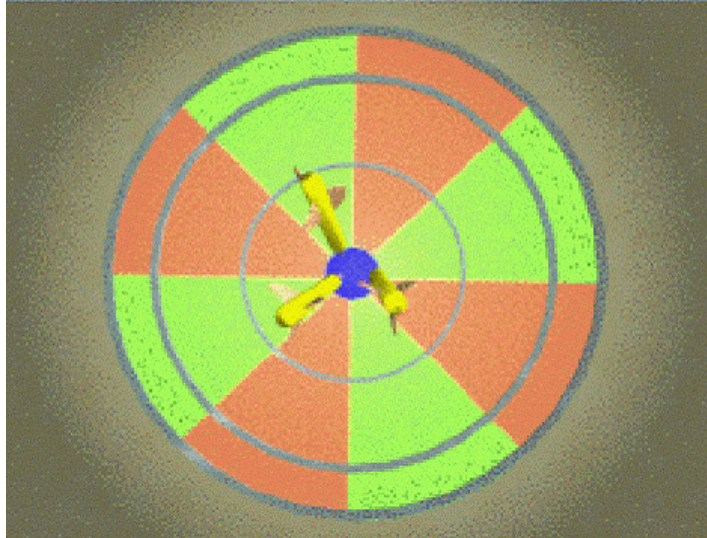


- **Exactitud:** Indica cuan cerca estamos del valor que queremos medir
- En la figura ¿qué tan exactos hemos sido al aventar los dardos?
- Pues poco ya que en realidad hubiésemos querido acertar en el centro
- Aquí el promedio es bueno pero los resultados no se parecen entre sí.
- **Hay error aleatorio**



- **Precisión:** indica cuanto se parecen los valores medidos unos a los otros
- Aquí los dardos están muy cerca unos de otros, hemos sido precisos pero nos falta exactitud

- Hay poca exactitud
- Hay un error sistemático grande



- Lo que queremos es **precisión y exactitud**.
- En la figura hemos acertado en el blanco con los tres dardos
- Buena precisión, mucha exactitud
- En estos valores podemos confiar.

Ejercicio: predecir el efecto en la precisión y en la exactitud cuando:

- | | | |
|----|----|----------------------------------------------------------------|
| 1. | 1. | Un instrumento no se calibra a cero correctamente. |
| 2. | 2. | Los reactivos tienen concentraciones incorrectas |
| 3. | 3. | La temperatura del cuarto varía mucho |
| 4. | 4. | La persona que hace la prueba no está entrenada apropiadamente |

Tipos de error

Sistemáticos:

Son errores que ocurren en una sola dirección

Pueden corregirse al recalibrar adecuadamente el aparato empleado, o se hacen controles y blancos.

Aleatorios:

Errores en todas las direcciones

No pueden corregirse, solamente se pueden caracterizar por medio de la estadística

Ejemplos

Sistemáticos: Errores de calibración de los aparatos o de preparación de sustancias

Aleatorios: La persona que hace el experimento no está entrenada, no le importa, está atendiendo otra cosa, está muy cansada, etc. No se han considerado otras variables

Números exactos

Los números exactos son aquellos que por definición tienen un valor particular, como por ejemplo:

1 pulgada = 2,54 cm

1 galón = 3,85 L

O bien aquellos números que son enteros y que no pueden conseguirse en fracciones, por ejemplo el número de personas que caben sentadas en el salón.

Números medidos

Los números medidos son una cantidad estimada, determinada hasta cierto número de dígitos significativos o bien aquellos números que provienen de alguna operación matemática (por ejemplo el promedio.)

Así uno puede medir la longitud del salón empleando una cinta métrica o la cantidad de líquido contenida en un recipiente usando una probeta.

El promedio

El número promedio de personas se hará haciendo una operación que puede dar como resultado una fracción. Así por ejemplo aunque las personas no se puedan partir en cachitos, la familia promedio en México tiene cerca de 2,9 niños.

Notación científica y cifras significativas

Notación científica

Existe una gran cantidad de números muy grandes o muy pequeños cuando trabajamos en el área de la ciencia. Y resulta muy problemático trabajar con ellos.

Por ejemplo da flojera indicar ¿cuántos átomos hay en un mol?:

1 mol = 602.200.000.000.000.000.000 átomos

o ¿cuanto pesa una unidad de masa atómica?

1 Dalton = 0,000.000.000.000.000.000.000.00165 g **¿No?**

Si empleamos la notación científica trabajar con estos números resulta mucho más sencillo.

Para convertir estos números a la notación científica, simplemente ponemos el punto decimal después de la primera cifra significativa y ajustamos un exponente de diez de manera que no cambie el valor del número, así:

$$(0,000.000.000.000.000.000.000.00165 \times 10^{24}) \times 1/10^{24} = 1,65 \times 10^{24} \text{ o } 1,65 \text{ E-24}$$

$$(602.200.000.000.000.000.000.000/10^{23}) \times 10^{23} = 6,022 \times 10^{23} \text{ o } 6,022 \text{ E23}$$

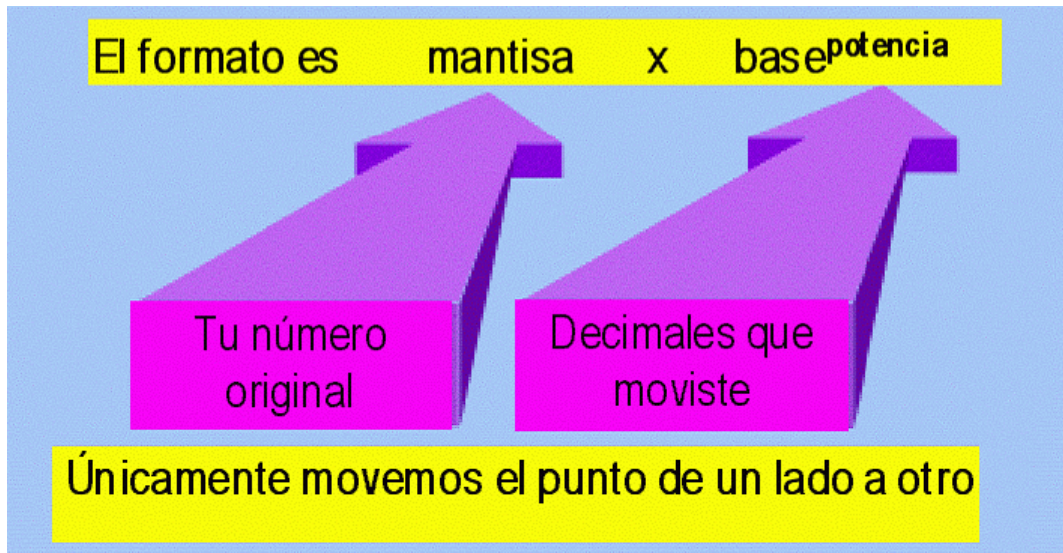
Los números originales, tienen el mismo valor que las formas exponenciales, pero hemos escrito mucho menos.

La E en los números de la extrema derecha representa el exponente. Y esto ya lo han visto en otras ocasiones, el número cinco punto dos millones es lo mismo que 5.2E6.

El número de la potencia de diez es simplemente el número de lugares que se requiere mover el punto decimal para obtener el número original.

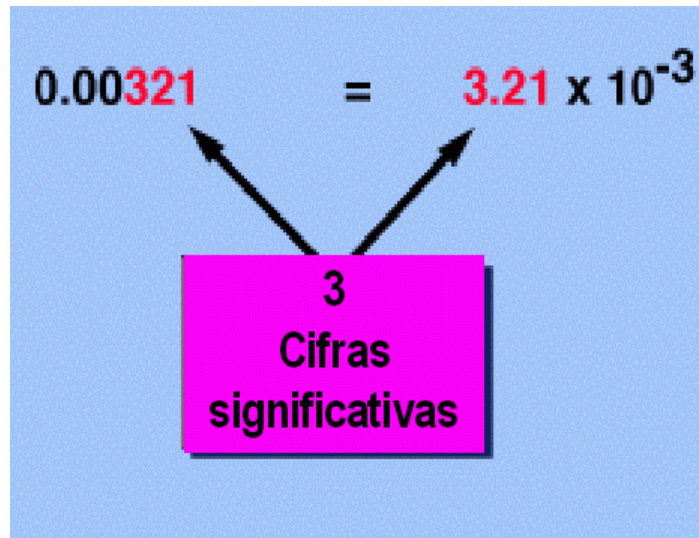
La única pregunta que pudiera representar un problema es ¿hacia qué lado movemos el punto decimal?

La manera más sencilla de recordarlo es esta: los números menores que 1, tienen exponente negativo y los mayores que 1 exponente positivo.



El formato de la notación científica

La notación científica se emplea para expresar más claramente las cifras significativas.



El empleo de la notación científica

Número completo	En palabras	Notación científica
5.000.000.000	Cinco mil millones	$5,0 \times 10^9$ o $5,0 \text{ E}9$
500.000.000	Quinientos millones	$5,0 \times 10^8$ o $5,0 \text{ E}8$
50.000.000	Cincuenta millones	$5,0 \times 10^7$ o $5,0 \text{ E}7$
5.000.000	Cinco millones	$5,0 \times 10^6$ o $5,0 \text{ E}6$
500.000	Quinientos mil	$5,0 \times 10^5$ o $5,0 \text{ E}5$
50.000	Cincuenta mil	$5,0 \times 10^4$ o $5,0 \text{ E}4$
5.000	Cinco mil	$5,0 \times 10^3$ o $5,0 \text{ E}3$
500	Quinientos	$5,0 \times 10^2$ o $5,0 \text{ E}2$
50	Cincuenta	$5,0 \times 10^1$ o $5,0 \text{ E}1$
5	Cinco	$5,0 \times 10^0$ o $5,0 \text{ E}0$
0,5	Cinco décimos	$5,0 \times 10^{-1}$ o $5,0 \text{ E}-1$
0,05	Cinco centésimos	$5,0 \times 10^{-2}$ o $5,0 \text{ E}-2$
5	Cinco	$5,0 \times 10^0$ o $5,0 \text{ E}0$
0,5	Cinco décimos	$5,0 \times 10^{-1}$ o $5,0 \text{ E}-1$
0,05	Cinco centésimos	$5,0 \times 10^{-2}$ o $5,0 \text{ E}-2$
0,005	Cinco milésimos	$5,0 \times 10^{-3}$ o $5,0 \text{ E}-3$
0,000.5	Cinco diez milésimos	$5,0 \times 10^{-4}$ o $5,0 \text{ E}-4$
0,000.05	Cinco cien milésimos	$5,0 \times 10^{-5}$ o $5,0 \text{ E}-5$
0,000.005	Cinco millonésimos	$5,0 \times 10^{-6}$ o $5,0 \text{ E}-6$
0,000.000.5	Cinco diez millonésimos	$5,0 \times 10^{-7}$ o $5,0 \text{ E}-7$
0,000.000.05	Cinco cien millonésimos	$5,0 \times 10^{-8}$ o $5,0 \text{ E}-8$
0,000.000.005	Cinco mil millonésimos	$5,0 \times 10^{-9}$ o $5,0 \text{ E}-9$

Cifras significativas

Cuando hablamos de cosas como la población de una ciudad, digamos Puebla, podemos expresarla usando números, por ejemplo **2 millones**.

En este caso hemos expresado la población de la ciudad empleando un número que tiene un solo dígito significativo (2).

Pero ese número puede resultar poco apropiado si estamos hablando de la población flotante de la ciudad, en ese caso convendría ser un poco más exactos.

Para ello requerimos investigar y recolectar la información que nos indique con mayor exactitud.

Así, si consultamos la oficina del censo, podremos decir que Puebla contaba con 2.3 millones de habitantes en 1990, esto es más exacto y este número tiene dos cifras significativas.

Vamos a suponer que nos aloamos y decimos que la población de Puebla tiene 2.3147624×10^6 habitantes, este número que tiene ocho cifras significativas, se refiere a lo mismo.

Pero es ridículo porque dice que en Puebla hay 2,314,762.4; lo cual es absurdo pues ya dijimos que las personas no andan en cachitos.

Podríamos decir que fuimos demasiado exactos pero es necesario asegurarnos que dicho número tenga significado aceptable para poderlo usar sin que se burlen de nosotros.

Tomando esto en consideración, vamos a presentar unas reglas que nos permitan definir el número de cifras significativas de una cantidad.

- todos los dígitos que son diferentes que cero, son significativos (1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8 y 9)
 - los ceros a la izquierda no son significativos, por ejemplo 06,12 tiene únicamente tres dígitos significativos
 - los ceros entre dos dígitos si son significativos, por ejemplo el 6,023 tiene cuatro dígitos significativos
 - los ceros a la derecha del punto decimal si son significativos, por ejemplo 0,00003 tiene cinco dígitos significativos
 - los ceros a la derecha de otros dígitos si son significativos, por ejemplo 45,3200 tiene seis dígitos significativos
 - se puede usar la palabra cifra en vez de dígito para describir lo mismo
- Una propiedad importante de las cifras significativas es que el número de cifras significativas no depende del punto decimal.

255,
25,5
2,55
0,255
0,0255

Aquí tenemos que todos estos números tienen tres cifras significativas

Reglas simplificadas para las cifras significativas

- Lleva a cabo todos los cálculos que necesites
- Revisa los números que empleaste en tus cálculos
- Reporta tu respuesta usando el mismo número de cifras que el número que tenga menos cifras significativas
- Redondea donde sea necesario
- A las constantes no les hagas nada (PM, p, etc.)

Más ejemplos:

257 mg (3 cifras significativas)
 0,00230 kg (3 cifras significativas)
 23600,01 \$ / mes (7 cifras significativas)

Redondeo

Podemos redondear los números para que tengan los dígitos significativos apropiados, esto se hace cortando los dígitos que vienen después del dígito significativo si es menor que cinco e incrementando el último dígito significativo si es mayor que cinco.

Como ejemplo vamos a redondear todas las cantidades siguientes a tres cifras significativas:

Se vuelve 3,48;

4,1550 se vuelve 4,16;

5.786.899 se vuelve 5.790.000; y

0,000.347.00 se vuelve 0,000.347.

Pero ¿cuándo se necesita redondear?

Vamos por partes, primero en la multiplicación y división

Aquí es muy fácil, el resultado obtenido no puede tener más cifras significativas que aquel número que tiene menos cifras significativas entre los usados para hacer el cálculo.

Así tenemos que un número con cuatro cifras significativas al multiplicarse por un número con ocho cifras significativas dará como resultado un número que solo podrá tener cuatro cifras significativas.

Por ejemplo en Aguascalientes hay aproximadamente 75 pueblos en donde viven 2,5 miles de habitantes ¿cuántos habitantes viven en todos estos pueblos?

El resultado de multiplicar $2,5 \times 10^3 \times 75$ es $1,8750 \times 10^4$ pero como una de las cantidades solo tiene dos cifras significativas (2,5 miles), la respuesta debe ser $1,9 \times 10^4$.

Ahora bien ¿cuando estamos midiendo como redondeamos?

Pues simplemente considerando que el último dígito significativo es el que se obtiene por medio de una estimación.

Por ejemplo si tenemos una probeta graduada en mililitros y décimas de mililitros, podremos estimar entre las líneas de décimas de mililitro (interpolando) y medir las centésimas de mililitro.

En el caso de la sustracción y la adición, es un poco diferente.

Si le restamos una familia de cuatro a la ciudad de México,

Pero si a 1.578.000 pollos le sumamos 2.717 pollos, ya se nota, tendremos 1.580.717 pollos.

$$\begin{array}{r} 1.578.000 \\ 2.717 \\ \hline 1.581.000 \end{array}$$

Si la cantidad de arriba tiene solo cuatro cifras significativas, la suma debe tener también cuatro.

Es muy importante saber cuando y como redondear. En cualquier problema numérico, se debe uno esperar hasta el final. Es decir, únicamente se redondea hasta tener el resultado final. La manera más eficiente de hacerlo con una calculadora es llevar a cabo todas las operaciones tratando de no perder la cuenta de estas.

¡Muy importante!

Los números observados, obtenidos o medidos, no deben reportarse con mayor exactitud que la del método empleado para adquirirlos

Por ejemplo:

Si se pesa a una persona con una balanza que solo tiene marcas entre cada *kg*, un reporte de su peso puede ser:

62,7 kg; aquí tenemos tres cifras significativas, pero de ellas, hay una que tiene incertidumbre (el 7.)

Resumen

Algunas reglitas

- Los ceros a la derecha del punto decimal no valen
- este cero no vale $\$0,427 \Rightarrow$ hay tres cifras significativas
- Los ceros cautivos sí valen
- Este cero sí vale $\$4012 \Rightarrow$ hay cuatro cifras significativas
- Los ceros que finalizan un número sí valen
- Este cero también vale $\$387,40 \Rightarrow$ hay cinco cifras significativas
- Sí el primer dígito no significativo es 5 o más, **-redondeas hacia arriba**

- **Sí el primer dígito no significativo es 4 o menos, -redondeas hacia abajo**

Es decir:

Si en un conjunto de cálculos sabes que el número de cifras significativas es de 3 y obtuviste estos dos números (la primera cifra no significativa está en rojo)

2,57**9**5035 se convierte en 2,58

34,2**0**4221 se convierte en 34,2

Cálculos y Mediciones en química

(con un pequeño preludio matemático)

Exponentes

Al multiplicar un número por sí mismo varias veces, resulta más cómodo ponerlo como potencia que en forma de factores, así:

$2 \times 2 \times 2 \times 2 = 2^4$ (dos a la cuarta potencia)

2 es la base y 4 la potencia

La potencia nos dice cuantas veces se multiplica el número de la base para obtener el resultado.

Multiplicación y división de exponentes de la misma base

Multiplicación	$10^X \times 10^Y = 10^{X+Y}$
	$10^2 \times 10^3 = 10^5$
	$100 \times 1000 = 100000$
División	$10^X / 10^Y = 10^{X-Y}$
	$10^2 / 10^3 = 10^{-1}$
	$100 / 1000 = 0,1$

Notación científica y las calculadoras

La notación científica siempre emplea la base 10.

10^{potencia}

¿Cómo se hace la notación científica?

Si el número es mayor que 1

- El punto decimal se mueve X lugares a la izquierda
- El número resultante se multiplica por 10^X
- El exponente X es igual al número de lugares que se movió el punto decimal, así:

$$123000000. = 1.23 \times 10^8$$

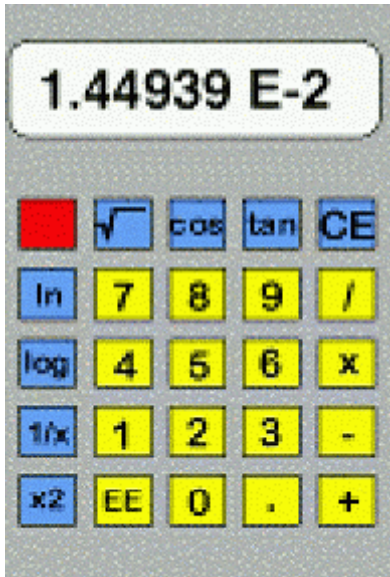
Si el número es menor que 1

- El punto decimal original se mueve X lugares a la derecha
- El número resultante se multiplica por 10^{-X}
- El exponente X es igual al número de lugares que se movió el punto decimal, así:

$$0.000000123 = 1.23 \times 10^{-7}$$

- La mayoría de las calculadoras emplean la notación científica cuando producen números muy grandes o muy pequeños

- La manera en que los presentan puede variar y dependerá de la clase, modelo y marca de la calculadora
- Pueden usar # $\times 10^x$ o bien usan una E como en el ejemplo



- Casi todas las calculadoras científicas tienen un botón para poner el exponente

Exp

Ejemplos:

378,000	3.78×10^5
8931.5	8.9315×10^3
0.000593	5.93×10^{-4}
0.0000004	4×10^{-7}

¡ATENCIÓN, ATENCIÓN!

¡Un resultado no puede tener mayor significado que las cantidades empleadas para producirla!

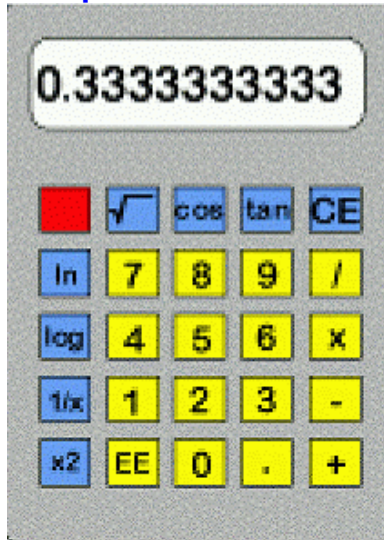
Pregunta:

¿Qué tan rápido vas si recorres 1.0 km en 3.0 minuto?

Respuesta:

$$Velocidad = \frac{1.0 \text{ km}}{3.0 \text{ min}} = 0.33 \frac{\text{km}}{\text{min}}$$

Aunque la calculadora diga:



Reglas para resolver ecuaciones:

- Se puede sumar o restar en cada lado de una ecuación
- Se puede multiplicar o dividir en cada lado de una ecuación
- Cuando esto ocurre, la ecuación permanece sin cambios

Haciendo buen uso de estas reglas, se puede aislar la incógnita a resolver en uno de los lados de la ecuación

Ejemplo:

Resolver D para la ecuación siguiente

$$A \times B = \frac{(C + D)}{E}$$

Multiplicar por E ambos lados

$$A \times B \times E = \frac{(C + D) \times E}{E}$$

Substraer C de ambos lados

$$A \times B \times E - C = (C + D) - C$$

Ahora calcular D

$$A \times B \times E - C = D$$

Cálculo de densidad:

¿Cuál será la masa de 1.00 L de este suero?

La densidad era 1,05 g / mL

densidad = masa / volumen

masa = volumen x densidad

masa = 1,00 L x 1000 mL / L x 1,05 g / mL

masa = 1.050 g

Como se usan las unidades en los cálculos:

Recordando:

Las unidades SI son:

Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Temperatura	kelvin	K

Consejos

Intenta expresar siempre términos con unidades con algún significado, usa los prefijos adecuadamente.

86400s → 24 h

0,0035g → 3,5 mg

Conversión de temperatura

Definición:

la temperatura mide la energía calorífica de un sistema

Las escalas de temperatura más comunes son tres, Fahrenheit (°F), Celsius (°C) y Kelvin (K)

$$^{\circ}\text{F} = 32 + 9 / 5 \text{ } ^{\circ}\text{C}$$

$$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) (5 / 9)$$

$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273 (\text{SI})$$

Orden de las operaciones

En matemáticas las cosas deben hacerse en el orden apropiado para que se pueda obtener la respuesta correcta.

ORDEN:

Cualquier cosa dentro de un paréntesis, exponentes, logaritmos, raíces, funciones trigonométricas y funciones especiales.

Multiplicaciones y divisiones

Adiciones y sustracciones

Ejemplito:

Calcular X en la siguiente ecuación:

$$X = a^2 + \frac{b}{c}(d - e)$$

Para encontrar X se hace lo siguiente:

calcula a^2 ,

calcula $(d-e)$,

multiplica el resultado por b y divide entre c ,

suma los valores de 1 y 3

Otro ejemplo

Si afuera hay 20 °F que temperatura es en °C:

$$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) (5 / 9)$$

$$^{\circ}\text{C} = (20^{\circ}\text{F} - 32) (5 / 9)$$

$$^{\circ}\text{C} = -7 (\text{sólo una cifra significativa})$$

La densidad:

Definición: Es una propiedad característica de la materia y se representa con las letras d , D , d y r

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}} = \delta = \rho = \frac{m}{V}$$

Unidades: $\frac{g}{cm^3}$ o $\frac{g}{mL}$, recuerda que $1cm = 1mL$

Algunos ejemplos:

Especie	g / cm^3	Especie	g / cm^3
Aire	0,0013	huesos	1,7 - 2.0
Agua	1,0	orina	1,01 - 1,03
Oro	19,3	gasolina	0,66 - 0,69

Ejemplo:

Ejemplo de cálculo de densidad:

¿Cuál es la densidad de 5,00 ml de suero si tiene una masa de 5,23 g?

$$d = \text{masa} / \text{volumen}$$

$$d = 5,23 \text{ g} / 5,00 \text{ ml}$$

$$d = 1,05 \text{ g} / \text{ml}$$

¿Cuál será la masa de 1.00 l de este suero?

La gravedad específica:

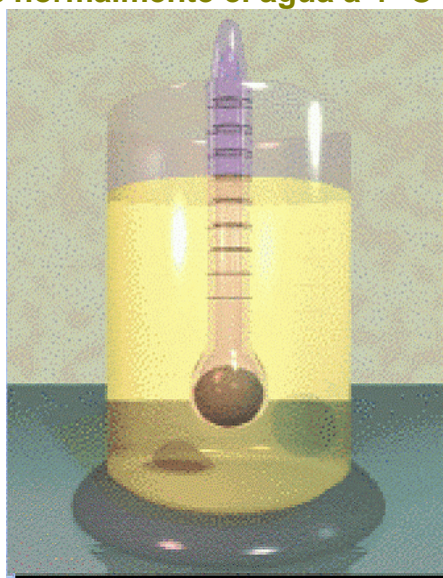
Es la densidad de una sustancia comparada a una sustancia de referencia

$$\text{gravedad específica} = \frac{\text{densidad de la sustancia}}{\text{densidad de referencia}}$$

Propiedades:

No tiene unidades

El material de referencia es normalmente el agua a 4 °C



Un densímetro

Capítulo II

Propiedades De La Materia

Propiedades De La Materia

Propiedades observables

Teoría cinética molecular de la materia, primera ojeada.

Un repaso a los conceptos de energía cinética y potencial

Comportamiento de las sustancias

Las propiedades del estado sólido

Las propiedades del estado líquido

Las propiedades del estado gaseoso

Características de los gases

Presión p

Presión atmosférica y el barómetro

Medición de la presión atmosférica

Presión atmosférica estándar o normal

Relaciones entre las unidades de presión más comunes

Los manómetros y la presión de un gas encerrado

¿Qué unidades emplearemos al trabajar con los gases?

Las leyes de los gases

La relación entre el volumen y la presión: Ley de Boyle

La relación entre la temperatura y el volumen: Ley de Charles

La relación entre la cantidad de gas y el volumen: Ley de Avogadro

La ecuación del gas ideal

¿Cómo se determina R ?

Condiciones normales (STP)

Relaciones entre la ley del gas ideal y las leyes de los gases

Masa molar y densidad de un gas

Densidad

Mezcla de gases y presiones parciales

La presión parcial de un gas:

Presiones parciales y fracción molar

Volúmenes de los Gases en las Reacciones Químicas

Recolección de gases en agua

Teoría Cinética Molecular, una vista más

Presión

Temperatura Absoluta

Velocidades moleculares

Aplicación de la teoría cinética molecular a las leyes de los gases

Efecto del incremento del volumen a temperatura constante

Efecto del incremento de la temperatura a volumen constante

Difusión y efusión

Efusión

Bases de la efusión

Difusión:

Difusión y camino libre medio.

Ley de Graham

Gases Reales

Comportamiento de los gases reales

La ecuación de van der Waals

Cambios de estado

Cambios endotérmicos de estado

Cambios exotérmicos de estado

Cambios de estado y fuerzas atractivas

Presión de Vapor

Puntos de ebullición

Calor específico

Teoría cinética molecular de la materia una mirada final

Movimientos Moleculares

¿Qué tipos de movimientos son posibles?

El principio de la equipartición de la energía

La energía térmica y de enlace

La energía interna

Cambios de energía interna

ΔU Intermolecular

ΔU Intramolecular

Espectro Atómico

Espectro Atómico y Molecular

Espaciamiento de los Niveles Energéticos

Distribución Molecular

Propiedades de la Materia

Propiedades observables

¿Cómo reconocemos los diferentes estados de la materia?

Por medio de la observación de las diferencias entre varias propiedades. Entre ellas:

- ⊗ **Densidad:** Cantidad de materia por unidad de volumen
- ⊗ **Forma:** Es fija, moldeable o toma la forma del recipiente
- ⊗ **Compresibilidad:** Al aplicar presión ¿el volumen disminuye?
- ⊗ **Expansión térmica:** Al calentarse ¿cambia el volumen?

Estado			
Propiedad	Sólido	Líquido	Gas
Densidad	Grande	Grande	Pequeña
Forma	Fija	La del recipiente	Llena el recipiente
Compresibilidad	Pequeña	Pequeña	Grande
Expansión térmica	muy pequeña	pequeña	moderada

Algunas de las características que distinguen a los gases, de los de los líquidos y de los sólidos son:

- ⊗ los gases se expanden espontáneamente para llenar el recipiente que los contiene (el volumen del gas es igual al del recipiente)
- ⊗ los gases se pueden comprimir fácilmente (disminuyendo su volumen)
- ⊗ los gases forman mezclas homogéneas unos con otros sin importar las identidades o las propiedades relativas de los gases componentes (e.g. los vapores de agua y gasolina forman una mezcla homogénea en tanto que los líquidos no)
- ⊗ los gases tienen sus moléculas relativamente apartadas

Las sustancias que son *líquidas* o *sólidas*, en condiciones normales o estándar, pueden convertirse a otras temperaturas en gases y se les conoce como *vapores*.

Estados de los elementos a 25°

H																			He
Li	Be											B	C	N	O	F		Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl		Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I		Xe	
Cs	Ba	Ls	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At		Rn	
Fr	Ra	Ac																	
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

Propiedades físicas de los elementos

Teoría cinética molecular de la materia, primera ojeada.

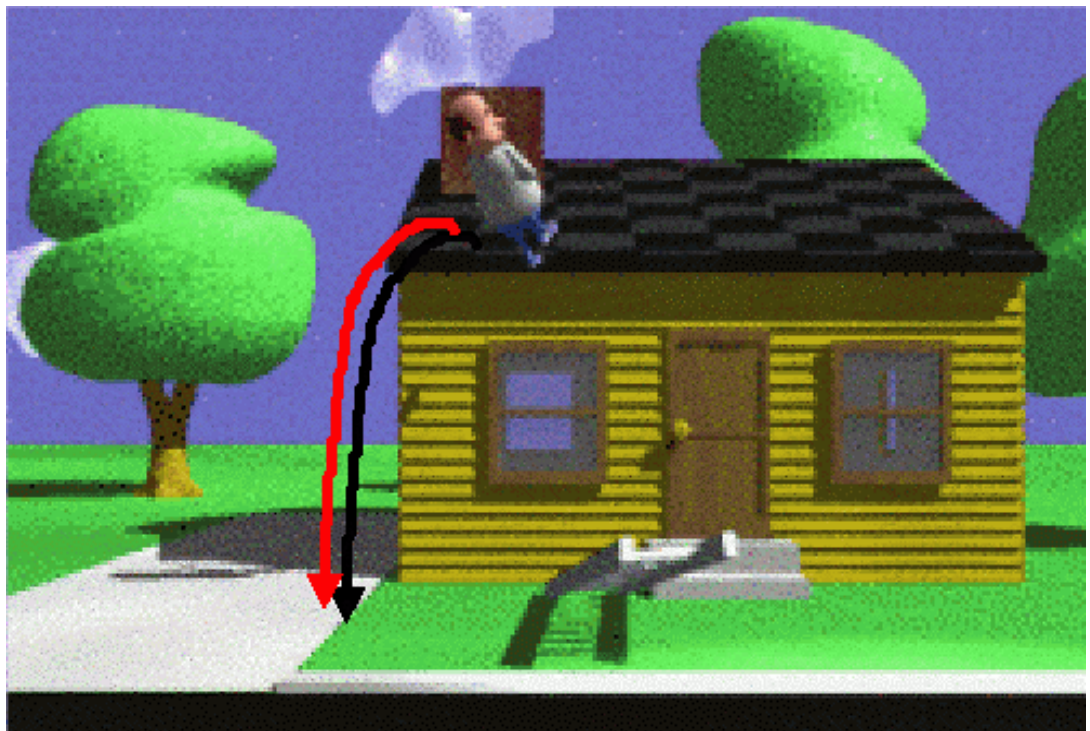
Es un modelo que usamos para explicar el comportamiento de la materia. Supone los siguientes postulados:

- ⊗ La materia se compone de partículas muy pequeñas
- ⊗ Estas partículas tienen **energía cinética** y por tanto están moviéndose continuamente
- ⊗ Al aumentar la temperatura, la energía cinética de las partículas aumenta
- ⊗ Cuando dos partículas chocan se transfiere energía de una a otra sin que haya un cambio neto en la energía del sistema
- ⊗ Las partículas pueden tener **energía potencial** debido a atracciones o repulsiones entre ellas.

Un repaso a los conceptos de energía cinética y potencial



Energía cinética vs potencial



Conversión de energía potencial a cinética



Energía cinética máxima

Comportamiento de las sustancias

Cuando tratamos de explicar el comportamiento de todas las sustancias, es necesario considerar además de la energía cinética de las moléculas, la energía potencial de las mismas.

Es decir, la competencia entre varias fuerzas que son las que determinan el estado. Esta, puede provenir de interacciones de diversos tipos.

- ⊗ Carga-carga y enlace covalente
- ⊗ Carga-dipolo
- ⊗ Dipolo-dipolo
- ⊗ Puentes de H
- ⊗ Interacciones de *Van der Walls*

Las propiedades del estado sólido

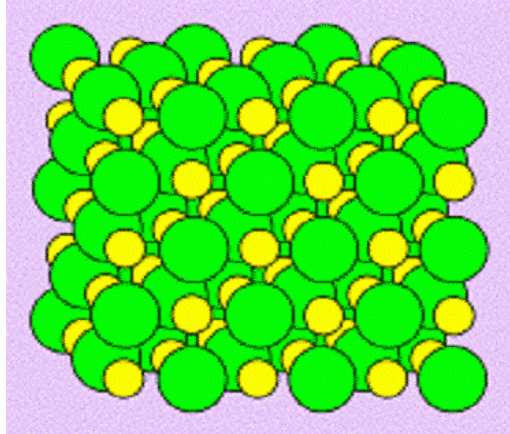
- ⊗ No son compresibles
- ⊗ Las fuerzas entre partículas les impiden separarse

Se conocen dos clases diferentes de sólidos:

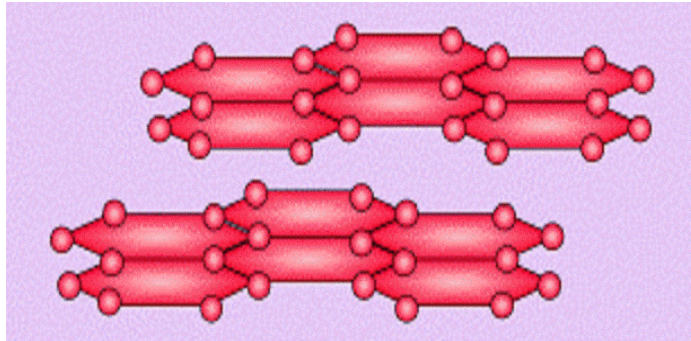
⊗ **Cristalinos**, tienen puntos de fusión definidos. Se modelan como arreglos ordenados de moléculas, iones o átomos. Se dividen en cuatro clases: **-Iónicos**, **-Covalentes**, **-Moleculares** y **-Metálicos**

⊗ **Amorfos**, sin puntos de fusión definidos y se modelan como arreglos desordenados de moléculas.

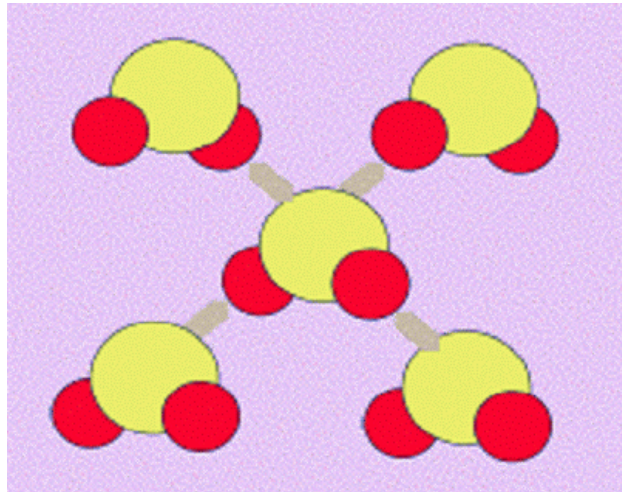
Ejemplos



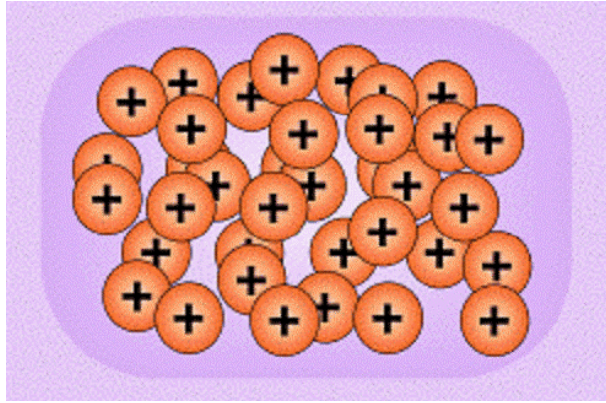
Representación de la estructura del NaCl



Representación de la estructura del grafito



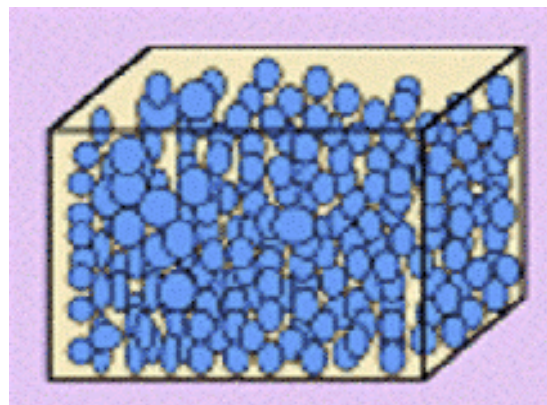
Representación de la estructura del hielo



Representación de la estructura de un sólido amorfo

Las propiedades del estado líquido

- No son compresibles
- No pueden representarse como arreglos
- Deben considerarse como desordenados
- Sus densidades son similares a las de los sólidos
- A pesar de que se tocan las partículas, se pueden mover aleatoriamente en cualquier dirección
- Al moverse toman la forma del recipiente
- Las interacciones son intermedias



Representación de la estructura de un líquido

Algunas de las propiedades que se manifiestan como resultado de las fuerzas de interacción entre las moléculas para el caso de los líquidos, son entre otras:

- **Viscosidad:** resistencia a fluir
- **Tensión superficial:** Atracción de las moléculas en la superficie
- **Presión de vapor:** Capacidad de las moléculas a escaparse del seno del líquido
- **Punto de ebullición:** Cuando la presión de vapor y la atmosférica son iguales.

Las propiedades del estado gaseoso

Las partículas tienen suficiente energía para vencer las fuerzas de interacción moleculares, de manera que:

- ⊗ Son compresibles
- ⊗ No se pueden modelar con arreglos moleculares repetidos
- ⊗ Cada partícula queda completamente separada de las otras
- ⊗ Las densidades de estos materiales son pequeñas
- ⊗ Llenan completamente el recipiente que los contiene.

Las propiedades de los gases se han estudiado muy extensamente.

De ahí se han obtenido las relaciones entre, la **presión**, la **temperatura**, el **volumen** y la **cantidad de materia**.

A estas relaciones les llamamos **Leyes de los gases**.

Para entenderlas tendremos que repasar algunos conceptos.

Características de los gases

Aunque diferentes gases difieren mucho en sus propiedades químicas, comparten muchas propiedades físicas.

El aire que respiramos es una mezcla de gases, principalmente:

- ⊗ 78% N₂ (inerte)
- ⊗ 21% O₂ (reactivo)

Otros gases comunes:

Fórmula	Nombre	Características
H ₂	Hidrógeno	Inflamable, más ligero que el aire.
He	Helio	Incoloro, inerte, más ligero que el aire.
HCN	Cianuro de Hidrógeno	Tóxico, se ha usado para acortar las vidas de las personas
HCl	Cloruro de Hidrógeno	Tóxico, corrosivo.
H ₂ S	Sulfuro de Hidrógeno	Tóxico, huele a huevos podridos.
CO	Monóxido de carbono	Tóxico, este gas causa las muertes de familias enteras durante el invierno.
CO ₂	Dióxido de carbono	Incoloro, inodoro, no es tóxico, pero no es respirable.
CH ₄	Metano	Incoloro, inodoro, inflamable, subproducto de la digestión.
N ₂ O	Óxido nitroso	Incoloro, olor dulce, te hace sentir chistoso.
NO ₂	Dióxido de nitrógeno	Tóxico, olor irritante, color marrón.
NH ₃	Amoniaco	Incoloro, olor penetrante.
SO ₂	Dióxido de Azufre	Incoloro, olor irritante.

Todos estos son gases y tienen en común que:

- ⊗ Son compuestos de elementos no metálicos
 - ⊗ Tienen fórmulas sencillas y por ello masas moleculares pequeñas
1. En el aire las moléculas ocupan aproximadamente 0.1% del volumen total (el resto es espacio vacío)
 2. Cada molécula se comporta como si estuviese aislada (el resultado de esto es que cada gas tiene propiedades similares a los demás)

Las sustancias que son **líquidas** o **sólidas**, en condiciones normales o estándar, pueden convertirse a otras temperaturas en **gases** y se les conoce como **vapores**.

Las propiedades más fáciles de medir de un gas son:

- ⊗ Temperatura
- ⊗ Volumen
- ⊗ Presión

Presión p

Es una propiedad que exhiben todos los gases confinados en un recipiente.

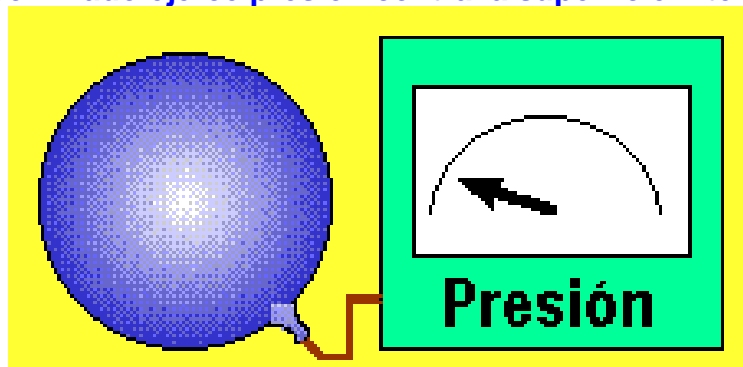
Presión (p) es la fuerza (F) que actúa en un área (A) determinada

$$presion = p = \frac{f}{A} = \frac{fuerza}{area}$$

Sus unidades son:

1atm = 760 mm (Hg)
 = 29,92 in (Hg)
 = 760 Torr
 = 14 lb/in²
 = 101325 Pa

El gas de un globo inflado ejerce presión contra la superficie interior del globo.



Se puede medir la presión que ejerce un gas en el interior de un globo.

Presión atmosférica y el barómetro

Debido a la gravedad, la atmósfera ejerce una fuerza hacia abajo y por lo tanto una **presión** en la superficie de la tierra.

- ⊗ Fuerza = (masa * aceleración) o $F = m a$
- ⊗ La gravedad de la tierra ejerce una aceleración de $9,8 \text{ m / s}^2$
- ⊗ Una columna de aire de 1 m^2 de ancho (sección transversal), de una altura igual a la que ocupa la atmósfera, tiene una masa de 10.000 kg

$$F = m \cdot a = (10000 \text{ kg}) \cdot \left(9.8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \right) = 1 \times 10^5 \frac{\text{kg} \cdot \text{m}}{\text{s}^2} = 1 \times 10^5 \text{ N}$$

$(1 \text{ Newton} = 1 \text{ N} = 1 \text{ kg m / s}^2)$

La fuerza ejercida por esta columna es de 1×10^5 Newtons

La presión, p , ejercida por la columna es la fuerza, F , dividida entre el área de su sección transversal, A :

$$p = \frac{F}{A} = \frac{1 \times 10^5 \text{ N}}{1 \text{ m}^2} = 1 \times 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} = 1 \times 10^5 \text{ Pa} = 1 \times 10^2 \text{ kPa}$$

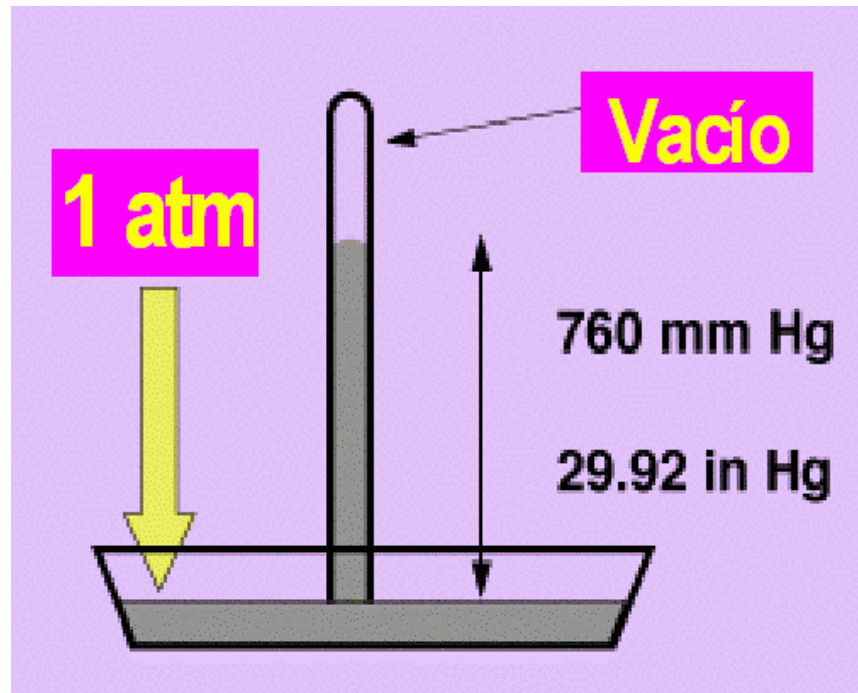
La unidad de presión en el (SI) es N m^{-2} , y se llama **pascal** ($1 \text{ Pa} = 1 \text{ N / m}^2$)

- ⊗ La presión atmosférica al nivel del mar es de aproximadamente 100 kPa

Medición de la presión atmosférica

La presión atmosférica puede medirse usando un barómetro, el cual se describe a continuación:

- ⊗ Un tubo de vidrio con una longitud algo mayor a 760 mm se cierra por un lado y se llena de mercurio
- ⊗ El tubo lleno se invierte y se coloca en un plato con mercurio, de manera que no entre el aire
- ⊗ Algo del mercurio fluye fuera del tubo, pero la columna de mercurio permanece en el mismo. El espacio superior en el tubo es esencialmente vacío.
- ⊗ Si el plato se abre a la atmósfera, la presión fluctuante de esta cambiará la altura del tubo.



Descripción gráfica de un barómetro

Presión atmosférica estándar o normal

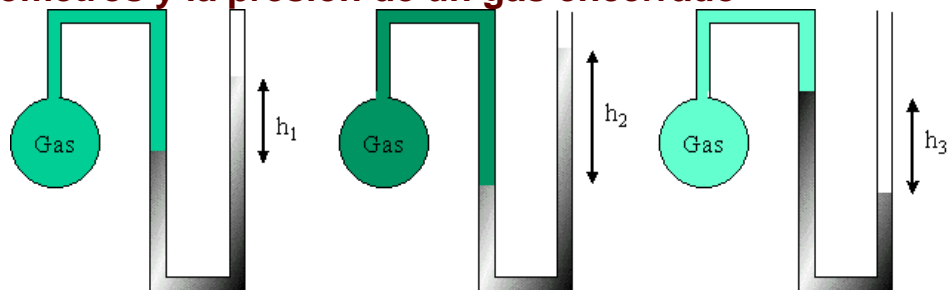
- Corresponde a la presión típica al nivel del mar.
- Es la presión necesaria para soportar una columna de 760 mm de altura de mercurio
- Es igual a $1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$

Relaciones entre las unidades de presión más comunes

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm(Hg)} = 760 \text{ torr} = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 101.135 \text{ kPa}$$

(Nótese que $1 \text{ torr} = 1 \text{ mm Hg}$)

Los manómetros y la presión de un gas encerrado



$$P_{\text{gas}} = P_{h1}$$

$$P_{\text{gas}} = P_{h2} + P_{\text{atm}}$$

$$P_{\text{gas}} = P_{\text{atm}} - P_{h3}$$

Los manómetros se emplean para medir la presión de un gas encerrado en un recipiente. Operan de manera parecida al barómetro y normalmente se hacen con mercurio.

- ⊕ Si la presión medida es **menor** que la atmosférica, se emplea un manómetro de **tubo cerrado**. En este caso la presión es meramente la diferencia entre los dos niveles en mm de Hg
- ⊕ Si la presión medida es **ligeramente menor o mayor** que la atmosférica, se emplea un manómetro de **tubo cerrado**. En este caso la diferencia de en los niveles de Hg indican la diferencia de presión respecto a la presión atmosférica de referencia. Además del Hg se pueden emplear otros líquidos, para ello debe considerarse lo siguiente:
- ⊕ La diferencia de altura en los niveles de un líquido **es inversamente proporcional a la densidad** del líquido. Esto es, que a mayor densidad del líquido, será menor la diferencia de altura del líquido.
Debido a la gran densidad del mercurio (13,6 g/ml) es posible hacer manómetros pequeños.

¿Qué unidades emplearemos al trabajar con los gases?

Para definir completamente el estado (condición) de un gas, se necesitan únicamente cuatro variables:

- ⊕ Temperatura, T
- ⊕ Presión, p
- ⊕ Volumen, V
- ⊕ Cantidad de materia, es decir número de moles, n

Propiedad	Observaciones	Unidades
Volumen		L, dm ³ , cm ³ etc.
Temperatura	Escala absoluta	K (Kelvin)
Presión		Atm, Torr, mm(Hg), lb/in ²
Cantidad de materia		Cantidades molares

Las expresiones que expresan las relaciones entre p , T , V y n se conocen como leyes de los gases.

Las leyes de los gases

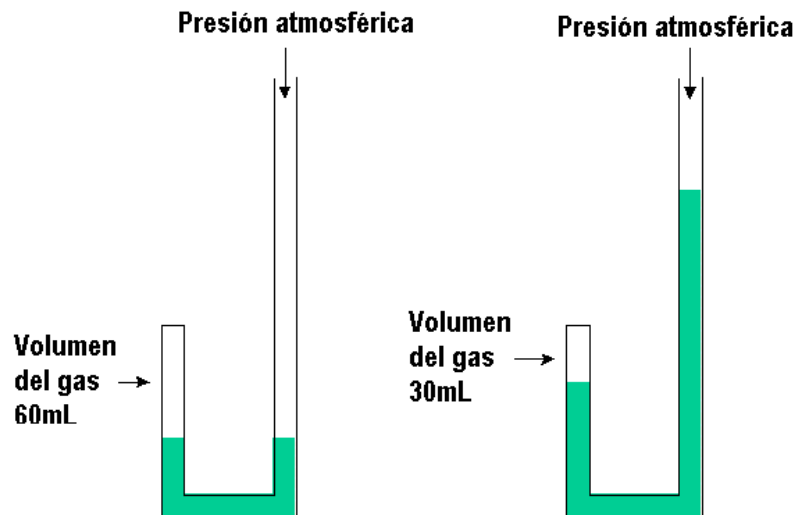
Son las leyes que muestran las relaciones entre las propiedades de los gases.

- ⊕ **Ley de Boyle**
- ⊕ **Ley de Charles**
- ⊕ **Ley de Avogadro**
- ⊕ **La ley del gas ideal que las combina a todas**

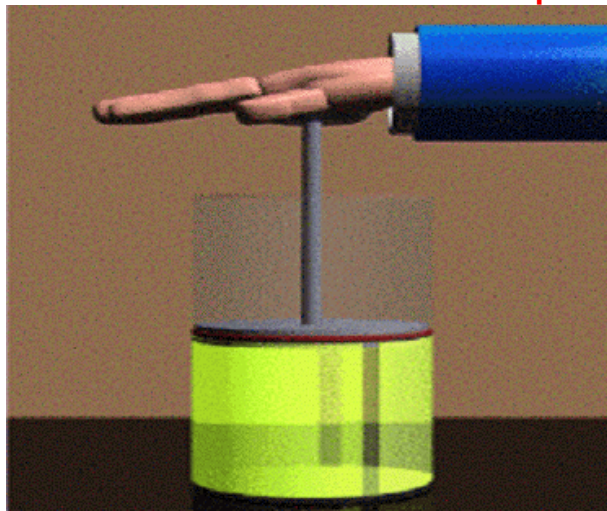
La relación entre el volumen y la presión: Ley de Boyle

Robert Boyle (1627-1691)

- ⊕ Estudia la relación entre la presión ejercida sobre un gas y el volumen resultante.
- ⊕ Utiliza un tubo en forma de J y emplea Hg para ejercer presión sobre el gas:



El volumen *decrece* al *incrementar* la presión.



Al aplicar presión, el volumen de un gas disminuye

El volumen de una cantidad fija de gas mantenido a temperatura constante inversamente proporcional a la presión

Esto se describe numéricamente así:

$$pV = k$$

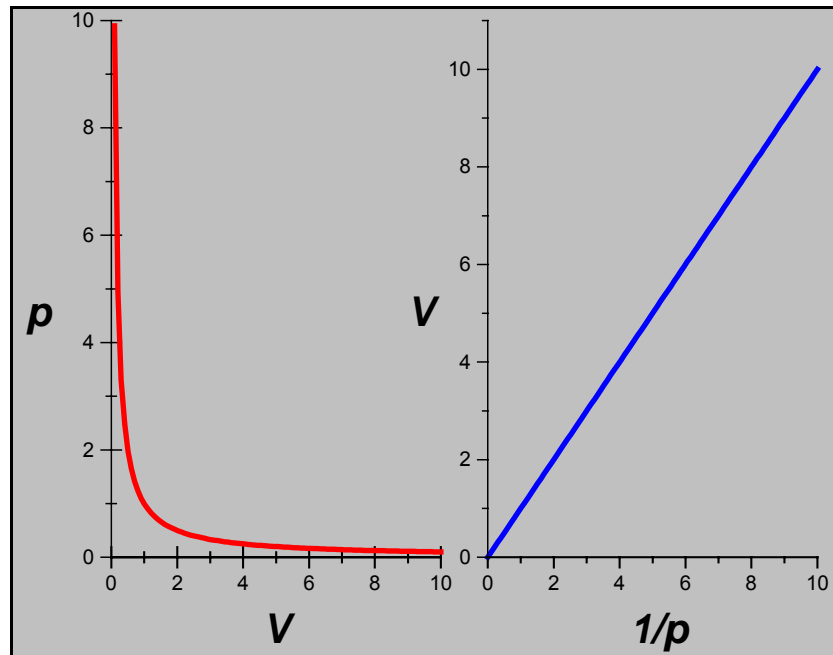
$$p_1V_1 = p_2V_2$$

o bien así:

$$V = k \cdot \frac{1}{p}$$



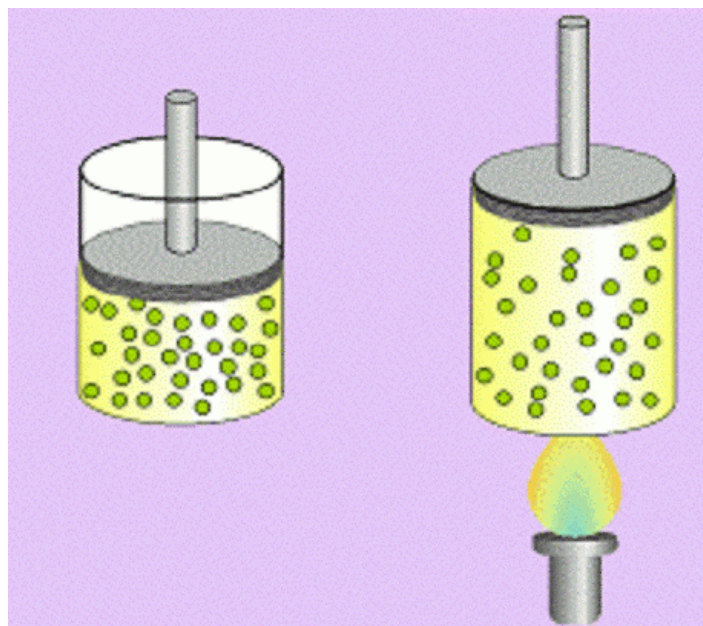
El valor de la constante depende de la temperatura y de la cantidad de gas usada.
Una gráfica de V vs. $1/P$ nos dará una recta cuya pendiente es igual a la constante.



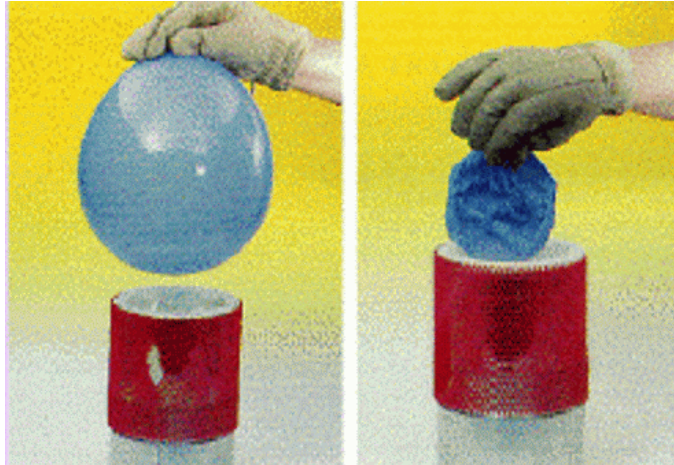
Representación gráfica de la ley de Boyle

La relación entre la temperatura y el volumen: Ley de Charles Jacques Charles (1746-1823)

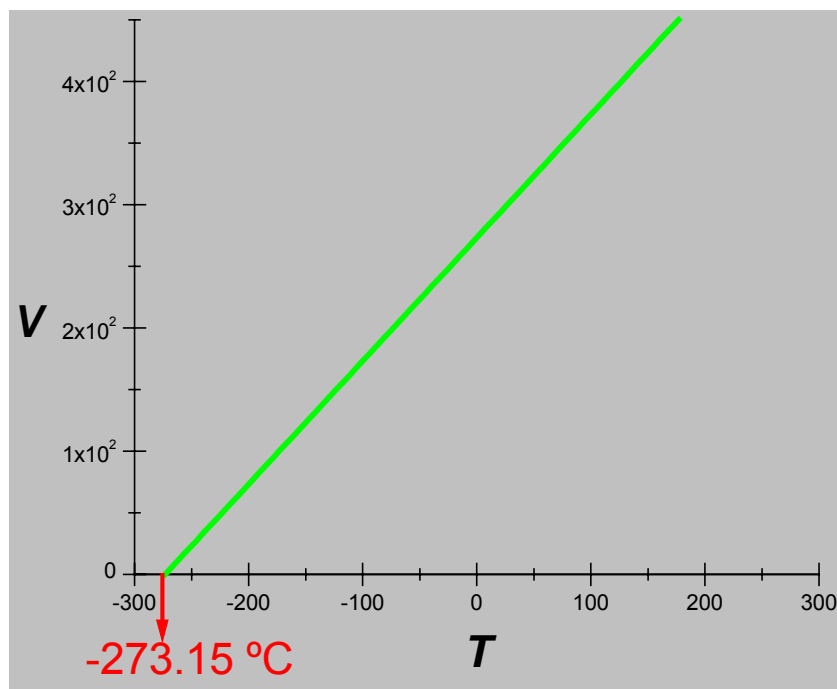
- ⊕ El volumen de una cantidad fija de gas a presión constante se incrementa linealmente con la temperatura.
- ⊕ Al extrapolar esta línea, se predice que todos los gases deberían tener un volumen de cero cuando la temperatura es igual a $-273,15^{\circ}\text{C}$ (sin embargo todos los gases se licúan o solidifican antes de llegar a esta temperatura.)



Al calentar un gas, se expande



Al enfriar un globo con N_2 líquido, el volumen decrece.



La ley de Charles

- En 1848 **William Thomson (Lord Kelvin)** propone una escala de temperatura absoluta para la cual $0^\circ K$ es igual a $-273,15^\circ C$
- La ley de Charles puede replantearse en términos de la escala absoluta así:
El volumen de una cantidad fija de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta. Manteniendo la presión constante.

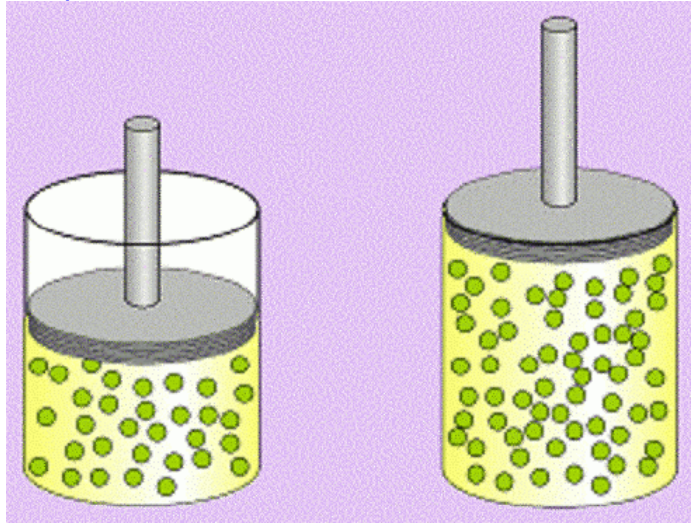
Esto se describe numéricamente así:

$$V = k \cdot T \quad \text{o} \quad \frac{V}{T} = k \quad \text{o} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- El valor de la constante depende de la cantidad de gas y de la presión.

La relación entre la cantidad de gas y el volumen: Ley de Avogadro

El volumen de un gas depende también de la cantidad de sustancia.



Al aumentar el número de moléculas de un gas a presión y temperatura constantes, el volumen crece.

Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1823), descubre la **ley de los volúmenes de combinación**:

- A una temperatura y presión dadas, el volumen de los gases que reaccionan entre sí como cocientes de números pequeños.
- Por ejemplo, dos volúmenes de hidrógeno reaccionan con un volumen de oxígeno para dar dos volúmenes de vapor de agua.

Amadeo Avogadro interpretó los datos de Gay-Lussac usando la:

● **Hipótesis de Avogadro:**

Volúmenes iguales de gases a las mismas presión y temperatura tienen el mismo número de moléculas

● Una mol de cualquier gas (i.e. $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de gas) a 1 atmósfera de presión and 0°C ocupan aproximadamente 22,4 litros.

● **La ley de Avogadro:**

El volumen de un gas a presión y temperatura constantes es directamente proporcional al número de moles del gas.

Esto se describe numéricamente así:

$$V = kn$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

- Al duplicar el número de moles de un gas el volumen se duplicará siempre y cuando **T** y **P** permanezcan constantes.

La ecuación del gas ideal

La combinación de las leyes de Boyle, Charles y Avogadro, da como resultados la ley de los gases ideales.

Las tres leyes de los gases derivadas de las relaciones entre dos propiedades físicas de un gas mientras se mantienen las dos restantes constantes son:

La ley de Boyle : $V \propto \frac{1}{p}$ (n y T , constantes)

La ley de Charles : $V \propto T$ (n y p , constantes)

La ley de Avogadro : $V \propto n$ (p y T , constantes)

Al combinarse en una sola relación se obtiene una ley de los gases más general:

$$V \propto \frac{nT}{p}$$

Si a la constante de proporcionalidad la llamamos R se obtiene:

$$V = R \left(\frac{nT}{p} \right)$$

Que al reorganizarse nos da una forma que es familiar:

$$pV = nRT$$

A esta ecuación se le conoce como la **ecuación del gas ideal**

Donde:

p	Presión (atm)
V	Volumen (L o dm ³)
n	Número de moles
T	Temperatura (K)
R	0,0821(L.atm / °K.mol)

☉ Un “gas ideal” es aquel cuyo comportamiento físico queda descrito correctamente por la ecuación anterior.

☉ A R se le conoce como la constante de los gases

¿Cómo se determina R ?

A partir de las condiciones normales y de la ley de los gases.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad R = \frac{pV}{nT} = \frac{1 \text{ atm} \times 22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ K}}$$

$$R = 0.0821 \frac{\text{atmL}}{\text{molK}}$$

Esta ecuación lo dice todo y sólo tenemos que eliminar los parámetros que sean constantes.

$$\frac{p_1 V_1}{n_1 T_1} = R = \frac{p_2 V_2}{n_2 T_2}$$

Condiciones normales (STP o CNPT)

Las condiciones normales o estándar (*standard*) se definen así:

Presión estándar = 273 °K

Temperatura estándar = 1 atm

En estas condiciones una mol de gas tiene un volumen de 22,4 L

- ⊕ Los valores y unidades de R dependen de las unidades para determinar p , V , n y T
- ⊕ La Temperatura, T , siempre debe expresarse en unidades absolutas (K)
- ⊕ La cantidad de gas, n , normalmente se expresa en **moles**
- ⊕ Las unidades más empleadas para presión y volumen son atmósferas (**atm**) y litros (**L**), aunque pueden emplearse otras muchas unidades
- ⊕ pV puede tener unidades de energía:
Sabemos que la Energía cinética de un cuerpo (E_k) es:

$$E_k = \frac{1}{2} m v^2$$

y una medida de energía es el joule:

$$1 \text{ Joule} = 1 \text{ kg} \cdot \frac{\text{m}^2}{\text{s}^2}$$

También sabemos que la fuerza (**F**) es igual a la masa (**m**) por la aceleración (**a**):

$$F = m \cdot a$$

$$F = \frac{kg \cdot m}{s^2}$$

También sabemos que una medida de la fuerza es el Newton (**N**):

$$1N = 1 \frac{kg \cdot m}{s^2}$$

Por tanto:

$$1Joule = 1Newton \cdot m$$

Por otro lado, sabemos que la presión es la fuerza por unidad de área:

$$p = \frac{F}{A}$$

y sabemos que las unidades de presión en (SI) son los pascuales (**Pa**):

$$1Pa = 1 \frac{N}{m^2} = 1 \frac{kg \cdot \frac{m}{s^2}}{m^2} = 1 \frac{kg}{m \cdot s^2}$$

Ahora bien, también sabemos que:

$$pV = \left(1 \frac{kg}{m \cdot s^2} \right) \cdot (m^3) = 1 \frac{kg \cdot m^2}{s^2} = J$$



Por lo tanto, **R** incluye términos de energía como *Joules* o *calorías*

Valores de la constante de los gases R	
Unidades	Valor
L atm / mol K	0,08206
cal / mol K	1,987
J / mol K	8,314
m ³ Pa / mol K	8,314
L torr / mol K	62,36

Ejemplos:

1. Si tenemos 1,0 mol de gas a 1,0 atm de presión a 0°C (273,15 K), ¿cuál será el volumen?

$$pV = nRT$$

$$V = nRT/p$$

$$V = (1.0 \text{ mol})(0,0821 \text{ L atm/mol K})(273 \text{ K})/(1,0 \text{ atm})$$

$$V = 22,41 \text{ L}$$

0 °C y 1 atm de presión se conocen como **standard temperature and pressure (STP)** en inglés o **condiciones de temperatura y presión estándar o normales (CNPT)**.

El volumen molar de un gas ideal (cualquiera) es 22,4 litros en CNPT

2. Las sales de nitrato (NO_3^-) al calentarse producen nitritos (NO_2^-) y oxígeno (O_2), una muestra de nitrato de potasio se calienta de manera que el gas O_2 producido se recolecta en un matraz de 750 ml. La presión de este gas en el matraz es de 2,8 atmósferas y la temperatura medida es de 53,6 °C.

¿Cuántas moles de O_2 se han producido?

$$pV = nRT$$

$$n = pV/RT$$

$$n = (2,8 \text{ atm} * 0,75 \text{ L}) / (0,0821 \text{ L atm} / \text{mol K} * (53,6 + 273)\text{K})$$

$$n = (2,1 \text{ atm L}) / (26,81 \text{ L atm} / \text{mol})$$

$$n = 0,078 \text{ mol de } \text{O}_2$$

Relaciones entre la ley del gas ideal y las leyes de los gases

Las leyes de Boyle, Charles y Avogadro son casos especiales de la ley del gas ideal

- Si la temperatura y la cantidad de un gas se mantienen constantes:

$$pV = nRT$$

$$pV = \text{constante}$$

$$p = \text{constante} \cdot \left(\frac{1}{V}\right)$$

$$p \propto \left(\frac{1}{V}\right) \dots \dots (Boyle)$$

- Si la presión y la cantidad de gas se mantienen constante entonces:

$$pV = nRT$$

$$V = \left(\frac{nR}{p} \right) \cdot T$$

$$V = \text{constante} \cdot T$$

$$V \propto T \dots\dots (\text{Charles})$$

- Si la temperatura y la presión se mantienen constantes:

$$pV = nRT$$

$$V = n \cdot (RT/p)$$

$$V = \text{constante} \cdot n$$

$$V \propto n \dots\dots (\text{Avogadro})$$

- Una situación muy común es aquella donde p , V y T cambian para una cantidad fija de gas:

$$pV = nRT$$

$$\left(\frac{pV}{T} \right) = nR = \text{constante}$$

- En esta situación, (pV/T) es una constante, de manera que al comparar el sistema antes y después de los cambios de p , V o T :

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Ejemplo:

- Una muestra de 1 litro de aire a temperatura ambiente (25 °C) y una presión de (1 atm) se comprime a un volumen de 3,3 mL a una presión de 1.000 atm. ¿Cuál será la temperatura del aire en la muestra?

$$\frac{1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{298 \text{ K}} = \frac{1000 \text{ atm} \cdot 0.0033 \text{ L}}{T_2}$$

$$T_2 = 298 \text{ K} \cdot 3.3$$

$$T_2 = 983 \text{ K} = 710^\circ \text{ C}$$

Ejemplos:**Uso de la ley de los gases ideales**

4. ¿Cuál es el volumen de 2,00 moles de a 3,50 atm y 310 K?

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$$

$$= \frac{(2.00 \text{ mol})(0.0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}})(310 \text{ K})}{3.50 \text{ atm}}$$

$$= 14.5 \text{ L}$$

5. Si un gas tiene un volumen de 3,0 L a 250 K, ¿qué volumen tendrá a 450 K, a n y p constantes?

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{¡Ley de Charles!}$$

$$\frac{V_1 T_2}{T_1} = V_2 = \frac{(3.0 \text{ L})(450 \text{ K})}{(250 \text{ K})} = 5.4 \text{ L}$$

Masa molar y densidad de un gas**Densidad**

⊕ Considerando que la densidad tiene unidades de masa por unidad de volumen, y como podemos expresar la ley de los gases así:

$$\frac{n}{V} = \frac{p}{R \cdot T}$$

⊕ Encontramos que: (n/V) tiene unidades de **moles / litro**.

⊕ Si conocemos la masa molar del gas, podemos convertirlo a **gramos / litro** (masa / volumen.)

⊕ La **masa molar (M)** es el número de gramos en una mol de sustancia. Al multiplicar ambos lados de la ecuación de arriba por la masa molar:

$$\frac{n \cdot M}{V} = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$

⊕ El lado izquierdo de la ecuación es ahora el número de gramos por unidad de volumen, o la masa por unidad de volumen (o sea la **densidad**)

⊕ Entonces, la densidad (**d**) de un gas puede determinarse así:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$

☉ De manera alternativa, si conocemos la densidad del gas, podemos determinar la masa molar del mismo:

$$M = \frac{d \cdot R \cdot T}{\rho}$$

Ejemplo:

6. ¿Cuál será la densidad del vapor de tetracloruro de carbono a 714 torr y 125°C? La masa molar del CCl₄ es 12,0 + (4*35,5) = 154 g / mol. 125°C en Kelvin serán (273+125) = 398K. Como las unidades de presión son torr, el valor de R, será 62,36 L torr / mol K.

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$

$$d = \frac{(714 \text{ torr})(154 \text{ g/mol})}{(62.36 \text{ L} \cdot \text{torr/mol} \cdot \text{K})(398 \text{ K})}$$

$$d = 4.43 \text{ g/L}$$

El último suspiro del Emperador

¿Cuántas moléculas del último suspiro de Cuauhtemoc estas respirando hoy?

Se sabe que:

- ☉ Una aspiración = 2 litros de aire a una presión de 730 mm Hg y 37 °C.
- ☉ La tierra es una esfera cuyo radio es 6.370 km la presión barométrica promedio es de 760 mm Hg. (d de Hg = 13,6 g / cm³)
- ☉ La masa molecular promedio del aire es de 29 g / mol.
 1. Número de moles en el último suspiro de Cuauhtemoc:

$$n = P V / R T = (0,96 \text{ atm})(2 \text{ L}) / (0,0821 \text{ L atm} / \text{mol K})(310 \text{ K})$$

$$n = 0,075 \text{ mol}$$
 2. Número de moles en la atmósfera:
 - a. Área superficial de la tierra:

$$A = (4)(\pi)(r^2)$$

$$A = 5,10 \times 10^{14} \text{ m}^2$$
 - b. Presión de la atmósfera en la superficie de la tierra:

$$P = 760 \text{ mm Hg} = 1,01 \times 10^5 \text{ Pa} = 1,01 \times 10^5 \text{ N/m}^2$$

$$P = 1,01 \times 10^5 \text{ kg} / \text{m s}^2$$
 - c. Fuerza de la atmósfera en la tierra

$$P = F / A$$
 Por tanto

$$F = (P)(A)$$

$$F = (1,01 \times 10^5 \text{ kg} / \text{m s}^2)(5,10 \times 10^{14} \text{ m}^2)$$

$$F = 5,15 \times 10^{19} \text{ kg m} / \text{s}^2$$
 - d. Masa de la atmósfera
 Fuerza = (masa)(aceleración)

Por tanto

masa = Fuerza / aceleración

$m = (5,15 \times 10^{19} \text{ kg m} / \text{s}^2) / (9,8 \text{ m} / \text{s}^2)$ nota: aceleración de la gravedad

$m = 5,26 \times 10^{18} \text{ kg}$ or $5,26 \times 10^{21} \text{ g}$

e. Moles en la atmósfera

$\text{moles} = (5,26 \times 10^{21} \text{ g}) (1 \text{ mol} / 29 \text{ g})$

$\text{moles} = 1,81 \times 10^{20} \text{ mol}$

3. Fracción de la atmósfera que respiró el emperador en su último aliento:

$(0,075 \text{ mol}) / (1,81 \times 10^{20} \text{ mol}) = 4,14 \times 10^{-22}$

4. Moles del último aliento del Cuauhtemoc la última vez que respiraste

:

Suponiendo que tus aspiraciones tienen un promedio de $0,075 \text{ mol}$

$(0,075 \text{ mol}) (4,14 \times 10^{-22}) = 3,11 \times 10^{-23} \text{ mol}$

5. Número de moléculas:

$(6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas} / \text{mol}) (3,11 \times 10^{-23} \text{ mol}) = 18,7 \text{ moléculas}$

Mezcla de gases y presiones parciales

¿Que hacemos cuando trabajamos con gases compuestos por una mezcla de dos o más sustancias diferentes?

John Dalton (1766-1844) propone:

Ley de Dalton de las presiones parciales:

La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que cada uno ejercería si estuviese solo.

$$p_t = p_1 + p_2 + p_3 \dots$$

Así en el caso del aire, cada uno de los gases que lo componen contribuye a su presión total:

$$p_{\text{Aire}} = p_{\text{N}_2} + p_{\text{O}_2} + p_{\text{CO}_2} + p_{\text{H}_2\text{O}} + p_{\text{Ar}} + \dots$$

La presión parcial de un gas:

⊕ p_t es la presión total de una muestra que tiene una mezcla de gases

⊕ $p_1, p_2, p_3, \text{ etc.}$ son las **presiones parciales** de cada uno de los gases de la mezcla

$$p_t = p_1 + p_2 + p_3 \dots$$

Si cada uno de los gases se comportara como si los otros no estuvieran, podríamos aplicar la ley del gas ideal a cada componente:

⊕ Para el primer componente, n_1 = número de moles del componente #1 en la muestra

⊕ La presión del componente #1 será:

$$p_1 V_1 = n_1 R T_1$$

$$p_1 = \frac{n_1 R T_1}{V_1}$$

☉ Para los demás componentes hacemos lo mismo:

☉ Por tanto la presión total p_t será:

$$p_t = p_1 + p_2 + p_3 + \dots = \frac{n_1 R T_1}{V_1} + \frac{n_2 R T_2}{V_2} + \frac{n_3 R T_3}{V_3} + \dots$$

☉ Como todos los componentes comparten la misma temperatura y presión:

$$p_t = p_1 + p_2 + \dots = \frac{n_1 R T_1}{V_1} + \frac{n_2 R T_2}{V_2} + \dots = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots) \frac{R T}{V}$$

☉ Dado que la suma del número de moles de cada componente es igual al número total de moles de moléculas de gas en la muestra:

$$p_t = n_t \frac{R \cdot T}{V}$$

A temperatura y volumen constantes, la presión de una muestra de gas se determina por el número de moles totales presentes, ya sea que este represente a una mezcla o una sola sustancia

Ejemplo:

7. Una mezcla gaseosa hecha con 10 g de oxígeno y 5 g de metano se pone en un recipiente de 10 L a 25 °C. ¿Cuál será la presión parcial de cada gas, y cuál la presión total en el recipiente?

$$(10 \text{ g O}_2)(1 \text{ mol} / 32 \text{ g}) = 0,313 \text{ mol O}_2$$

$$(10 \text{ g CH}_4)(1 \text{ mol} / 16 \text{ g}) = 0,616 \text{ mol CH}_4$$

$$V = 10 \text{ L}$$

$$T = (273+25)K = 298 \text{ K}$$

$$p_{\text{O}_2} = 0.313 \text{ mol} \left(\frac{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K})(273 \text{ K})}{10 \text{ L}} \right) = 0.702 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CH}_4} = 0.616 \text{ mol} \left(\frac{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K})(273 \text{ K})}{10 \text{ L}} \right) = 1.403 \text{ atm}$$

$$p_t = p_{\text{O}_2} + p_{\text{CH}_4} = 0,702 \text{ atm} + 1,403 \text{ atm} = 2,105 \text{ atm}$$

Presiones parciales y fracción molar

El cociente entre la presión parcial de un componente y la presión total es:

$$\frac{p_1}{p_t} = \frac{n_1 R \cdot T / V}{n_t R \cdot T / V}$$

Entonces

$$\frac{p_1}{p_t} = \frac{n_1}{n_t} = X_1$$

- ⊕ El valor (n_1/n_t) se llama **fracción mol** del gas componente
- ⊕ La **fracción mol** (X) de un componente es un número adimensional, que expresa la proporción entre el número de moles de dicho componente respecto al total de moles de la muestra

El cociente entre la presión parcial de un componente y la presión total de la muestra es igual a la fracción molar del componente

- ⊕ Como la ecuación anterior puede arreglarse así:

$$p_1 = \left(\frac{n_1}{n_t} \right) p_t = X_1 p_t$$

La presión parcial de un componente de la mezcla es igual a fracción molar multiplicado por la presión total

Ejemplos:

8. Una atmósfera sintética se hace mezclando 2 mol % de CO_2 , 20 mol % de O_2 y 78 mol % N_2 . Si la presión total es de 750 torr, calcula la presión parcial del O_2 .
La fracción molar de O_2 es $(20/100) = 0.2$
Entonces la presión parcial es $= (0.2)(750 \text{ torr}) = 150 \text{ torr}$
 9. ¿Si necesitamos 25 L de esta atmósfera, a 37°C , cuantas moles de O_2 se necesitan?
 $P_{\text{O}_2} = 150 \text{ torr} (1 \text{ atm}/760 \text{ torr}) = 0,197 \text{ atm}$
 $V = 25 \text{ L}$
 $T = (273+37)\text{K} = 310\text{K}$
 $R = 0,0821 \text{ L atm / mol K}$
 $PV = n R T$
 $n = (PV)/(R T) = (0,197 \text{ atm} * 25 \text{ L})/(0,0821 \text{ L atm/mol K} * 310\text{K})$
 $n = 0,194 \text{ mol}$
-

Volúmenes de los Gases en las Reacciones Químicas

- Los gases son a menudo reactivos o productos de las reacciones químicas
- Las ecuaciones balanceadas indican el número de moles que reaccionan y el número de moles que se forman
- Para los gases, el número de moles se relaciona con la presión (P), el volumen (V) y la temperatura (T)

Ejemplos:

10. La síntesis de ácido nítrico se lleva a cabo haciendo la siguiente reacción:



¿Cuántas moles de ácido nítrico se pueden preparar usando 450 L de NO_2 a una presión de 5,0 atm y una temperatura de 295 K?

$$(5,0 \text{ atm})(450 \text{ L}) = n(0,0821 \text{ L atm/mol K})(295 \text{ K})$$

$$= 92,9 \text{ mol NO}_2$$

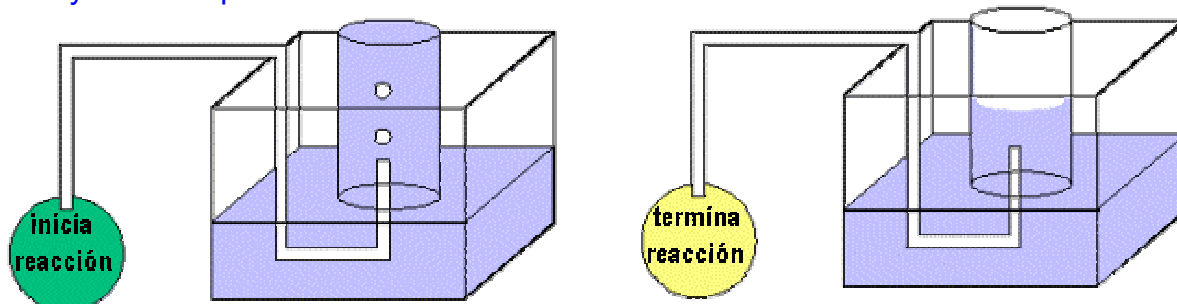
$$92,9 \text{ mol NO}_2 (2\text{HNO}_3/3\text{NO}_2) = 61,9 \text{ mol } 2\text{HNO}_3$$

Recolección de gases en agua

- En algunos experimentos es necesario determinar la cantidad de gas producido en una reacción
 - A veces el gas se recolecta usando una cuba de agua
- El perclorato de potasio al calentarse genera oxígeno:



- El oxígeno se recolecta usando una cuba de agua y un vaso de precipitados de cabeza y un tubo que lo conecte al reactor.



Recolección de un gas empleando una cubeta y un vaso de precipitados

- El volumen de gas recolectado se mide ajustando el vaso de manera que el nivel de agua en el vaso sea el mismo que el de la cuba. Cuando los niveles son iguales, la presión dentro del vaso es la misma que la de la cuba (i.e. 1 atm)

- La presión total dentro del vaso será igual a la suma de la presión del gas recolectado y la presión del vapor del agua en equilibrio con el agua líquida

$$p_t = p_{\text{O}_2} + p_{\text{H}_2\text{O}}$$

- Para determinar cuál es la presión de vapor del agua a la temperatura escogida, consultamos una tabla como esta:

Temperatura (°C)	Presión (torr)
0	4,58
25	23,76
35	42,2
65	187,5
100	760,0

Ejemplo

Una muestra de KClO_3 se descompone parcialmente, produciendo O_2 el cual se recolecta de agua. El volumen recolectado es de 0.25 L a 25 °C y la presión total es de 765 torr.

11. ¿Cuántos moles de O_2 se recolectaron?

$$P_t = 765 \text{ torr} = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{O}_2} + 23,76 \text{ torr}$$

$$P_{\text{O}_2} = 765 - 23,76 = 741,2 \text{ torr}$$

$$P_{\text{O}_2} = 741,2 \text{ torr} (1 \text{ atm}/760 \text{ torr}) = 0,975 \text{ atm}$$

$$PV = nRT$$

$$(0,975 \text{ atm})(0,25 \text{ L}) = n(0,0821 \text{ L atm/mol K})(273 + 25) \text{ K}$$

$$n = 9,96 \times 10^{-3} \text{ mol O}_2$$

12. ¿Cuántos gramos de KClO_3 se descompusieron?

$$9,96 \times 10^{-3} \text{ mol O}_2 (2 \text{ KClO}_3 / 3 \text{ O}_2) = 6,64 \times 10^{-3} \text{ mol KClO}_3$$

$$6,64 \times 10^{-3} \text{ mol KClO}_3 (122,6 \text{ g/mol}) = 0,814 \text{ g KClO}_3$$

13. ¿Si el O_2 estuviese seco, que volumen ocuparía a la misma T y P ?

$$P_{\text{O}_2} = (P_t)(X_{\text{O}_2}) = 765 \text{ torr} (1,0) = 765 \text{ torr} (1 \text{ atm}/760 \text{ torr}) = 1,007 \text{ atm}$$

$$(1,007 \text{ atm})(V) = (9,96 \times 10^{-3} \text{ mol})(0,0821 \text{ L atm/mol K})(273 + 25) \text{ K}$$

$$V = 0,242 \text{ L}$$

O también si conocemos n , y la temperatura, T , se mantiene constante podemos usar la ley de Boyle:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$V_2 = (P_1 V_1) / P_2$$

$$V_2 = (741,2 \text{ torr} * 0,25 \text{ L}) / (765 \text{ torr})$$

$$V_2 = 0,242 \text{ L}$$

Teoría Cinética Molecular, una vista más

La ecuación del gas ideal

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

describe como se comportan los gases.

- ☉ Un gas se expande al calentarlo a presión constante
- ☉ La presión del gas crece al comprimirlo a temperatura constante

¿Por qué se comportan de esta manera los gases?

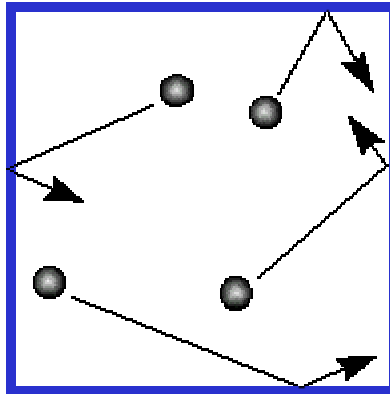
¿Que les pasa a las partículas de un gas al cambiar las condiciones de T y p ?

La teoría Cinética Molecular responde estas y otras preguntas ("teoría de las moléculas en movimiento"; fue propuesta por **Rudolf Clausius, 1857**) y para ello propone las siguientes suposiciones:

1. Los gases consisten de un número muy grande de partículas muy pequeñas y que pueden ser átomos o moléculas que están en movimiento **continuo** y **azaroso**.
2. El volumen de las moléculas de un gas es **despreciable** al compararse con el volumen total del recipiente que lo contiene
3. Las fuerzas de atracción y repulsión entre las moléculas de un gas son **despreciables**
4. La energía cinética promedio de las partículas no cambia con el tiempo (siempre y cuando la temperatura permanezca constante.) La energía de las partículas puede transferirse si chocan (pero todas las colisiones son totalmente elásticas)
5. La energía promedio de las partículas es proporcional a la temperatura absoluta. A una temperatura dada, las moléculas de todos los gases tienen la misma energía cinética.

Presión

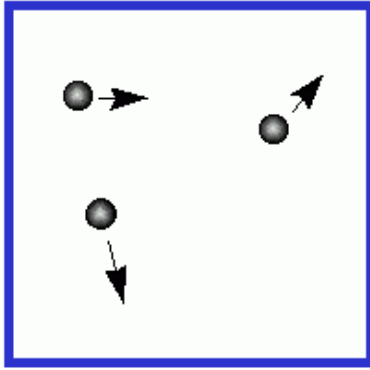
- ⊕ La presión de un gas es causada por las colisiones de las partículas contra las paredes del recipiente.
- ⊕ La magnitud de la presión se relaciona a que tan fuerte y cuan a menudo las partículas chocan contra la pared.
- ⊕ La fuerza con la que las partículas chocan contra la pared puede relacionarse con la velocidad de las moléculas y con su masa.



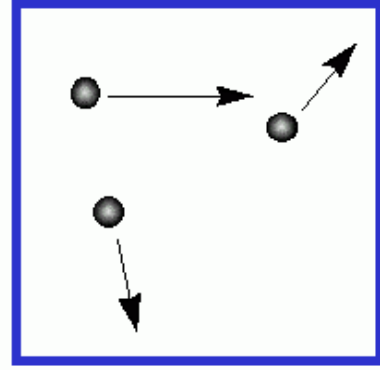
La presión esta relacionada con la fuerza y las veces que chocan contra las paredes del recipiente

Temperatura Absoluta

- ⊕ La **temperatura absoluta** de un gas es una medida de la **energía cinética promedio** de las partículas que lo componen
- ⊕ Si dos gases diferentes están a la misma temperatura sus partículas tienen la misma energía cinética
- ⊕ Si la temperatura de un gas se duplica, la energía cinética promedio de sus partículas se duplica



Entre menor sea la energía cinética
menor será la temperatura absoluta



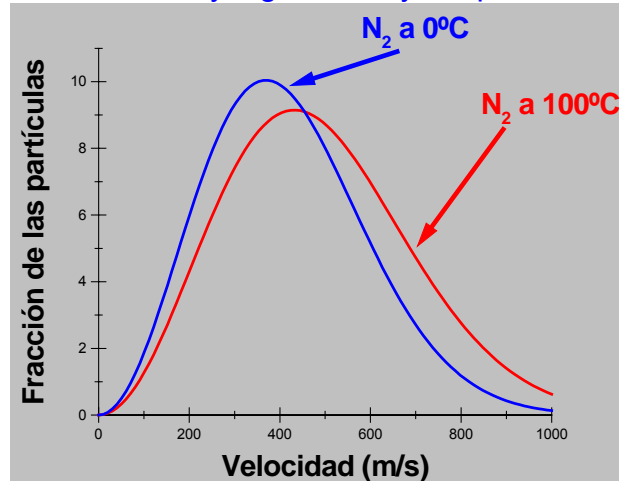
Entre mayor sea la energía cinética
mayor será la temperatura absoluta

La energía cinética se representa aquí como vectores (flechas), entre mayor es el tamaño de la flecha más energía tiene la partícula.

La temperatura está relacionada con la energía cinética de las partículas que componen al gas.

Velocidades moleculares

- Aunque las partículas de una muestra de gas tienen una energía cinética promedio (y por lo tanto una velocidad promedio) cada partícula se mueve a una velocidad diferente
- Algunas rápido, otras no tanto y algunas muy despacio



A mayores temperaturas una mayor fracción de las partículas se mueven a mayor velocidad

¿Que velocidad (rapidez) tiene una particular con una cierta energía cinética promedio?

- La energía cinética promedio, ϵ , se relaciona a la velocidad cuadrática media u así:

$$\epsilon = \frac{1}{2} mu^2$$

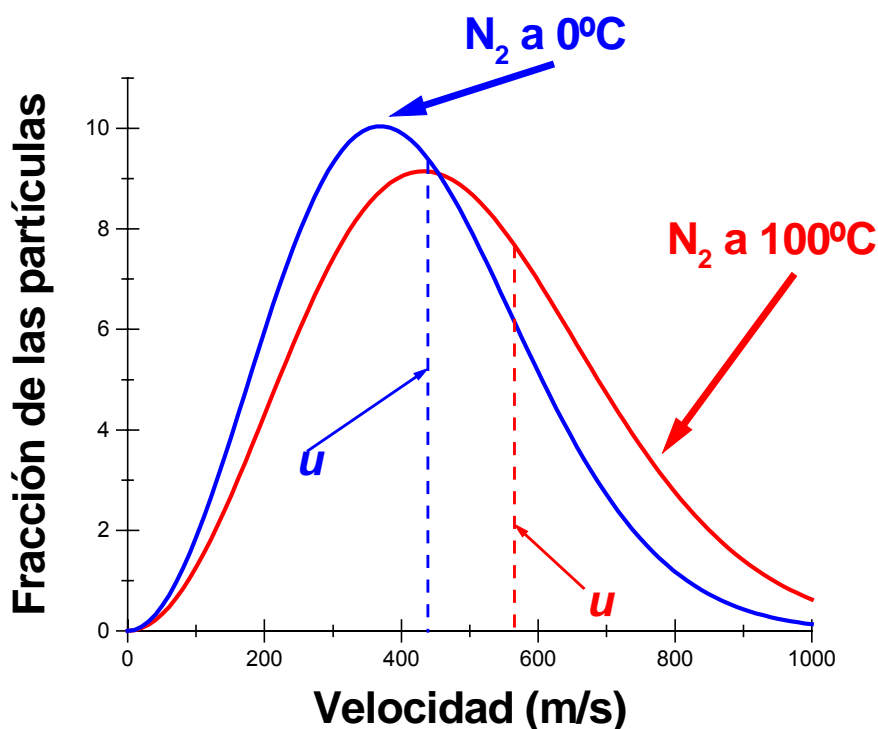
Ejemplo:

14. Supongamos que en la muestra que examinamos tenemos cuatro partículas. Sus velocidades son 3,0 4,5 5,2 y 8,3 m / s. La velocidad **promedio** es:

$$\frac{3.0 + 4.5 + 5.2 + 8.3}{4} = 5.25$$

La velocidad cuadrática media es:

$$\sqrt{\frac{(3.0)^2 + (4.5)^2 + (5.2)^2 + (8.3)^2}{4}} = 5.59$$



Debido a que la masa de las partículas no varía, la velocidad cuadrática promedio crece al crecer la temperatura

Aplicación de la teoría cinética molecular a las leyes de los gases

Efecto del incremento del volumen a temperatura constante

- ☉ Temperatura constante significa que la energía cinética promedio de las partículas permanece constante
- ☉ Esto significa que la velocidad cuadrática media, u , no cambia
- ☉ Si la velocidad cuadrática media no cambia, pero el volumen crece, y esto a su vez significa que habrá menos colisiones con las paredes del recipiente en un periodo de tiempo dado
- ☉ Por lo tanto la presión decrecerá (**ley de Boyle**)

Efecto del incremento de la temperatura a volumen constante

- ⊕ Un incremento de la temperatura significa un incremento en la energía cinética de las partículas y entonces esto a su vez indica un incremento en u
- ⊕ Tendremos más colisiones por unidad de tiempo, y además, el momento de estas colisiones crece (o sea que las partículas le pegan mas fuerte a las paredes)
- ⊕ Por tanto habrá un incremento de la presión
- ⊕ Si ahora permitimos que cambia el volumen para mantener la presión constante, **el volumen crecerá al incrementar la temperatura (Ley de Charles)**

Difusión y efusión

Los gases tienden a moverse aleatoriamente en los recipientes que los contienen. Esto da como resultado, que dos gases separados tiendan a mezclarse entre sí una vez que dejan de tener las restricciones que los separaban.

Los mecanismos por medio de los que ocurre dicha mezcla, son:

Difusión: Mezcla aleatoria y espontánea de las moléculas de dos gases

Efusión: Escape de moléculas de un gas a través de agujeros en una barrera.

La teoría cinética molecular dice que

La energía cinética promedio de las partículas es proporcional a la temperatura absoluta

⊕ Entonces, a una temperatura dada dos gases diferentes (e.g. He y Xe) tendrán la misma energía cinética promedio

⊕ El gas más ligero tiene mucha menor masa, pero la misma energía cinética, **por lo tanto su velocidad cuadrática media (u) debe ser mucho mayor que la del gas más pesado**

$$u = \sqrt{\frac{3R \cdot T}{M}}$$

donde M es la masa molar.

Ejemplo:

15. 15. Calcula la velocidad cuadrática media, u , de una molécula N_2 a temperatura ambiente (25°C)

$$T = (25+273)\text{K} = 298\text{K}$$

$$M = 28 \text{ g/mol} = 0,028 \text{ kg/mol}$$

$$R = 8,314 \text{ J/mol K} = 8,314 \text{ kg m}^2 / \text{s}^2 \text{ mol } ^\circ\text{K}$$

$$u = \sqrt{\frac{3 \cdot 8.314 \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2 \text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298\text{K}}{0.028 \frac{\text{kg}}{\text{mol}}}} = 515 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

¡Nótese que va hechísima la raya!

Calcula la velocidad en km por hora.

Efusión

Se define como la velocidad de escape de un gas a través de un poro o de un agujero pequeño.

- ⊕ El latex es un material poroso, con el cual se hacen los globos
- ⊕ Los globos llenos de Helio se desinflan más rápido que los que están llenos de aire.
- ⊕ La rapidez de efusión, r , es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de la masa molar M :

$$r \propto \sqrt{\frac{1}{M}}$$

además un gas ligero tiene una menor rapidez de efusión que uno pesado:

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Bases de la efusión

- ⊕ La única manera que en que un gas puede salirse de un recipiente con un agujero, es que una de sus partículas choque contra el agujero y escape.
- ⊕ El número de choques crecerá conforme la velocidad de las moléculas crezca.
- ⊕ Esto significa que:

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} = \frac{u_1}{u_2}$$

Difusión:

Se define como la dispersión de una sustancia a través del espacio, o a través de otra sustancia

Difusión y camino libre medio.

- ⊕ Como en el caso de la efusión, la difusión de un gas es más rápida para las partículas ligeras que para las pesadas.
- ⊕ La rapidez relativa de difusión de dos moléculas se expresa con la siguiente ecuación:

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

- ⊕ Aunque la velocidad de las moléculas es muy grande, **las velocidades de difusión son menores que estas debido a las colisiones moleculares.**
- ⊕ Debido a la densidad de las partículas que forman la atmósfera, ocurren colisiones aproximadamente 10^{10} veces por segundo

- ⊕ Es debido a estas colisiones, que la dirección de una particular de gas en la atmósfera cambia continuamente.
- ⊕ A la distancia que una molécula atraviesa antes de tener una colisión, se conoce como **camino libre medio**
- ⊕ Entre mayor sea la densidad de un gas, menor es el **camino libre medio** y por tanto mayor será la posibilidad de que ocurra una colisión.
- ⊕ Al nivel del mar el **camino libre medio** es de alrededor de 60 nm
- ⊕ A 100 km de altitud la atmósfera es menos densa, y el **camino libre medio** es de alrededor de 0.1 m (más o menos 1 millón de veces más largo que a nivel del mar)

Ley de Graham

Relaciona las velocidades de difusión (o efusión) de dos gases con sus masas.

$$\frac{r_A}{r_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

Esta ley indica que a mayor tamaño de una molécula, su movimiento será más lento.

Gases Reales

Comportamiento de los gases reales

Los gases reales desobedecen la ley del gas ideal en varios grados

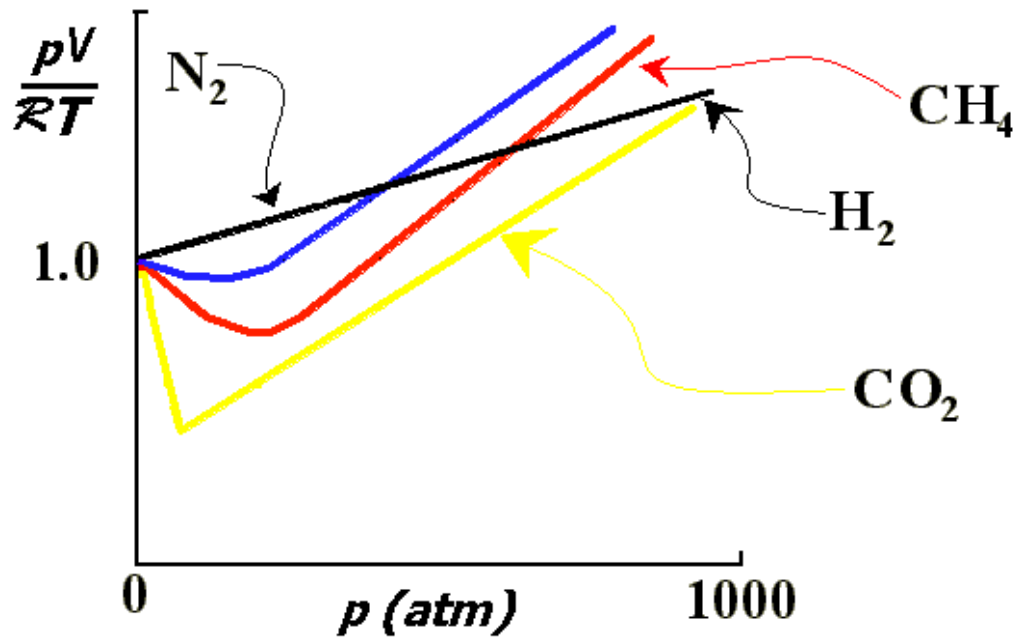
- ⊕ Podemos escribir la ley del gas ideal así:

$$\frac{pV}{RT} = n$$

- ⊕ Para una muestra de 1.0 mol de gas, $n = 1.0$ y por tanto:

$$\frac{pV}{RT} = 1.0$$

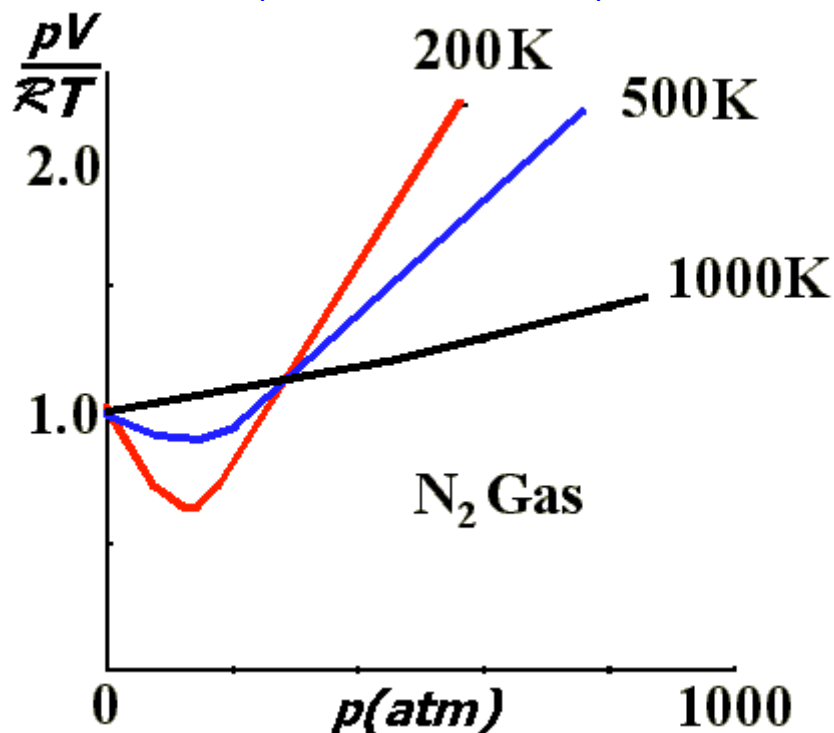
- ⊕ Si graficamos pV/RT para varios gases en función de la presión, p :



Comportamiento de varios gases reales al cambiar la presión

Se puede ver que:

- Se observa mayor desviación a mayor presión
- Se observa diferente desviación dependiendo del gas
- A presiones pequeñas (<10 atm) la desviación es típicamente pequeña, y se puede usar la ley del gas ideal para predecir su comportamiento con poco error.
- Las desviaciones de comportamiento también dependen de la temperatura:



Comportamiento de un gas real a varias temperaturas

- A mayor temperatura la desviación decrece
- A menor temperatura la desviación crece, la máxima desviación se presenta a la temperatura en que el gas se licua.

Dos de las suposiciones de la teoría cinética respecto a los gases ideales eran:

- Las partículas de gas no ocupan un volumen apreciable
- Las partículas de gas no se atraen ni repelen entre sí

Las moléculas reales sin embargo tienen un volumen finito y se atraen unas a las otras

- Cuando el gas se encuentra a presiones grandes y volúmenes pequeños, las distancias intermoleculares se acortan, de manera que las fuerzas atractivas entre las partículas empiezan a ser significativas.
- Al ejercer unas partículas sobre las otras fuerzas atractivas, las interacciones de estas contra las paredes del recipiente disminuyen. De esta manera la presión aparente será menor que la ideal y por tanto pV/RT también será menor que la ideal.
- Conforme la presión crece y el volumen decrece, el volumen de las moléculas mismas empieza a ser significativo respecto al volumen del recipiente.
- En el extremo, al tratar de hacer disminuir el volumen del recipiente por debajo del volumen de las partículas, pV/RT será mayor que el ideal
- En el caso de tener temperaturas altas, la energía cinética de las partículas puede vencer la influencia atractiva entre las partículas de tal manera que observamos comportamientos más apegados al ideal.
- Si las presiones son grandes y los volúmenes pequeños, el volumen de las partículas influye en pV/RT y su valor nuevamente es mayor que el ideal.

La ecuación de van der Waals

- La ecuación del gas ideal no sirve cuando las presiones son grandes.
- Se necesita otra ecuación para predecir el comportamiento de los gases reales, esta la desarrolló **Johannes van der Waals** (1837-1923)
- Él modifica la ley del gas ideal tomando en cuenta:
- El volumen finito de las partículas
- Las fuerzas atractivas entre las partículas de gas

$$p = \frac{nRT}{V - \underbrace{nb}_{\substack{\text{corrección} \\ \text{por el} \\ \text{volumen} \\ \text{molecular} \\ \text{(disminuye} \\ \text{el volumen} \\ \text{como} \\ \text{función} \\ \text{del número} \\ \text{de moléculas}}}} - \frac{n^2 a}{\underbrace{V^2}_{\substack{\text{corrección} \\ \text{para la} \\ \text{atracción} \\ \text{(decrece la} \\ \text{presión} \\ \text{conforme} \\ \text{el volumen} \\ \text{decrece} \\ \text{y el número} \\ \text{de moléculas} \\ \text{crece}}}}$$

- Las constantes de van der Waals a y b son diferentes para diferentes gases
- Crecen al crecer la masa de las partículas y al aumentar la complejidad de estas. Es decir el volumen y el número de átomos.

Sustancia	a (L ² atm/mol ²)	b (L/mol)
He	0,0341	0,0237
H ₂	0,244	0,0266
O ₂	1,36	0,0318
H ₂ O	5,46	0,0305
CCl ₄	20,4	0,1383

Ejemplo

16. Usa la ecuación de *van der Waals* para calcular la presión que ejerce 1,0 mol de oxígeno gaseoso en 22,41 L a 0,0°C

$$V = 22,41 \text{ L}$$

$$T = (0,0 + 273) = 273\text{K}$$

$$a (\text{O}_2) = 1,36 \text{ L}^2 \text{ atm/mol}^2$$

$$b (\text{O}_2) = 0,0318 \text{ L/mol}$$

$$p = \frac{1.0 \text{ mol} \cdot 0.0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273\text{K}}{22.41\text{L} - \left(1.0 \text{ mol} \cdot 0.0318 \frac{\text{L}}{\text{mol}}\right)} - \frac{1.0 \text{ mol}^2 \cdot 1.36 \frac{\text{L}^2 \cdot \text{atm}}{\text{mol}^2}}{(22.41\text{L})^2}$$

$$p = \frac{22.41\text{L} \cdot \text{atm}}{22.38\text{L}} - \frac{1.36\text{L}^2 \text{atm}}{(22.4\text{L})^2}$$

$$p = 1.001\text{atm} - 0.061\text{atm}$$

$$p = 0.94\text{atm}$$

- ⊕ La presión obtenida es 0,94 atm, y si fuese gas ideal debería ser 1,0 atm
- ⊕ Las 1,001 atm representan la corrección de presión debido al volumen molecular.
- ⊕ Las -0,061 atm representan los efectos de atracción molecular, la presión es ligeramente menor debido a ellos

Cambios de estado

Una sustancia puede cambiarse de un estado a otro, añadiendo o quitando energía del sistema.

Cuando es necesario añadir energía para que ocurra el cambio, llamaremos al cambio:

⊕ **Endotérmico**

Cuando por el contrario, se requiere quitarle energía al sistema para que ocurra, conoceremos al cambio como:

⊕ **Exotérmico**

Evidentemente que este mismo concepto es aplicable a las reacciones químicas.

Cambios endotérmicos de estado

⊕ **Sublimación: conversión directa de sólido a gas.**

Sublimación del hielo seco



⊕ **Fusión: Conversión de sólido a líquido**

Fusión del hielo:



☉ **Evaporación: Conversión de líquido a gas**
Ebullición de agua:



La mayoría de los materiales funden antes de evaporarse al subir su temperatura.

Cambios exotérmicos de estado

☉ **Condensación: Conversión de un gas a líquido (Licuefacción) o sólido.**
Vapor de agua a agua líquida:



☉ **Cristalización: Conversión de un líquido a un sólido (Congelación)**
Formación de hielo:



La mayoría de los materiales primero condensan a líquidos y después se hacen sólidos.

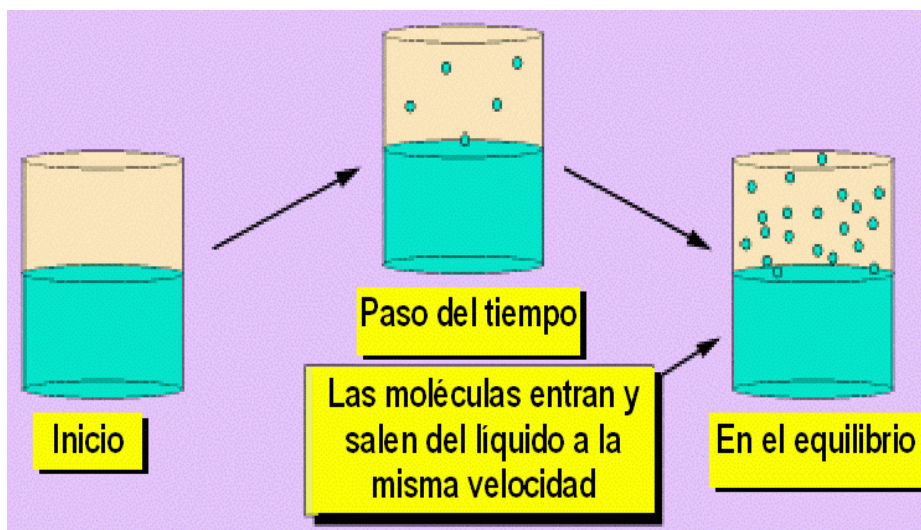
Cambios de estado y fuerzas atractivas

Conforme las fuerzas atractivas entre moléculas se hacen mayores, es necesario más energía para separarlas. Como resultado de ello, los puntos de ebullición, fusión y presiones de vapor se hacen mayores.

Compuesto	Tipo	P.f.	P.e.
N ₂	Covalente no polar	-210	-196
O ₂	Covalente no polar	-219	-183
NH ₃	Covalente polar	-78	-33
H ₂ O	Covalente polar	0	100
NaCl	iónico	800	?

Presión de Vapor

Es la medida de la presión que tiene un vapor que está en equilibrio con su sólido o su líquido.



Equilibrio y presión de vapor

Puntos de ebullición

Se define como la temperatura en que la presión de vapor de un líquido es igual a la presión atmosférica.

Punto de ebullición y altitud		
Ciudad	Altitud	P. ebullición
Acapulco	nivel del mar	100,0 °C
Cuernavaca	1400 m	95,6 °C
Ciudad de México	2200 m	93,1 °C
La Paz Bolivia	3900 m	89,6 °C
Monte Everest	8800 m	76,5 °C

Calor específico

Se define como la cantidad de calor que se requiere para hacer subir la temperatura de una sustancia 1°C. Depende del estado de cada sustancia.

Sustancia	J / g	Sustancia	J / g
Al ⁰	1,0	H ₂ O (s)	2,1
Cu ⁰	0,4	H ₂ O (l)	4,2
H ⁰	14,2	H ₂ O (g)	2,0
Hg ⁰	0,1	Cl ₂ (g)	?

Teoría cinética molecular de la materia una mirada final

Aunque esta teoría no está limitada a un gas ideal, ni desde el punto de vista conceptual, ni del de aplicación, conviene tratar este caso para desarrollar los conceptos básicos de la teoría.

El modelo de gas ideal se basa en las siguientes consideraciones:

- ⊕ Cualquier volumen finito de gas, está compuesto de un número **muy grande** de moléculas ($\approx 10^{23}$.)
- ⊕ Un gas puro se compone de moléculas idénticas y en el caso del gas ideal podemos considerarlas como **esferas duras** que se mueven *aleatoriamente* en cualquier dirección
- ⊕ La energía translacional de las moléculas, se puede considerar como un continuo de energías. Es decir, que una molécula puede moverse a cualquier velocidad.
- ⊕ En un gas, suponemos además que la distancia entre las moléculas es grande comparada con sus diámetros (**justificable en el caso de gases a baja presión.**)
- ⊕ Las moléculas no ejercen ninguna interacción unas sobre otras, a menos que ocurran colisiones.
- ⊕ Las moléculas se moverán en caminos rectos cuyas direcciones cambiarán solo cuando chocan entre sí o contra las paredes del recipiente
- ⊕ Las colisiones contra otras moléculas o las paredes del recipiente son perfectamente elásticas, es decir, que no disminuyen la energía cinética del sistema.
- ⊕ Las paredes del recipiente se pueden considerar como absolutamente lisas, por lo que no hay cambios en la velocidad tangencial de una molécula que choca contra ellas.
- ⊕ En ausencia de fuerzas externas, las moléculas están distribuidas uniformemente en todo el recipiente.
- ⊕ Si N es el número total de moléculas en un recipiente de volumen V , el número promedio (n) por unidad de volumen está dado por: $n = (N / V)$

Movimientos Moleculares

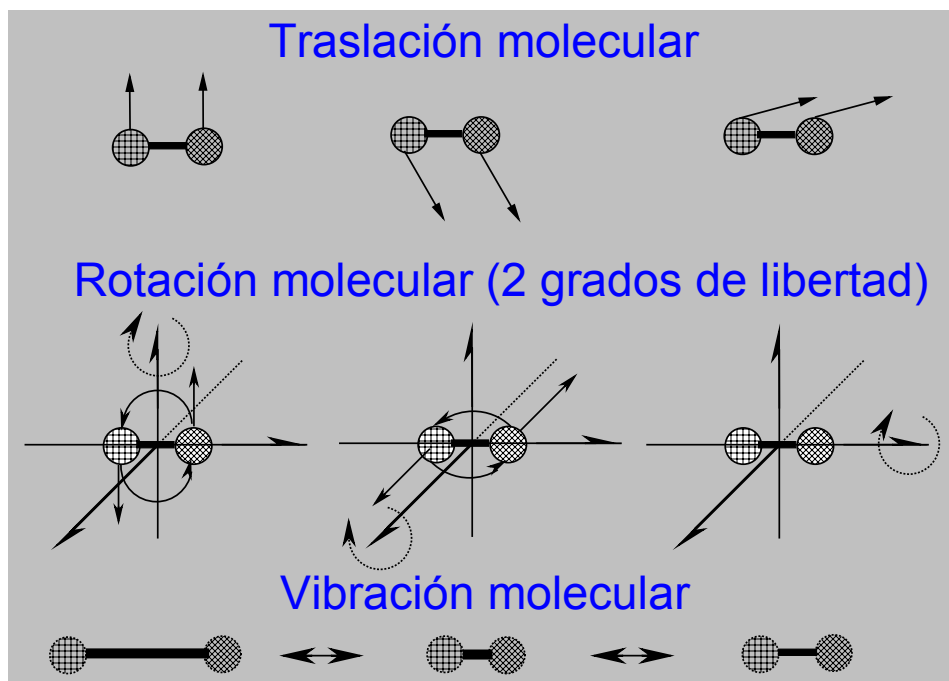
¿Pero, qué es la energía cinética?

Es la energía del movimiento

Y en el caso de las moléculas

¿Qué tipos de movimientos son posibles?

- ⊕ Debido a que una molécula está formada por átomos, es mejor describirla en términos de estos.



Rotación vibración y translación de una molécula diatómica.

• Como cada átomo puede moverse en cualquier dirección y este movimiento puede resolverse en 3 coordenadas.

• O sea, cada átomo tiene **3 grados de libertad**.

• Dado que se requieren 3 coordenadas para describir a un átomo, entonces necesitamos de $3n$ coordenadas para describir una molécula que tenga n átomos.

El problema es que el movimiento de una molécula es el resultado del movimiento colectivo de los átomos individuales. Para entenderlo consideramos las combinaciones de los movimientos de los átomos.

1. 1. **MOVIMIENTO TRANSLACIONAL** = Es el movimiento del centro de masa de la molécula, es decir, todos los átomos moviéndose en la misma dirección. Para describir este movimiento se usan las 3 coordenadas del centro de masa. Quitamos 3 grados de libertad, quedan $3n-3$

2. 2. **MOVIMIENTO ROTACIONAL** = Es el movimiento de los átomos cuando el centro de masa está fijo de manera que el sistema da vueltas alrededor de una línea que pasa por el centro de masa. Las moléculas lineales, tienen dos componentes de rotación, perpendiculares al eje internuclear. Y las moléculas no lineales tres.

3. 3. **MOVIMIENTO VIBRACIONAL** = Movimiento que resulta del cambio en la separación internuclear. Todos los grados de libertad restantes, $3n-6$ y $3n-5$.

• **Ejemplo 1:** molécula diatómica, $n=2$; $3n=6$

3 grados de libertad traslacionales

2 grados de libertad rotacionales (es lineal)

1 grado de libertad vibracional ($3n-5$)

• **Ejemplo 2:** molécula triatómica lineal, $n=3$; $3n=9$

3 grados de libertad traslacionales

2 grados de libertad rotacionales (es lineal)

4 grados de libertad vibracional ($3n-5$)

• **Ejemplo 3:** molécula triatómica no lineal, $n=3$; $3n=9$

3 grados de libertad traslacionales

3 grados de libertad rotacionales (no es lineal)

3 grados de libertad vibracional ($3n-6$)

El principio de la equipartición de la energía

☉ Dice que en promedio, la energía interna absorbida por una molécula se distribuye igualmente entre todos los grados de libertad *translacionales, rotacionales y vibracionales*.

☉ En particular, la energía translacional de una mol de moléculas gaseosas es:

$$U_{\text{trans}} = \frac{3}{2} \mathbf{R} \cdot T = U_x + U_y + U_z$$

$$U_x = U_y = U_z = \frac{1}{2} \mathbf{R} \cdot T$$

☉ Y en el caso de una mol de moléculas diatómicas se tendrá:

$$U_{\text{termica}} = U_{\text{trans}} + U_{\text{rot}} + U_{\text{vib}}$$

☉ O sea:

$$U_{\text{termica}} = 3 \times \frac{1}{2} \mathbf{R} \cdot T + 2 \times \frac{1}{2} \mathbf{R} \cdot T + \frac{1}{2} \mathbf{R} \cdot T = \frac{7}{2} \mathbf{R} \cdot T$$

La energía térmica y de enlace

La energía interna total de un pedazo de materia consta de varias partes.

Las más importantes para un químico son:

☉ **La térmica:** Aquella que tienen las moléculas porque se mueven. Y se representan así:

$$\text{Energía Térmica} = U_{\text{trans}} + U_{\text{rot}} + U_{\text{vib}}$$

☉ **La de enlace:** es la energía que tiene una molécula debido a las interacciones entre los átomos dentro de la molécula y con otras moléculas:

$$\text{Energía de enlace} = U_{\text{intra}} + U_{\text{inter}}$$

La energía interna

La energía interna total de un sistema será la suma de estas contribuciones y además las que surgen de las interacciones de los electrones con los núcleos y las de los propios núcleos así:

$$\text{Energía interna} = U_{\text{enlace}} + U_{\text{termica}} + U_{\text{otras}}$$

Aunque no es posible determinar la energía interna total, no importa, porque a los químicos nos interesan los cambios de energía que acompañan los rearrreglos de átomos y moléculas que surgen de U_{enlace} y $U_{\text{térmica}}$ es decir:

$$\Delta U = \Delta U_{\text{trans}} + \Delta U_{\text{rot}} + \Delta U_{\text{vib}} + \Delta U_{\text{inter}} + \Delta U_{\text{intra}}$$

Cambios de energía interna

Supongamos que tenemos un sistema a p y V constantes:

☉ Cuando una mole de Cl_2 a 298 K en un recipiente con volumen constante, se calienta a 299 K, absorbe 25 J de energía.

☉ Esto es que, 25 J de calor se convirtieron en 25 J de energía interna del Cloro.

☉ Dado que las moléculas de cloro no cambian, la energía de enlace es constante.

☉ Entonces:

$$+ 25 J = \Delta U_{trans} + \Delta U_{rot} + \Delta U_{vib}$$

El cambio energético se muestra como +25, porque el Cl_2 ha incrementado su energía.

Es decir, ha fluido calor al sistema.

Esta convención arbitraria, también indica que, si el sistema pierde energía, se usará signo negativo.

☉ Cuando una mole de Cl_2 a 298 K en un recipiente con volumen constante, se calienta a 299 K, absorbe 25 J de energía.

☉ Esto es, 25 J de calor se convirtieron en 25 J de energía interna del Cl_2 . Dado que sus moléculas no han cambiado y la energía de enlace es constante:

$$+ 25 J = \Delta U_{trans} + \Delta U_{rot} + \Delta U_{vib}$$

☉ El cambio energético es positivo, porque el Cl_2 ha incrementado su energía. Es decir, ha fluido calor al sistema.

☉ A esto se le conoce como C_v

☉ Al calentar una mole de Cl_2 a p constante, de 298 a 299K, dejando se expanda, la E absorbida es 33J.

☉ ¿Por que el sistema a p constante absorbe 8J más que el sistema a V constante?

☉ Aunque el gas absorbe la misma energía, ahora ejerce trabajo al expandirse:

$$\underbrace{\Delta U_{trans} + \Delta U_{rot} + \Delta U_{vib}}_{25 J} + \underbrace{p\Delta V}_{8 J} = 33 J$$

O sea:

$$\underbrace{\Delta U_{trans} + \Delta U_{rot} + \Delta U_{vib}}_{\Delta U_{int}} + \underbrace{p\Delta V}_W = \Delta H$$

☉ A esto se le conoce como C_p

☉ Al calentar Cl_2 en un intervalo pequeño de T cercano a 298K, la energía de enlace del sistema no cambia.

☉ Las interacciones entre los átomos en cada molécula no se ven afectadas.

☉ Las interacciones entre las moléculas de Cl_2 son prácticamente inexistentes debido a la gran distancia entre ellas.

☉ Entonces ΔU_{inter} y ΔU_{intra} son cero.

ΔU Intermolecular

⊕ Ahora bien, donde ΔU_{inter} no vale cero es en el caso de la conversión de agua líquida a vapor a 373K y 1atm.



⊕ Cuyo diagrama energético es:

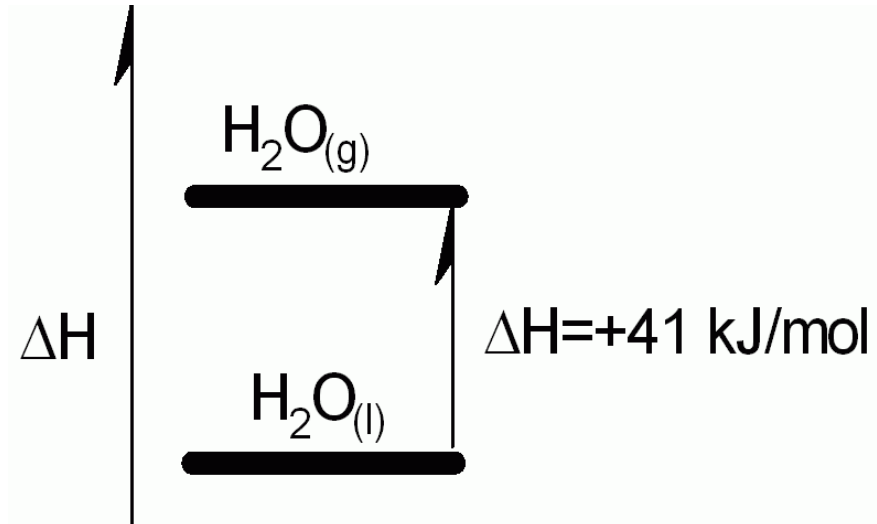


Diagrama energético de la conversión de agua líquida a vapor a 373°C

⊕ La energía interna de este sistema se verá afectada por el cambio en el movimiento molecular, que en este caso vale:

⊕

$$\Delta U_{int} = \Delta U_{trans} + \Delta U_{rot} + \Delta U_{vib} = -19 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

⊕ Esto se debe a que tengo que calentar al sistema para que las moléculas de agua líquida se suelten y pasen de una distancia de 0,25 nm a 37 nm en el gas.

⊕ Es decir, que hay que vencer las fuerzas intermoleculares que la unen.

⊕ Además del volumen inicial de $18 \text{ cm}^3(l)$ pasamos a $30.000 \text{ cm}^3(g)$.

⊕ Así, el **agua** al expandirse contra la presión atmosférica hace trabajo (w), el cual vale 3kJ.

⊕ De esta manera se tiene:

$$\underbrace{\Delta U_{interna}}_{-19 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}} + \underbrace{\Delta U_{intra}}_0 + \underbrace{\Delta U_{inter}}_? + \underbrace{PdV}_{3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}} = +41 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

⊕ $\Delta U_{inter} = 57 \text{ kJ/mol}$

ΔU Intramolecular

⊕ Ahora una situación donde ΔU_{intra} es diferente de cero es el caso de una reacción química por ejemplo, la siguiente reacción:



⊕ Con este diagrama energético:

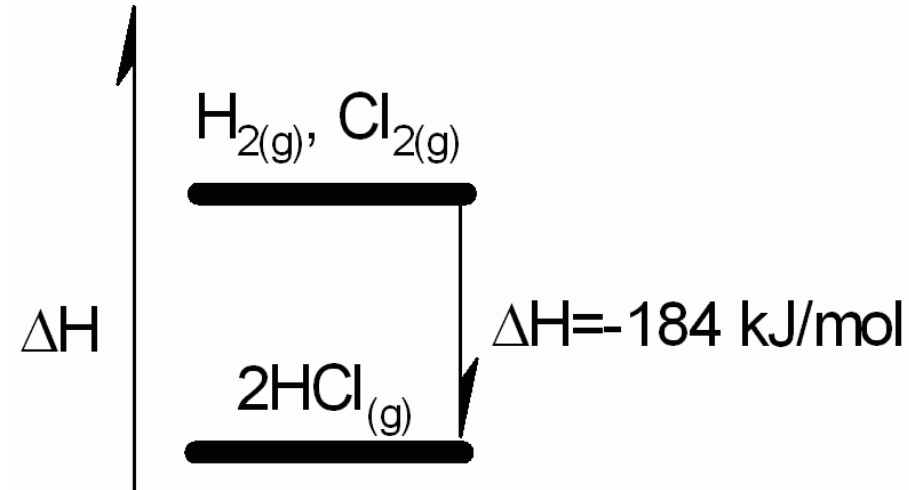


Diagrama energético de la reacción de H_2 y Cl_2

⊕ Al no haber cambio en el volumen del sistema, pdV vale cero.

⊕ La reacción se hace en fase gas, esto significa que las moléculas están muy lejanas unas de las otras y por tanto, $\Delta U_{inter} = 0$

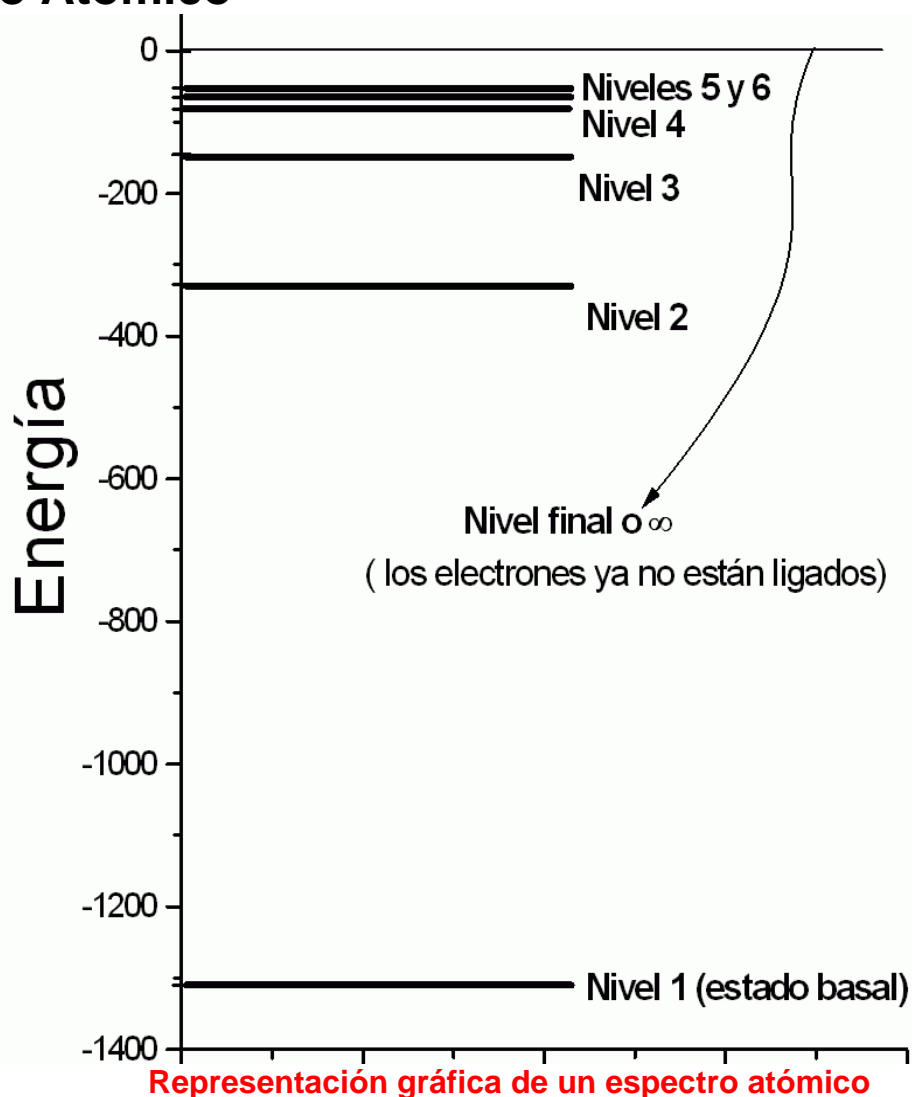
⊕ Ahora bien, al considerar el principio de equipartición de la energía, la energía térmica del sistema estará dada por la diferencia entre la energía térmica de los productos menos la de los reactivos, es decir:

$\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2\text{HCl}_{2(g)}$			
Grados de libertad	5	6	2x5
$U_T + U_R + U_V$	$\frac{5}{2}R \cdot T$	$\frac{6}{2}R \cdot T$	$\frac{10}{2}R \cdot T$
$\therefore \Delta U_{trans} + \Delta U_{rot} + \Delta U_{vib} = -\frac{1}{2}RT \approx -1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$			

⊕ Por lo tanto, $\Delta U_{intra} = -183 \text{ kJ/mol}$

⊕ Es decir en el caso de una reacción donde las demás contribuciones son muy pequeñas o cero, la magnitud y el signo de ΔH , nos dan una buena indicación del valor de ΔU_{intra} .

Espectro Atómico



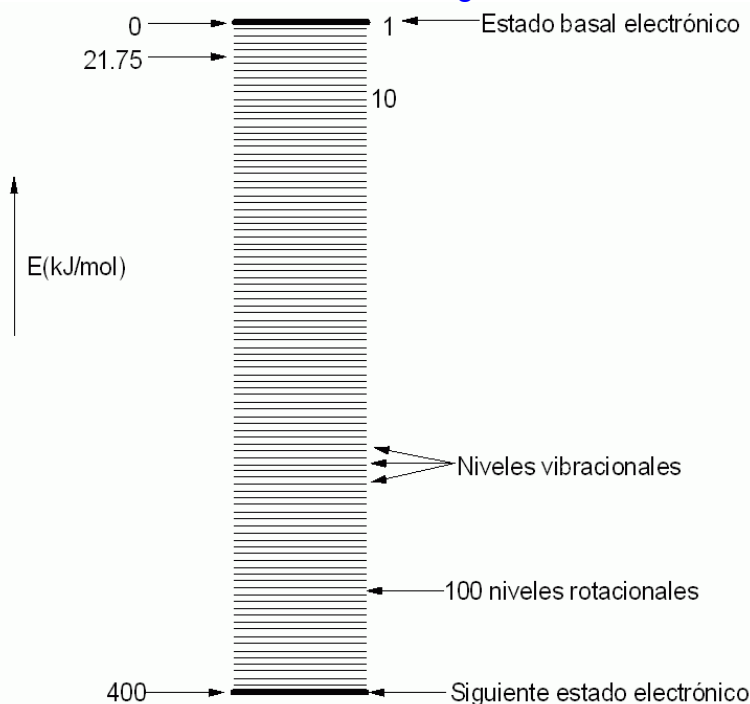
Espectro Atómico y Molecular

- Los espectros de emisión o absorción de líneas de átomos gaseosos pueden explicarse en términos de niveles energéticos.
- Cada línea espectral se produce cuando un electrón cambia de un nivel energético definido a otro.
- El modelo que describe este comportamiento es el **cuántico**, que obliga a un electrón a tener ciertos valores de energía definidos en cada nivel.
- Estos niveles se miden relativos al nivel ∞ , cuya energía se define igual a 0.
- Los espectros moleculares en fase gas, producen también espectros electrónicos.
- Donde se observan además muchas otras líneas, cuyo espaciamiento (**mucho más cerrado**)
- Esto sugiere que dichos estados corresponden a estados vibracionales y rotacionales.

Espaciamiento de los Niveles Energéticos

Las diferencias energéticas entre los **niveles electrónicos, vibracionales y rotacionales** se pueden acotar así:

- 1 mol de moléculas en su nivel energético basal necesitan $\approx 400\text{kJ}$ para pasar al siguiente estado electrónico.
 - El espaciado de los niveles vibracionales es de $\approx 4\text{ kJ/mol}$
 - El de los niveles rotacionales es de $\approx 0,04\text{kJ/mol}$
- En tanto que, la energía translacional total de 1 mol de moléculas es de $\frac{3}{2}R \cdot T$ o $3,7\text{ kJ/mol}$ a 298K
- Estas diferencias se muestran gráficamente a continuación:



Comparación del espaciamiento de los niveles moleculares

La figura anterior muestra la disparidad del espaciamiento entre los niveles de los **cambios electrónicos, vibracionales y rotacionales**.

- La energía rotacional que tiene una molécula en el nivel rotacional 100 será igual a la que tiene el 2° vibracional.
- Una molécula deberá estar en el nivel vibracional 100 antes que su energía se aproxime a la requerida para pasar al siguiente estado electrónico.

Tipo	Espaciamiento kJ/mol	E molecular a 298K
electrónica	400.0	Ninguna, el nivel excitado es muy grande
vibracional	4.0	$RT = 2.5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
rotacional	0.04	$RT = 2.5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
translacional	0.0004	$\frac{3}{2}RT = 3.7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

⊕ El espaciamiento de los estados traslacionales es aproximadamente 100 veces menor que el de los rotacionales.

⊕ La energía térmica total que tiene una molécula a 298K es de alrededor de

$$\frac{7}{2}RT = 8.7 \frac{kJ}{mol}$$

⊕ Esto es comparable al espaciamiento de los niveles vibracionales y mayor que el de los rotacionales y traslacionales.

⊕ La energía traslacional de una mol de moléculas a 298K por grado de libertad es de

$$\frac{1}{2}RT = 1.2 \frac{kJ}{mol}$$

y el espaciamiento de los niveles traslacionales es de

$$0.0004 \frac{kJ}{mol}$$

Distribución Molecular

⊕ ¿Cómo se reparten la energía las moléculas de un sistema?

⊕ Para averiguarlo, es necesario llevar a cabo una repartición del total de la energía disponible a las diferentes moléculas del sistema.

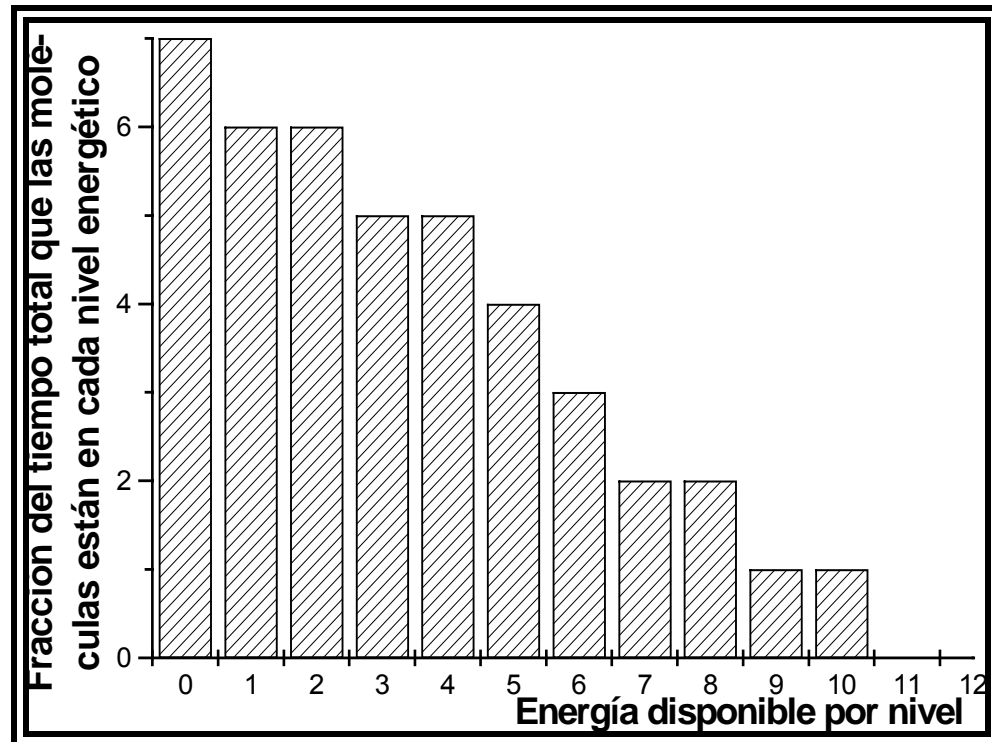
⊕ Así por ejemplo: Hay 14 maneras diferentes en que 3 moléculas pueden repartirse un total de 10 unidades de energía cuando el espaciamiento entre los niveles es 1.

⊕ Si no hay otros factores que intervengan haciendo que unos niveles sean más probables que otros, la distribución de moléculas por nivel es el que se muestra a continuación:

10	✓													
9		✓												
8			✓			✓								
7				✓			✓							
6					✓			✓		✓				
5						✓✓			✓		✓			
4					✓				✓			✓✓	✓	
3				✓				✓			✓		✓✓	
2			✓				✓			✓✓	✓	✓		
1		✓					✓✓	✓	✓					
0	✓✓	✓	✓	✓	✓	✓								
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

Distribución molecular

Lo cual puede graficarse de esta manera:



Gráfica de la distribución molecular anterior.

¿Que ocurre cuando cambiamos la cantidad total de energía, o el espaciamento o el número de moléculas?

Nº de moléculas	E_{total}	Espaciamento	Nº de estados
3	10	1.0	14
3	10	0.5	28
3	20	1.0	28
6	10	1.0	28

Es entonces claro que el número de maneras (estados) en que la E_{total} de un sistema puede repartirse, aumentará dependiendo de estos tres factores así:

- Al disminuir el espaciamento de los niveles de E
- Al incrementar la energía disponible
- Al incrementar el número de moléculas.

Capítulo III

Teoría atómica, propiedades periódicas, moléculas, iones y nomenclatura

Introducción

La teoría atómica de la materia

Las leyes ponderales

La teoría atómica de Dalton

El descubrimiento de la estructura atómica

Comportamiento de las partículas cargadas:

Comportamiento de una carga en movimiento en un campo magnético

Rayos catódicos y electrones

El experimento de Thompson

Radioactividad

El átomo nuclear

Modelo del átomo de Rutherford (1910)

La visión moderna de la estructura atómica

El Electrón

El Protón

Los Neutrones

Masas de las partículas atómicas:

Un modelo sencillo de los átomos

Isótopos, números atómicos y números de Masa

Átomos

El símbolo atómico

La tabla periódica

Agrupaciones en la tabla periódica

Propiedades periódicas de los elementos

Desarrollo de la tabla periódica

Los experimentos de Moseley:

La ley y la tabla periódicas:

¿Qué información hay en la tabla periódica?

Los elementos conocidos

Los metales

Algunas propiedades de los metales

Los no-metales

Algunas propiedades de los no metales

Los metaloides

Algunas propiedades de los metaloides

Los gases nobles

Algunas propiedades de los gases nobles

Los estados físicos de los elementos

Definición de familias o grupos (a la antigua)

Definición de familias o grupos (a la moda)

Definición de periodos

Nombres de algunas familias comunes

El átomo y sus electrones.

El modelo y las propiedades

Configuraciones electrónicas:
Electrones de valencia y capacidad de combinación
Niveles de energía
Subniveles
Clasificación y configuración electrónica.
Capas electrónicas de los átomos
Capas electrónicas y clasificación
Los orbitales
Y ¿Cómo son los orbitales?
El principio de Aufbau (construcción)
Tendencias periódicas
Tamaño Atómico
¿Cuáles son las bases de estas observaciones?
Potencial de ionización o energía de ionización
Tendencias periódicas de la energía de ionización
Las bases físicas de estas observaciones son:
Afinidad electrónica
Electronegatividad
Resumen de las tendencias periódicas
Metales, No-metales y Metaloides
Metales
No-metales
Metaloides
Tendencias periódicas del carácter metálico
Tendencias de las familias
Familia 1A: los metales alcalinos
Familia 2A: los metales alcalinotérreos
Tendencias periódicas, algunos no-metales
Hidrógeno
Familia 6A: Familia del oxígeno
Oxígeno
Azufre
Familia 7A: los Halógenos
Familia 8A: Los gases nobles
Otra vista a la tabla periódica
Moléculas y Iones
Moléculas y fórmulas químicas
Fórmula molecular, empírica y estructural
Fórmula
Fórmulas estructurales
Representaciones moleculares
Iones
¿Cómo se predice la carga iónica?
Compuestos iónicos
Nomenclatura
¿Cómo se nombran los compuestos inorgánicos?
Compuestos Iónicos: (Los cationes)
Compuestos Iónicos: (Los aniones)
Ácidos
Compuestos Moleculares

Introducción

Los Químicos hacen sus observaciones del mundo macroscópico y buscan comprender las propiedades de la materia al nivel microscópico esto significa que para explicar la manera en que las sustancias reaccionan unas con otras, es necesario entender la estructura de la materia.

La teoría atómica de la materia

La palabra átomo se deriva de la palabra griega $\alpha\tau\omicron\mu\omicron\varsigma$ que significa indivisible. El primero en proponer la existencia de los átomos fue el filósofo griego *Demócrito* (460-370 A.C.) el cual creía que la materia estaba compuesta de partículas indivisibles. Sin embargo, esta teoría fue rechazada por Platón y Aristóteles. Esto hace que hasta el Siglo XVIII no se tengan más que teorías especulativas.

Las leyes ponderales

No será sino hasta que Lavoisier en 1774 presenta su trabajo cuantitativo que dichas teorías empiezan a ser destronadas, el trabajo de Lavoisier puede sintetizarse así:

● Primero determinó los pesos de los reactivos usados en varios procesos químicos y de los productos obtenidos en estas reacciones

● Además estudió los pesos relativos de los reactivos requeridos para producir un peso dado de un producto determinado. Esto es lo mismo que determinar la composición porcentual de las sustancias descomponiéndolas en sus componentes.

Estas investigaciones le permitieron postular dos de las leyes más fundamentales del cambio químico:

● **Ley de la composición constante:** En un compuesto determinado los tipos de átomos y las proporciones en que estos se encuentran son constantes

● **Ley de la conservación de la masa:** La masa total de los materiales presentes en una reacción química es la misma antes y después de la reacción

A partir de 1800 Dalton usó estas leyes para derivar una tercera ley:

● **Ley de las proporciones múltiples:** Si dos elementos A y B se combinan para formar más de un compuesto, entonces los cocientes de las masas relativas de cada elemento que se puede combinar puede representarse por un conjunto característico de números enteros y pequeños.

Oxígeno y Carbono pueden formar 2 compuestos.

El primero tiene 57.1% de O y 42.9% de C,
el segundo tiene 72.7% de O y 27.3% de C.

Demostrar que siguen la ley de proporciones múltiples.

Las razones de sus masas son:

$$\frac{57.1 \text{ g O}}{42.9 \text{ g C}} = 1.33 \frac{\text{g O}}{\text{g C}} \quad \text{y} \quad \frac{72.7 \text{ g O}}{27.3 \text{ g C}} = 2.66 \frac{\text{g O}}{\text{g C}}$$

y la relación entre estos cocientes es

$$\frac{2.66}{1.33} = \frac{2}{1}$$

La teoría atómica de Dalton

Con estas tres leyes o principios, Dalton en 1803 propone la teoría atómica de la materia, la cual consiste de los siguientes postulados:

- Cada elemento se compone de partículas extremadamente pequeñas a las cuales les llamó átomos
- Todos los átomos de un elemento son idénticos; en cambio los átomos de diferentes elementos son diferentes y tienen diferentes propiedades (incluyendo masas diferentes)
- Los átomos de un elemento no cambian al hacer una reacción química, tampoco es posible crear o destruir átomos en una reacción química
- Los compuestos se forman cuando los átomos de más de un elemento se combinan; un compuesto cualquiera siempre tiene el mismo tipo de átomos y el mismo número relativo de dichos átomos.
- Los átomos son los *ladrillos básicos de la materia* y son las unidades más pequeñas de los elementos.
- Un *elemento* se compone de una sola clase de átomos
- Los compuestos de dos o más elementos los átomos de estos se combinan con arreglos definidos
- Las *Mezclas* no tienen interacciones específicas entre los elementos que se encuentran en los compuestos que las forman, los elementos que forman una mezcla pueden tener proporciones variables

Los átomos son las partículas más pequeña de un elemento que retiene las propiedades químicas de dicho elemento.

¿Dónde quedó el agua?

El hidrógeno y el oxígeno pueden reaccionar para formar agua. Esta reacción es muy violenta y libera grandes cantidades de calor. Un globo puede llegar a contener cuatro litros. Lo cual representa aproximadamente 5 g de oxígeno y 0.3 g de hidrógeno si se combinan en las proporciones adecuadas. De manera que debemos esperar que se formen cuando más 5.3 g de agua si hacemos esta reacción (esto es más o menos una cucharita llena.) Dado que algo de los gases puede escaparse antes de reaccionar y debido a que es posible que los gases que añadimos no estén en la proporción exacta, la cantidad de agua formada podrá ser todavía mucho menor. El agua formada estará en fase vapor.

¡Esto demuestra uno de los aspectos más atractivos del empleo del Hidrógeno como combustible, el único producto de esta es el agua!

El descubrimiento de la estructura atómica

- En 1803 Dalton propone que el átomo es una pelotita pequeñísima indivisible e indestructible
- En 1850 Se ha acumulado suficiente evidencia de que el átomo mismo está compuesto de partículas menores
- ¿Como es el modelo actual...?

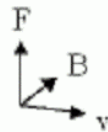
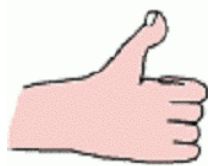
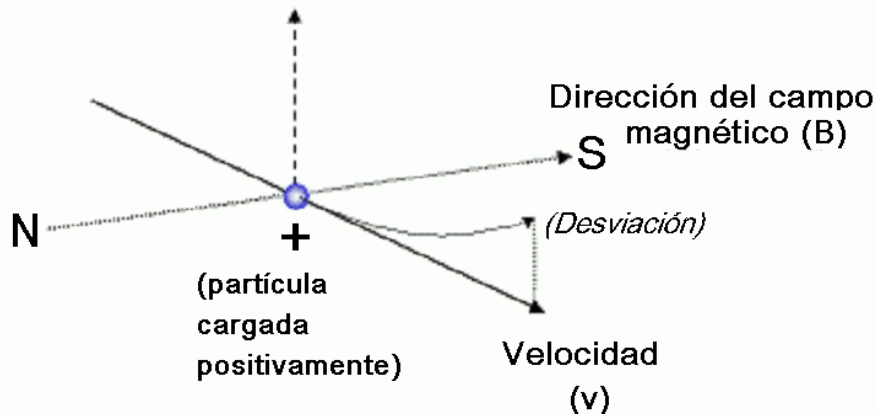
Comportamiento de las partículas cargadas:

- *Cargas iguales se repelen, cargas diferentes se atraen*

Comportamiento de una carga en movimiento en un campo magnético

- Una partícula cargada al moverse a través de un campo magnético sentirá una fuerza **perpendicular** al plano descrito por el vector de su velocidad y el vector del campo magnético.
- Esto hace que la partícula cargada en movimiento se desvíe de acuerdo a la **regla de la mano derecha**, en el caso de una carga positiva
- Una carga negativa se desviará en la dirección **opuesta**

Vector de fuerza resultante (F)
de una partícula cargada



La regla de la mano derecha en una carga positiva en movimiento en un campo magnético

Comportamiento de una carga positiva en un campo magnético

Rayos catódicos y electrones

- Una descarga eléctrica a través de un tubo evacuado produce radiación
- Esta radiación se origina en el electrodo **negativo**, el cual se conoce como cátodo, de manera que a esta radiación se le llama **rayos catódicos**.
- Los rayos viajan hacia o son atraídos por el electrodo **positivo (ánodo)**
- Esta radiación no es visible directamente, pero se detecta gracias a la capacidad de hacer que otros materiales brillen o fluorescer
- Además viaja en línea recta
- Pero su curso se tuerce por la influencia de los campos magnético o eléctrico
- Una placa de metal en el trayecto de los **rayos catódicos** adquiere carga negativa
- Los **rayos catódicos** producidos por cátodos de diferentes materiales tienen las mismas propiedades

Todas estas observaciones indicaban que la radiación de **los rayos catódicos** estaba compuesta de partículas cargadas **negativamente**, a las cuales le pusieron el nombre de electrones.

El experimento de Thompson

J.J. Thompson (en 1897) por medio de un experimento midió la proporción que existe entre la carga y la masa de una corriente de electrones, usando un tubo de rayos catódicos obteniendo un valor de $1,76 \times 10^8$ coulombs / g.

- La corriente de partículas cargadas pueden desviarse por medio de una carga eléctrica o un campo magnético
- Se puede emplear un campo eléctrico para compensar por la desviación producida por el campo magnético, dando como resultado que el haz de electrones se comporte como si no tuviera carga.
- La corriente requerida para **neutralizar** al campo magnético aplicado indica la carga del haz
- La pérdida de masa del cátodo indica la masa de la corriente de los electrones

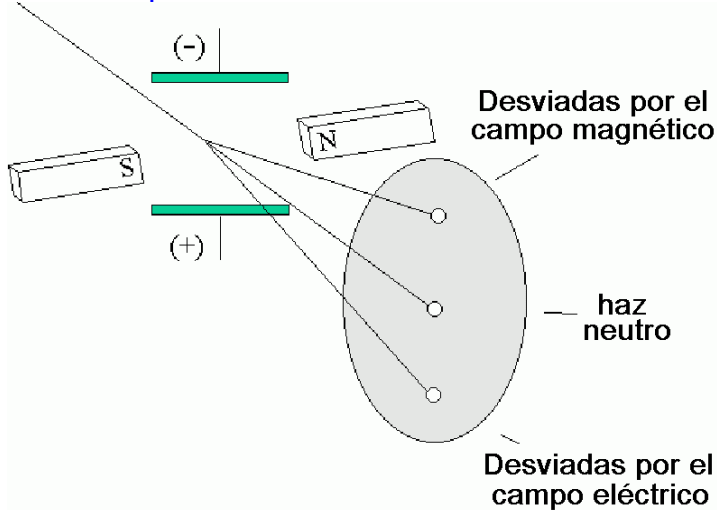
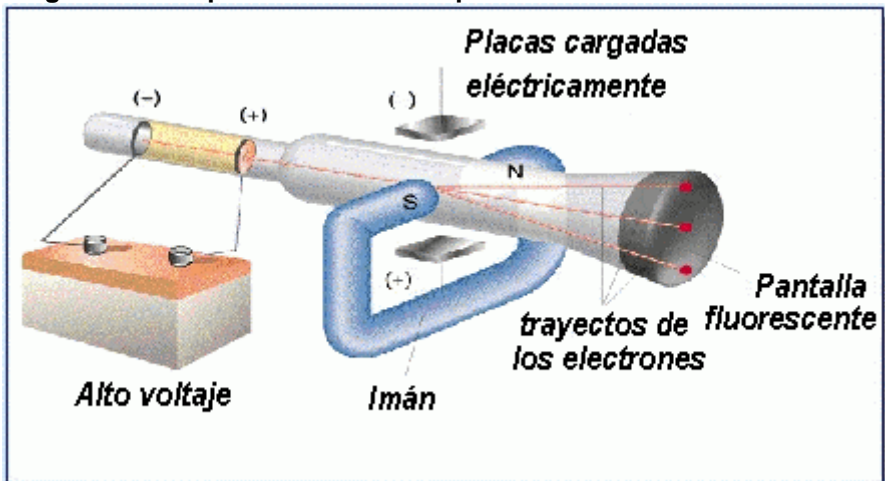


Diagrama del experimento de Thompson



Tubo de rayos catódicos y el arreglo usado en el experimento de Thompson

Thompson determinó el cociente entre la **carga y la masa** para el electrón, pero no pudo determinar la masa del electrón.

Sin embargo, de sus datos se puede obtener la carga de un electrón, siempre y cuando se conozca la masa de un solo electrón.

Robert Millikan (en 1909) pudo medir la **carga de un electrón** en el experimento de la gota de aceite, obteniendo un valor de $1,60 \times 10^{-19}$ coulombs.

Así, **la masa de un electrón** puede calcularse:

$$(1 \text{ g} / 1,76 \times 10^8 \text{ coulombs}) * (1,60 \times 10^{-19} \text{ coulombs}) = 9,10 \times 10^{-28} \text{ g.}$$

Nótese que el valor aceptado actualmente de la **masa del electrón** es de $9,10939 \times 10^{-28}$ g.

Radioactividad

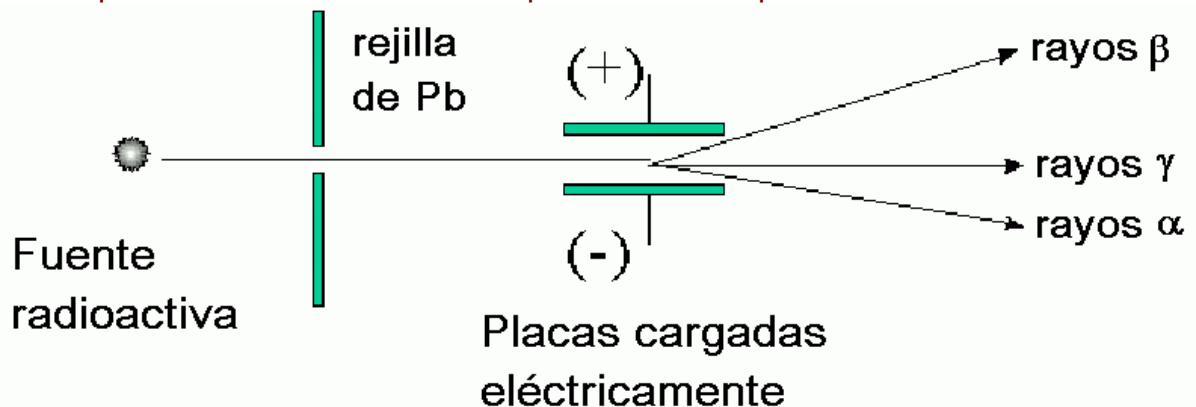
Wilhelm Roentgen (en 1895) descubrió que cuando los **rayos catódicos** chocan contra ciertos materiales (Cu o Mo por ejemplo) se emite una radiación diferente a los rayos catódicos. A este nuevo tipo de radiación le llamó **rayos X** y encontró que tienen las siguientes propiedades:

- pueden pasar a través de muchos materiales
- no se ven afectados por campos eléctricos o magnéticos
- pueden producir una imagen en placas fotográficas igual que la luz visible

Henri Becquerel (en 1896) descubre que algunos materiales fosforescentes de uranio emiten radiación parecida a los **rayos X**.

Marie y Pierre Curie aíslan los componentes radiactivos de este material de uranio.

Ernest Rutherford estudia la radiación emitida por ciertas sustancias radioactivas y nota que dependiendo de la sustancia examinada existen tres clases de radiación y cada una se comporta de manera diferente al aplicarles un campo eléctrico:



Comportamiento de los componentes de la radiación emitida por las sustancias radiactivas

- Los **rayos beta** son atraídos por el ánodo
- Los **rayos alpha** son atraídos por el cátodo
- Los **rayos gamma** no se ven afectados por el campo eléctrico

De esta manera propone que los **rayos alpha** y los **rayos beta** están compuestos por partículas cargadas en tanto que los **rayos gamma** son radiación de alta energía similar a los **rayos X**

- las partículas **beta** son electrones a gran velocidad (carga = -1)
- las partículas **alpha** son núcleos de helio (carga = +2)

El átomo nuclear

Modelo del átomo de J.J. Thompson (antes de 1900)

- El átomo consiste de una esfera de carga positiva que tiene sepultados electrones con carga negativa.
- A este modelo se le conoce como el modelo del pastel de pasas.

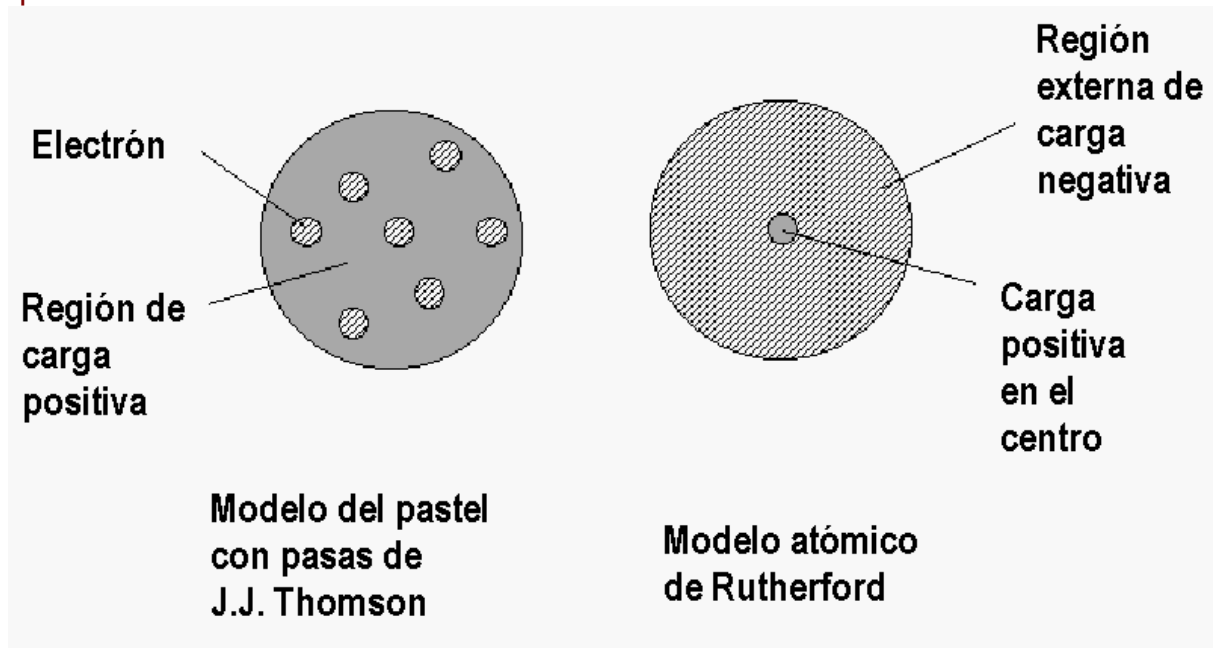
Modelo del átomo de Rutherford (1910)

● La mayor parte de la masa del átomo y toda la carga positiva reside en una región muy pequeña y densa llamada núcleo

● La mayor parte del volumen del átomo es espacio vacío en el cual se mueven alrededor del núcleo los electrones con toda la carga negativa del átomo.

Rutherford (en 1919) descubre a los protones y encuentra que tienen carga positiva y están en el núcleo

Chadwick (en 1932) descubre a los neutrones, encuentra que son partículas neutras y que se encuentran en el núcleo también



Comparación de los modelos atómicos de Thompson y Rutherford

La visión moderna de la estructura atómica

Aunque los físicos han identificado a la fecha una gran cantidad de partículas subatómicas, a los químicos generalmente únicamente les interesan las siguientes:

- electrón
- protón
- neutrón

El Electrón

El electrón tiene una carga **negativa** que vale $-1,602 \times 10^{-19}$ C. Por conveniencia, la carga de las partículas atómicas y subatómicas se describe como un **múltiplo** de este valor (**carga electrónica**) y entonces a la carga del electrón nos referimos simplemente como -1.

El Protón

El protón tiene una carga de +1 la **carga electrónica** (o, $+1,602 \times 10^{-19}$ C)

Los Neutrones

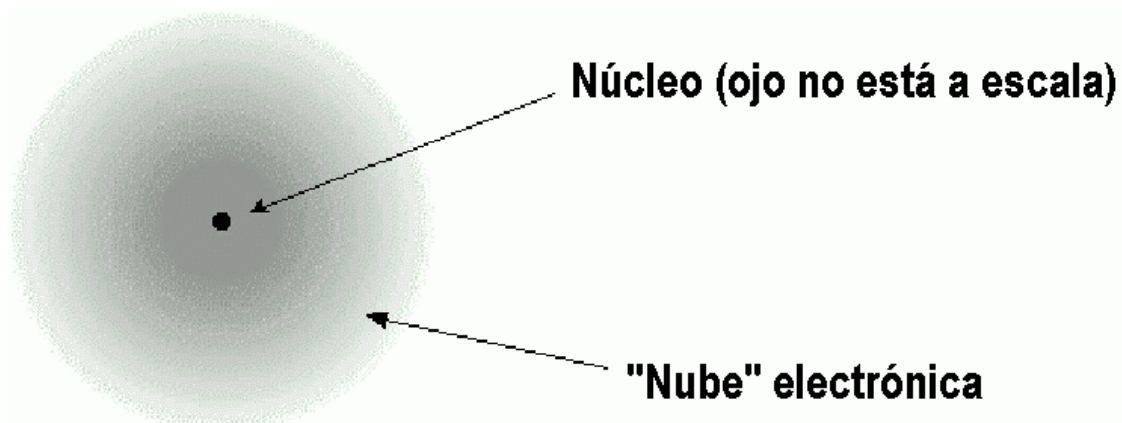
Los neutrones no tienen carga es decir son eléctricamente neutros

Todos los átomos para ser neutros deben tener igual número de electrones que de protones.

● Los protones y los neutrones residen en el núcleo del átomo, este es pequeño comparado con el tamaño del átomo.

- La mayor parte del espacio que ocupa un átomo es el lugar que ocupan los electrones moviéndose alrededor del núcleo.
- Los electrones son atraídos por el núcleo pues ahí residen los protones que tienen carga positiva.

Nótese que la fuerza de atracción entre los electrones y los protones en el núcleo para diferentes átomos, es la base de muchas de las propiedades particulares de cada elemento. Los electrones juegan un papel primordial en las reacciones químicas. En los modelos atómicos representamos a los electrones como una nube difusa de carga negativa.



El modelo del átomo de Rutherford

- La masa de un átomo es extremadamente pequeña, las unidades de masa que usamos para describir a las partículas atómicas es la **unidad de masa atómica** o **UMA**.
- Una unidad de masa atómica es igual a $1,66054 \times 10^{-24}$ g.

Masas de las partículas atómicas:

- **Protón = 1,0073 uma.**
- **Neutrón = 1,0087 uma**
- **Electrón = $5,486 \times 10^{-4}$ uma**

De esta comparación podemos ver que:

- Las masas del protón y del neutrón son prácticamente idénticas
- En el núcleo reside prácticamente toda la masa del átomo.
- Los electrones aunque tienen la misma carga pero opuesta que los protones, únicamente tienen 0,05% de su masa
- El tamaño de un átomo es tan pequeño, que el diámetro típico atómico está entre 1×10^{-10} y 5×10^{-10} metros.

Una medida muy conveniente de las distancias entre dos átomos es el **angstrom (Å). Un angstrom es igual a 1×10^{-10} metros. Entonces, la mayoría de los átomos tienen diámetros de entre 1 y 5 Å**

Un modelo sencillo de los átomos

Le llamaremos el modelo de **Bohr-Rutherford**

Postula que:

- Los átomos tienen un núcleo con protones y neutrones donde reside la mayor parte de la masa del átomo
- Los electrones se mueven alrededor del núcleo en orbitales

- Los electrones sólo se pueden encontrar en los orbitales
- Cada orbital tiene una energía asociada

Es decir un átomo tiene:

- Un núcleo pequeño, denso con carga positiva, en el centro con protones y electrones
- Los electrones rodean al núcleo moviéndose a su alrededor formando una nube difusa

Al comparar el tamaño del núcleo con el del átomo podríamos decir que si el núcleo es del tamaño de una canica, el átomo sería del tamaño del estadio Azteca. El núcleo pesaría 300 toneladas

Otro ejemplo: Alfileres y cubitos de sopa

La cabeza de un alfiler tiene un diámetro de alrededor de 1×10^{-3} metros (un milímetro.) Si un átomo tiene un diámetro de 2.5×10^{-10} metros, entonces:

$$(1 \text{ átomo} / 2,5 \times 10^{-10} \text{ metros}) * (1 \times 10^{-3} \text{ metros}) = 4 \times 10^6 \text{ átomos}$$

Es decir, podemos alinear cuatro millones de átomos en la cabeza de un alfiler.

El diámetro de un núcleo atómico es de alrededor de 10^{-4} Å. Entonces, **el núcleo es de alrededor de 0,01% del diámetro de un átomo.** Si el núcleo tuviese el mismo diámetro que una cabeza de alfiler, el átomo tendrá un diámetro de mas o menos 10 metros.

El núcleo de un átomo es por tanto muy denso. Si se considera el caso de un núcleo que tiene un protón y un neutrón:

$$\text{masa del núcleo} = \sim 2.0 \text{ uma} = 2 * (1,66 \times 10^{-24} \text{ g}) = \mathbf{3,32 \times 10^{-24} \text{ g}}$$

$$\text{diámetro del núcleo} = (\text{aproximadamente}) 1 \times 10^{-4} \text{ Å} = 1 \times 10^{-14} \text{ m}$$

$$\text{radio del núcleo} = 1 \times 10^{-14} \text{ metros} / 2 = 0,5 \times 10^{-14} \text{ m}$$

$$\text{volumen del núcleo} = (4/3) \pi (\text{radio del núcleo})^3$$

$$\text{volumen del núcleo} = 5,24 \times 10^{-43} \text{ m}^3$$

$$\text{masa} / \text{volumen} = 3,32 \times 10^{-24} \text{ g} / 5,24 \times 10^{-43} \text{ m}^3$$

$$\text{masa} / \text{volumen} = 6,34 \times 10^{18} \text{ g} / \text{m}^3$$

Un cubo de sopa *Knorr* tiene alrededor de un centímetro cúbico, o $1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$ y si estuviese hecho de puros núcleos atómicos pesaría:

$$(1 \times 10^{18} \text{ g} / \text{m}^3) * (1 \times 10^{-6} \text{ m}^3) = 6,34 \times 10^{12} \text{ g}$$

Es decir seis mil millones de kg o seis toneladas.

Isótopos, números atómicos y números de Masa

¿Cuál es el rasgo característico de las partículas subatómicas que distingue a un elemento de otro?

Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número de **protones** en el núcleo.

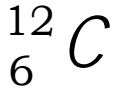
Puesto que la carga neta de un átomo es **0**, el átomo debe tener el mismo número de **electrones**.

¿Y los neutrones? Aunque usualmente es igual al número de protones, esto no ocurre siempre, y puede variar algo. Aquellos átomos que difieren únicamente en el número de electrones que tienen, se llaman **isótopos**, de manera que los isótopos diferentes tienen masas diferentes.

Un buen ejemplo: carbono

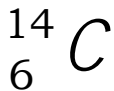
- Todos los átomos del carbono tienen 6 protones y 6 electrones.
- El número de protones en el carbono se denota por un subíndice a la izquierda de su símbolo atómico
- A este se le llama **número atómico** y como siempre vale 6 usualmente se omite
- Otro número importante que define las características de un átomo es el **número de masa**, el cual es un superíndice a la izquierda del símbolo atómico.
- Este número denota la suma del número de *protones* y de *neutrones* del isótopo que se está describiendo en particular.

Por ejemplo:



se refiere al isótopo de carbono que tiene 6 protones y 6 neutrones y se le conoce como carbono 12

El siguiente isótopo de carbono tiene 6 protones y 8 neutrones a este isótopo se le conoce como carbono 14 y su símbolo es:



El Carbono 12 es la forma más común del carbono (~99% de todo el carbono). A los átomos de un isótopo específico se le conoce como **núclido**.

Dado que todos los átomos están compuestos de protones, neutrones y electrones, todas las diferencias físicas y químicas entre los elementos se deben a diferencias en el número de las partículas subatómicas que los componen.

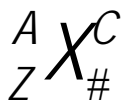
Por tanto, un átomo es la pieza más pequeña de un elemento, pues tratar de dividir a un átomo más allá (en partículas subatómicas), destruye su identidad.

Átomos

Es la unidad más pequeña de un elemento que puede retener sus propiedades químicas
Los átomos pueden separarse en partes menores

Nombre	Símbolo	Carga	UMA	Gramos
electrón	e ⁻	-1	5,4x10 ⁻⁴	9,11x10 ⁻²⁸
protón	p	+1	1.0	1,67x10 ⁻²⁴
neutrón	n	0	1.0	1,67x10 ⁻²⁴

El símbolo atómico



Donde:

A - Masa atómica	-Número total de protones y neutrones
Z - Número atómico	-Número de protones o electrones
C - Carga	-Valores positivos o negativos
#- Número de átomos	-Cuántos átomos tiene la fórmula

A cada elemento se le asigna un símbolo único, así:

Arsénico	As	Potasio	K
Bario	Ba	Níquel	Ni
Carbono	C	Nitrógeno	N
Cloro	Cl	Oxígeno	O
Hidrógeno	H	Radón	Rn
Helio	He	Titanio	Ti
Oro	Au	Uranio	U

Cada símbolo tiene una o dos letras y la primera siempre es mayúscula. Si el símbolo parece no ajustarse al nombre, es que el elemento tenía un nombre diferente.

La tabla periódica

A medida que se fueron descubriendo y caracterizando más y más elementos, se intentaba al mismo tiempo encontrar si se podían **agrupar y clasificar**, de acuerdo a su comportamiento químico. Este esfuerzo, dio como resultado la **tabla periódica de los elementos**.

Algunos elementos presentan características muy similares:

- Litio (Li), Sodio (Na) y Potasio (K) son metales blandos y muy reactivos
- Helio (He), Neón (Ne) y Argón (Ar) son gases que no reaccionan con otros elementos

Al arreglar a todos los elementos en el orden de su número atómico, se observa que sus propiedades físicas y químicas muestran patrón de repetición periódico

Como un ejemplo de la naturaleza periódica de los átomos (cuando están ordenados según su número atómico), cada uno de los metales blandos y reactivos que mencionamos arriba, viene inmediatamente después de uno de los gases que no reaccionan.

Agrupaciones en la tabla periódica

A los elementos que se encuentran en una columna de la tabla periódica se les llama familia o grupo. La manera en que se han etiquetado las familias es medio arbitraria, pero es claro que en la tabla periódica podemos observar varios grupos

- Metales (A la izquierda y en medio de la tabla)
- No metales (Por encima de la diagonal a la derecha y arriba)
- Metaloides (Los elementos que están en la frontera entre metales y no metales: Boro (B), Silicio (Si), Germanio (Ge), Arsénico (As), Antimonio (Sb), Telurio (Te), Astatina (At)).

Otra manera de clasificarlos es la que emplea las letras A y B con números para (romanos o arábigos)

Grupo	Nombre	Elementos
1A	Metales alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
2A	Metales alcalinotérreos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
6A	Calcógenos (formadores de yeso)	O, S, Se, Te, Po
7A	Halógenos (formadores de sal)	F, Cl, Br, I, At
8A	Gases Nobles (o inertes, o raros)	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Los elementos de una familia de la tabla periódica tienen propiedades similares porque tienen el mismo tipo de **arreglo electrónico** en la periferia de sus átomos

La mayoría de los elementos son **metales** y en general los podemos distinguir por una serie de propiedades que los distinguen:

- lustre
- conductividad eléctrica grande
- conductividad calorífica grande
- son sólidos a temperatura ambiente (excepto el Hg)

Nótese: el hidrógeno es el único no-metal en el lado izquierdo de la tabla periódica, pero a temperaturas muy bajas, tiene propiedades metálicas

Los no-metales pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos a temperatura ambiente

Propiedades periódicas de los elementos

La herramienta más importante para organizar y recordar hechos químicos es la tabla periódica

- Está basada en la naturaleza periódica de las propiedades químicas de los elementos
- Y también en la naturaleza periódica de las configuraciones electrónicas de estos
- Los elementos en la misma columna tienen el mismo número de **electrones de valencia**
- Las similitudes en las propiedades químicas de los elementos, se pueden atribuir a las similitudes en la configuración de los electrones de valencia

Desarrollo de la tabla periódica

- Algunos elementos, como la plata y el oro, se encuentran *naturalmente* en su forma *elemental* y fueron descubiertos hace miles de años.
- Algunos elementos radiactivos son extraordinariamente inestables y su aislamiento depende de la tecnología moderna.
- Aunque la mayoría de los elementos son estables, pero únicamente se pueden encontrar formando compuestos con otros elementos.
- En el siglo XIX, se diseñaron métodos para aislar muchos de los elementos de sus compuestos.
- A partir de ese momento se aíslan cada vez más y más compuestos.

para 1800 había 31 elementos identificados

para 1865 había ya 63 elementos identificados

En 1869, Dimitri Mendeliev y Lothar Meyer publican independientemente esquemas de clasificación de los elementos

- El primero basado en sus propiedades químicas esencialmente, el segundo en sus propiedades físicas.

Los elementos pueden ordenarse de acuerdo a su peso atómico

(es decir, g / mol de su mezcla natural de isótopos) mostrando como resultado un arreglo con características periódicas

- La insistencia de Mendeliev en ordenar a los elementos de acuerdo a su peso atómico y agruparlos según sus características químicas, dio como resultado la aparición de una serie de agujeros en la tabla
- Ni el Galio (Ga), ni el Germanio (Ge) se conocían en la época, es decir había dos agujeros en la tabla debajo del Aluminio (Al) y el Silicio (Si)

● Concluye que debían de existir dos elementos, a los cuales llamó *eka-aluminio* y *eka-silicio* y que debían llenar los agujeros.

● Ahora bien, Mendeliev no solamente predijo la existencia del Ga y el Ge, sino que describió como eran, esto es describió algunas de sus propiedades físicas y químicas, entre ellas: el peso atómico aproximado, la manera en que se combinarían con el oxígeno y el cloro.

● Cuando el Ga y el Ge fueron descubiertos varios años más tarde se observó que sus propiedades físicas y químicas eran las que Mendeliev había predicho.

La exactitud de las predicciones de Mendeliev para los elementos desconocidos basadas en la tabla periódica, convencieron sin lugar a dudas de su validez a los científicos de la época.

En 1911 aparece el modelo del átomo de Rutherford

● La mayor parte de la masa del átomo está localizada en un núcleo el cual es muy denso

● El núcleo tiene carga neta positiva

● Alrededor del núcleo hay esencialmente espacio vacío en el cual residen los electrones con una carga neta negativa igual a la del núcleo para los átomos neutros

En 1913 Henry Moseley (muerto en la batalla de Gallipoli a la edad de 28 años)

● Investiga las frecuencias características de los rayos X producidos al bombardear cada elemento con rayos catódicos (electrones) de alta energía.

● Descubre que existe una relación matemática entre la frecuencia de los rayos X producidos y el número atómico (es decir el número de serie de cada elemento en la tabla)

● Esto quería decir que el número atómico era más un número de serie, es decir, que tiene alguna base física.

● Moseley propone que el número atómico era el **número de electrones** en el átomo del elemento en cuestión.

● Es claro que esto también significa que el número atómico es el número de cargas positivas del núcleo.

Los experimentos de Moseley:

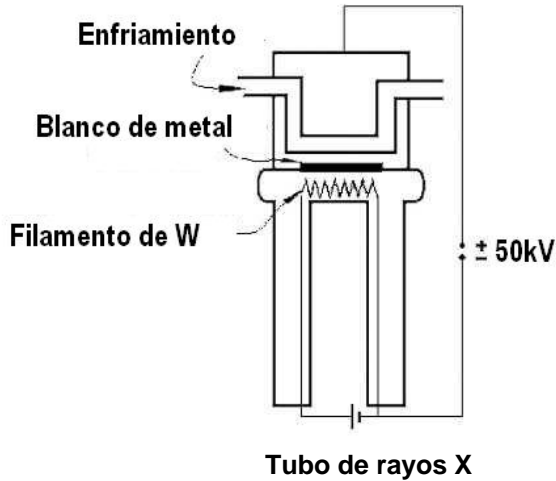
Moseley usó varios metales como blancos en sus tubos de rayos catódicos.

Notó que cuando los rayos catódicos pegaban sobre el metal y estos rayos catódicos tenían suficiente energía (obtenida usando alto voltaje), diferentes metales daban rayos X de diferentes longitudes de onda (o lo que es lo mismo de diferente energía).

Lo que pasaba en esencia era que los rayos catódicos acelerados por el alto voltaje (electrones de alta energía) sacan a los electrones internos de los átomos metálicos al golpear sobre los átomos de los blancos metálicos.

Cuando los electrones sacados del átomo regresan a su lugar se emiten rayos X. Como los electrones internos no están apantallados por los demás electrones, la energía requerida para sacarlos depende del número de protones que hay en el núcleo.

De esta manera la energía de los rayos X y por tanto su frecuencia y su longitud de onda, está relacionada con el número de protones del núcleo. Moseley se dio cuenta de que los números atómicos eran mucho más que un esquema adecuado para los elementos, sino que tenían sentido físico real, esto es que eran el número de protones (y electrones) de un elemento neutro.



La ley y la tabla periódicas:

Mendeleiev, 1871

Demuestra: Que las propiedades de los elementos varían de manera periódica.

La tabla periódica nos ayuda a comprender el comportamiento, las propiedades y la reactividad de los elementos

Las propiedades de los elementos tienden a reproducirse de manera regular (**periódica**) al ordenar a los elementos según su número atómico.

La ley periódica se basa en el arreglo de los elementos llamado **<Tabla periódica>** en la cual cada elemento pertenece a un agrupamiento vertical llamado familia y a un agrupamiento horizontal llamado periodo.

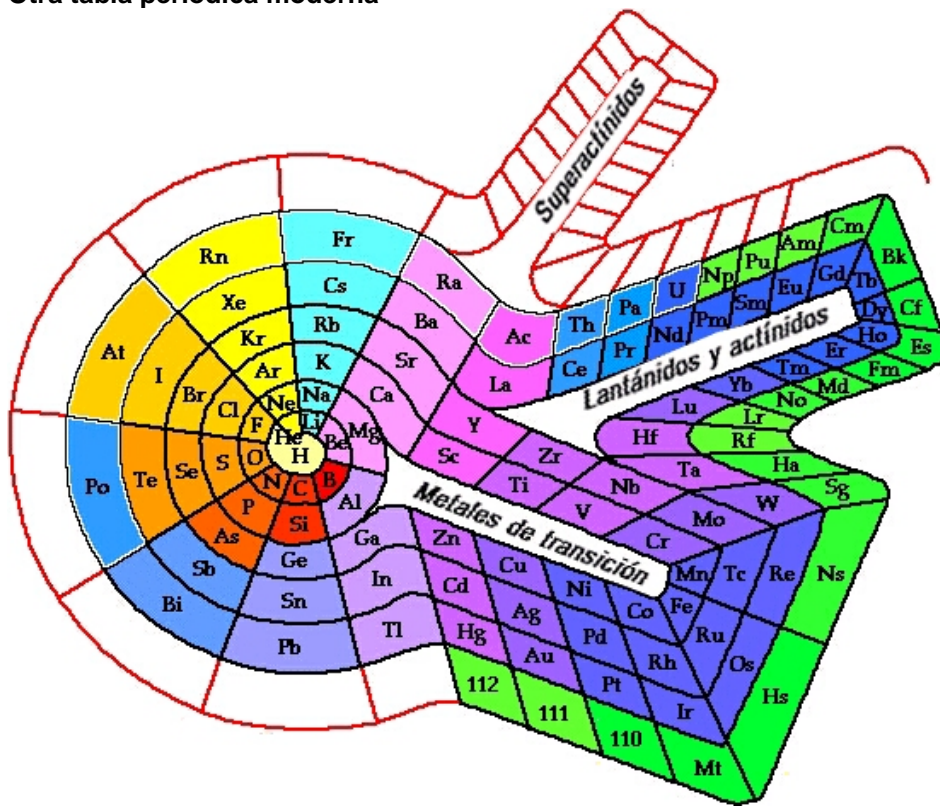
Los elementos de una familia tienden a presentar propiedades químicas similares.

H																	He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac																
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

La tabla periódica moderna

A standard periodic table of elements is shown. A text box at the bottom center of the table reads: "Aunque este arreglo describe mejor la configuración electrónica de los elementos resulta confuso y poco amigable".

Otra tabla periódica moderna



La tabla periódica en espiral

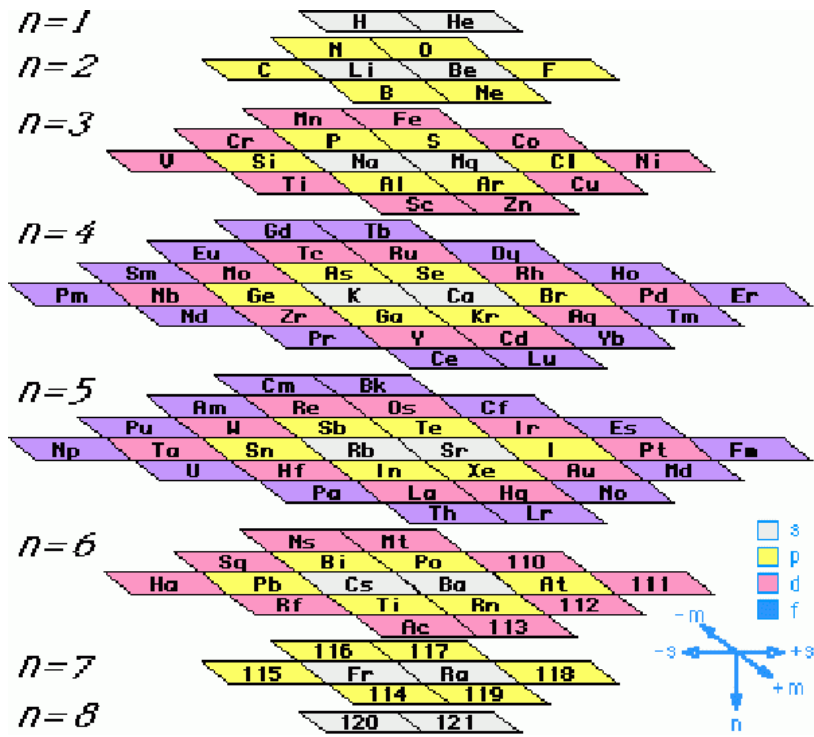
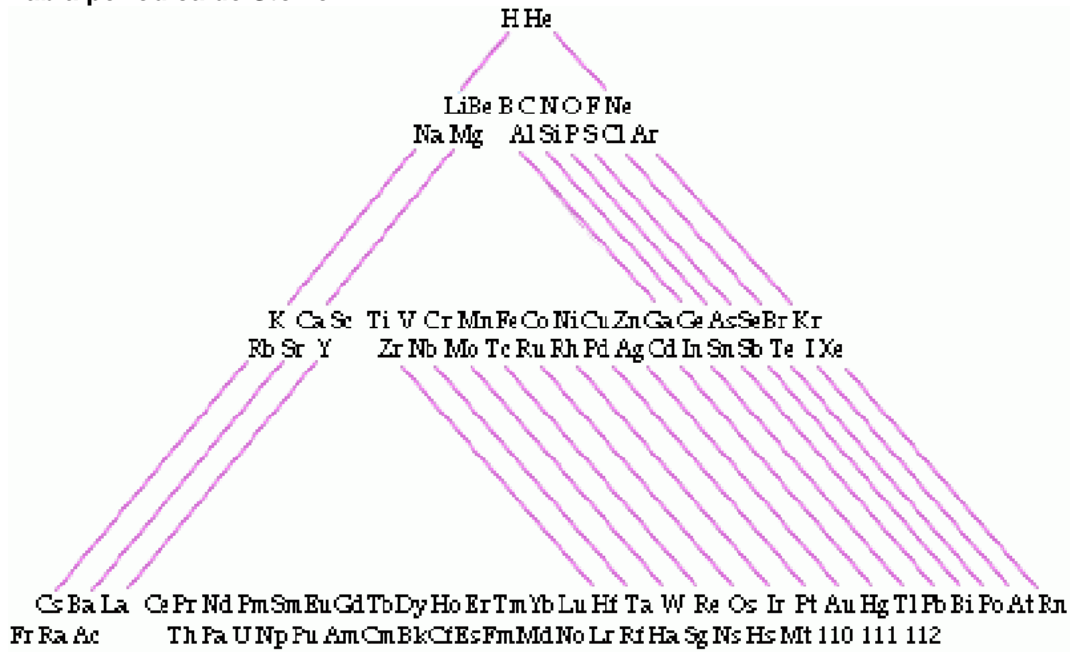


Tabla periódica de Stowe



Una tabla triangular

¿Qué información hay en la tabla periódica?

The diagram shows a single cell from the periodic table for Silver (Ag). The cell contains the following information:

- Número atómico:** 47 (Atomic number)
- Nombre:** Plata (Name)
- Símbolo:** Ag (Symbol)
- Peso atómico:** 107.87 (Atomic weight)

Información en la tabla periódica

Los elementos conocidos

En la actualidad se conocen 108 elementos

De ellos tenemos:

- 87 elementos son metales
- 26 elementos radioactivos
- 16 elementos han sido fabricados por el hombre (radioactivos todos)
- 11 son gases a presión y temperatura normales
- 6 son gases nobles monoatómicos
- 2 elementos son líquidos

Veámoslos ahora en la tabla

Los metales

En esta tabla los metales están disfrazados de rojo

The periodic table shows the following elements highlighted in red, representing metals:

- Li, Be, Na, Mg, K, Ca, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Al, Si, P, S, Cl, Ar, Rb, Sr, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, I, Xe, Cs, Ba, La, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

Los 87 metales

Algunas propiedades de los metales

En general, la mayoría de los metales tienen las propiedades siguientes:

- Son dúctiles y maleables.
- Presentan brillo (lustre)
- Son buenos conductores del calor
- Son buenos conductores de la electricidad
- Todos excepto el Hg son sólidos a temperatura ambiente
- Al hacerlos reaccionar con no metales pierden electrones

Los no-metales

Ahora son los no-metales los que se disfrazaron de rojo

H																	He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac																
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Los no-metales

Algunas propiedades de los no metales

En general, pueden presentar todos los estados físicos a temperatura y presión normales (STP)

- Cl₂ es un gas, Br₂ es líquido, I₂ es sólido
- Son malos conductores del calor
- Son malos conductores de la electricidad
- Muchos de ellos existen como moléculas diatómicas
- Al reaccionar con los elementos metálicos ganan electrones
- Al reaccionar con elementos no-metálicos *comparten* electrones

Algunas propiedades de los gases nobles

- En general, estos elementos no reaccionan con casi nadie.
- Todos son gases monoatómicos en condiciones normales
- Son muy poco reactivos, de hecho He, Ne y Ar no reaccionan con nada
- El Kr y el Xe reaccionan con O y F y forman algunos compuestos.
- El Rn es radiactivo.

Los estados físicos de los elementos

Estados físicos de los elementos a 25°C

H																	He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac																
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Estados físicos de los elementos a 25°

Definición de familias o grupos (a la antigua)

																		A cada familia se le asigna un número romano y una letra																									
I A																	VIII A																										
H	II A															III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A	He																					
Li	Be															B	C	N	O	F	Ne																						
Na	Mg	III B	IV B	V B	VII B	VIII B	VIII B	IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar																												
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																										
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																										
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																										
Fr	Ra	Ac																																									
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																											
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																											

Definición de familias o grupos (a la antigua)

Definición de familias o grupos (a la moda)

A cada familia se le asigna un número arábigo del 1 al 18

1																	18																												
H																		He																											
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																												
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar																												
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																												
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																												
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																												
Fr	Ra	Ac																																											
<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table>																		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																

Definición de familias o grupos (a la moda)

Definición de periodos

A los periodos se les asigna un número

1	H																	He																											
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																											
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																											
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																											
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																											
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																											
7	Fr	Ra	Ac																																										
<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table>																		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																

Definición de periodos

Nombres de algunas familias comunes

Tabla periódica con familias comunes resaltadas:

- Metales alcalinos:** Grupo 1 (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)
- Metales alcalinoterreos:** Grupo 2 (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)
- Halógenos:** Grupo 17 (F, Cl, Br, I, At)
- Gases nobles:** Grupo 18 (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)

Nombres de algunas familias comunes

El átomo y sus electrones.

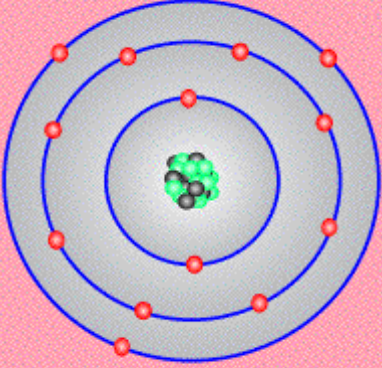
- El modelo más sencillo que explica la ley periódica y explica las razones para que los elementos estén ordenados tal como se ve en la tabla, es el de **Bohr-Rutherford**.
- Este modelo dice que los electrones se mueven alrededor del núcleo en capas.
- Un electrón puede cambiar de capa siempre y cuando emita o absorba energía. Los electrones ocupan **orbitales** (de a dos en dos) que se encuentran en **sub-capas**, las cuales a su vez están en **capas**.

El modelo y las propiedades

- El modelo modificado de Bohr nos provee de una explicación de la ley periódica, las reglas que gobiernan la ocupación de **capas**, **sub-capas** y **orbitales** dan como resultado un patrón repetitivo del arreglo de los electrones de valencia en los elementos. **Así, los elementos que son de una misma familia, tienen propiedades muy similares y claro, sus electrones de valencia tienen el mismo arreglo.**

Configuraciones electrónicas:

- El arreglo de los electrones en **capas**, **subcapas** y **orbitales** se llama **configuración electrónica**.
- Debido a los patrones encontrados, es posible escribir estas configuraciones de manera concisa.
- La configuración electrónica de un elemento da mucha información
- Entre otras cosas indica cuántos **electrones de valencia** tiene y además permite saber cuántos **electrones desapareados** tiene.
- Las configuraciones electrónicas pueden representarse empleando el símbolo del gas noble anterior y los electrones de valencia adicionales o por medio de las estructuras de Lewis.



Podemos pensar que en los átomos existen capas donde hay electrones

cada capa puede aceptar únicamente un número determinado de electrones

Al añadir electrones, estos ocuparán capas cada vez más externas

Estructura electrónica de los átomos



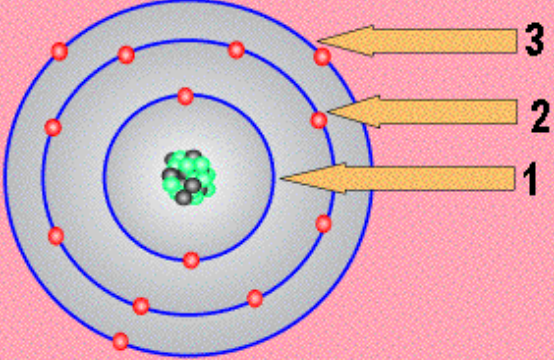
En el centro está el núcleo

El núcleo tiene protones y neutrones

El núcleo es mucho menor que el átomo

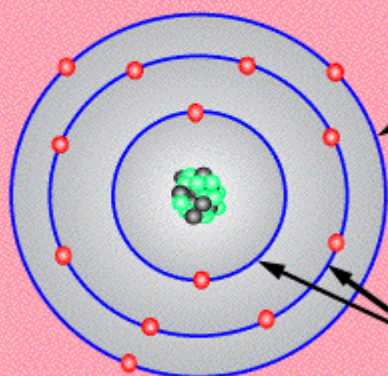
El núcleo y los electrones

Al cambiar de periodo cambiamos de capa



Estructura electrónica de los átomos

A la última capa de electrones de un átomo neutro se le conoce como capa de valencia



Esta es la capa de valencia, aquí es donde ocurren las reacciones químicas

Aquí están los electrones de "core" aquí casi nunca pasa nada

Electrones de valencia y de core

Electrones de valencia y capacidad de combinación

Nº de electrones	Familia
1 e ⁻	IA
2 e ⁻	IIA
3 e ⁻	IIIA
4 e ⁻	IVA
5 e ⁻	VA
6 e ⁻	VIA
7 e ⁻	VIIA

- Para los elementos representativos, se define que el número de electrones de valencia de un elemento es igual al de la familia a la que pertenece.
- Y está relacionado a la manera en que se combina con otros.
- La energía de cada capa dependerá del periodo en que se encuentre el elemento.
- La forma de la tabla nos dice entonces como se acomodan los electrones.

Niveles de energía

- En cada periodo (en cada capa) caben únicamente un cierto número de electrones.

El número máximo de electrones en cada periodo es de $2n^2$ es decir:

Capa (n)	Nº máximo de e ⁻
1	2
2	8
3	18
4	32

Subniveles

● Cada capa o nivel energético tiene a su vez subniveles, a estos se les conoce con los nombres de **s, p, d, f**, etc. El número del nivel define el número de los subniveles

Nivel (n)	Nº de subniveles	Tipos
1	1	s
2	2	s, p
3	3	s, p, d
4	4	s, p, d, f

● Cada subnivel solo puede tener un número máximo de electrones.

Subnivel	Nº de e ⁻
s	2
p	6
d	10
f	14

Esto también te lo dice la tabla periódica.

Clasificación y configuración electrónica.

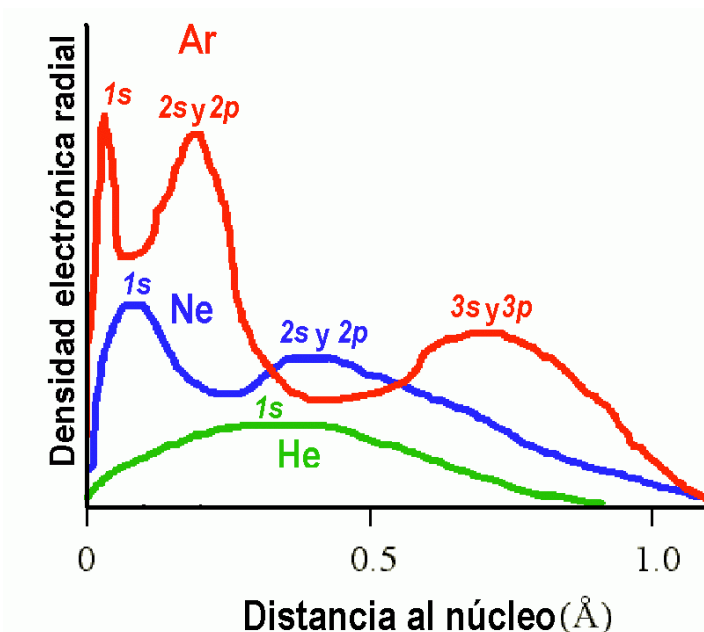
Capas electrónicas de los átomos

Al movernos hacia abajo en una familia en la tabla periódica cambiamos la energía de los electrones de valencia del átomo. O lo que es lo mismo cambiamos el número cuántico principal n de los electrones de valencia

● Hemos dicho que todos los orbitales que tienen el mismo número cuántico n en un átomo constituyen una capa.

● ¿Cómo es la descripción cuántica de las distribuciones de probabilidad para todos los electrones de un átomo? Veamos las de los tres primeros gases nobles:

He	$1s^2$
Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$
Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



Distribución radial de la densidad electrónica

Esta distribución puede calcularse usando los programas adecuados y el resultado es una *distribución esféricamente simétrica* a la que se le llama *densidad electrónica radial*. Al analizar cada uno de los ejemplos anteriores vemos que:

- El Helio tiene una sola capa
- El Neón tiene dos capas
- El Argón tiene tres capas

El número de capas coincide con el número cuántico n que tienen los electrones más externos (es decir los de valencia)

- En el He los electrones $1s$ tienen la máxima probabilidad a 0.3 \AA del núcleo
- En el Ne los electrones $1s$ tienen un máximo de probabilidad alrededor de los 0.08 \AA , y los electrones $2s$ y $2p$ se combinan para generar otro máximo alrededor de 0.35 \AA (la capa $n = 2$)
- En el Ar los electrones $1s$ tienen un máximo alrededor de los 0.02 \AA , los electrones $2s$ y $2p$ se combinan para dar un máximo alrededor de los 0.18 \AA y los electrones $3s$ y $3p$ se combinan para dar un máximo cerca de los 0.7 \AA

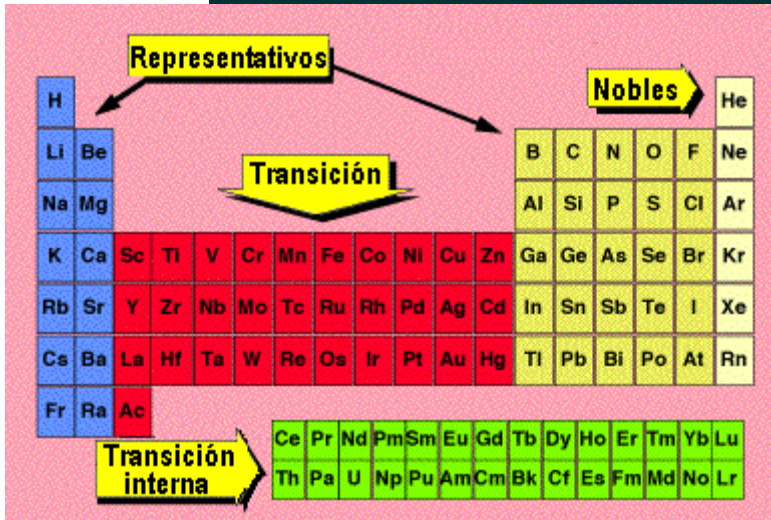
¿Por que la capa $1s$ en el Argón está mucho más cerca del núcleo que la capa $1s$ en el Neón y por que esta está mucho más cerca que la capa $1s$ del helio?

- La carga nuclear (Z) del He = $2+$, del Ne = $10+$ y del Ar = $18+$
- Los electrones más internos (capa $1s$) no están apantallados por otros electrones, por tanto la atracción del núcleo es mayor conforme sea mayor el número de protones.
- De la misma manera, la capa $n = 2$ del Ar está más cerca al núcleo que la capa $n = 2$ del Ne. La Z_{eff} para la sub-capa $2s$ del Ne será $(10-2) = 8+$, y para el Ar será $(18-2) = 16+$. Entonces, los electrones de la sub-capa $2s$ en el Ar estarán más cerca del núcleo debido a la mayor carga nuclear efectiva.

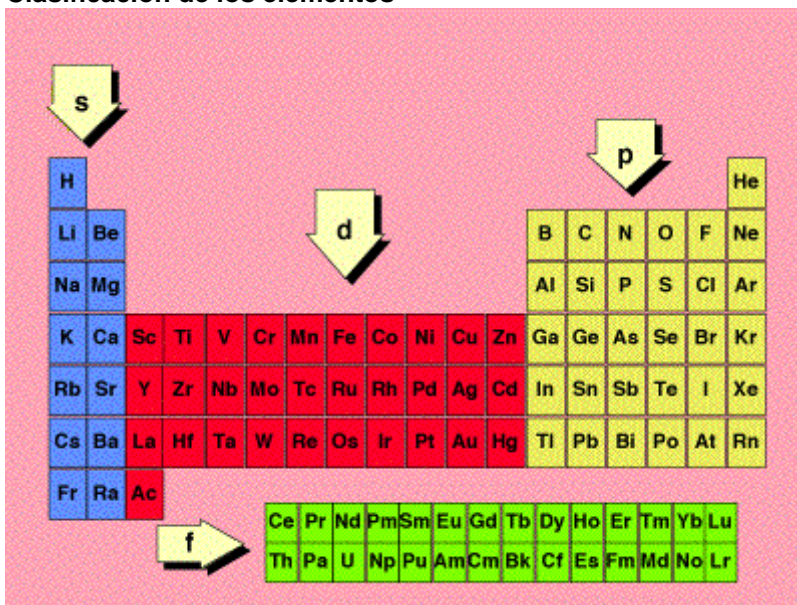
Capas electrónicas y clasificación

- Una manera muy útil de clasificar a los elementos es la que emplea a los electrones distinguibles, es decir los que cambian de elemento a elemento (claro, los de valencia.)
- Así podemos clasificar a los elementos como:

Representativos	e ⁻ de valencia s o p
Gases nobles	e ⁻ de valencia s y p llenos
Transición	e ⁻ de valencia d
Transición interna	e ⁻ de valencia f



Clasificación de los elementos



Clasificación y configuración electrónica

The periodic table is color-coded by sublevel: s-block (blue), p-block (yellow), d-block (red), and f-block (green). The f-block is shown below the main table, with an arrow pointing from Actinium (Ac) to the first element of the f-block, Cerium (Ce).

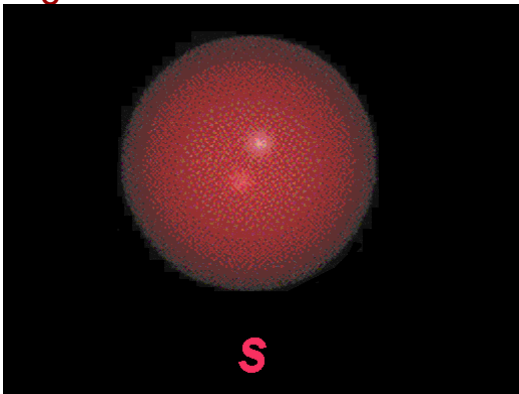
La tabla periódica y los subniveles

Los orbitales

- Cada nivel (capa) tiene sub-niveles.
- En cada sub-nivel hay orbitales
- Y en cada orbital caben únicamente 2 electrones.

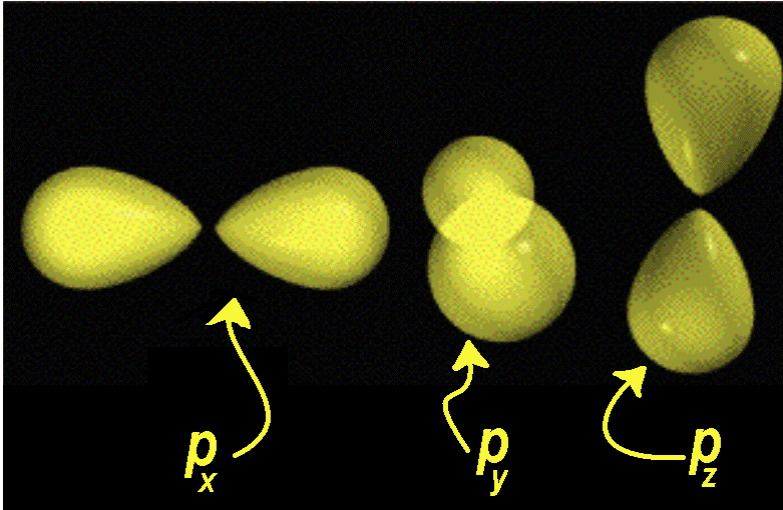
Sub-nivel	Nº de orbitales	Nº máximo de e ⁻
s	1	2
p	3	8
d	5	10
f	7	14

Y ¿Cómo son los orbitales?



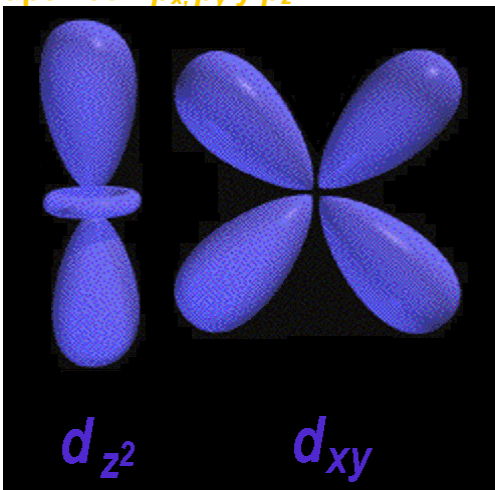
Los orbitales s

Los orbitales s son esféricos y hay al menos uno en cada nivel



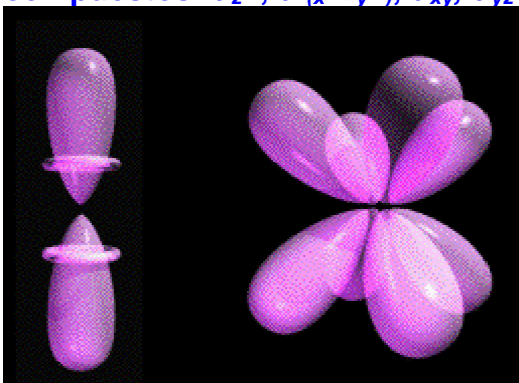
Los orbitales p

De estos hay 3 en cada nivel excepto en el primero, parecen cacahuates y se apellidan p_x , p_y y p_z



Los orbitales d

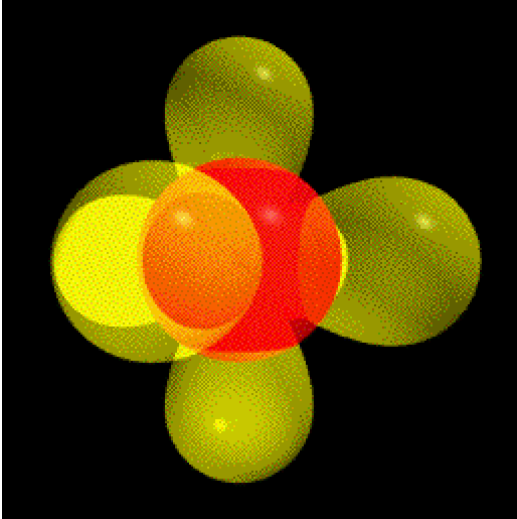
Son más complicados, hay 5 en cada nivel excepto en el 1º y 2º y tienen apellidos compuestos: d_{z^2} , $d_{(x^2-y^2)}$, d_{xy} , d_{yz} y d_{xz} .



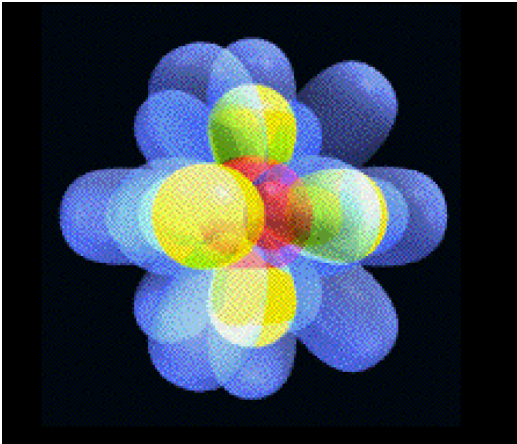
Los orbitales f

Finalmente los orbitales f , todavía son más complicados, hay 7 en cada nivel excepto en los tres primeros y tienen apellidos más complicados

● Y ¿Cómo están en el átomo?



Todos los orbitales del nivel $n=2$

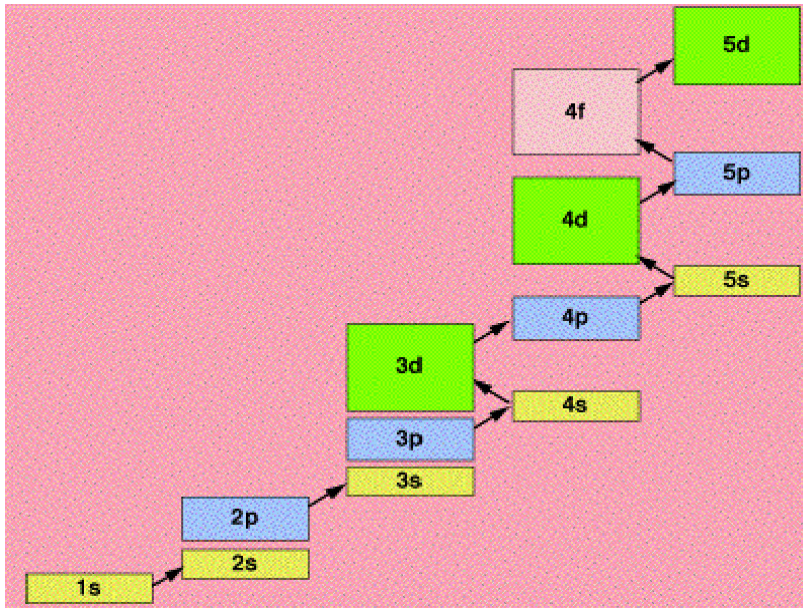


Todos los orbitales del nivel $n=3$

El principio de Aufbau (construcción)

Los electrones ocupan los orbitales de adentro para afuera,

- Esto es, 1º el nivel 1 después el 2 etc., y 1º el s, después el p y etc.
- Los electrones prefieren no compartir el mismo orbital a menos que no haya de otra.
- Hay 4 excepciones:
- Al llenar el 4s antes que el 3d
- Al llenarse el 5s antes que el 4d
- Al llenar 5d¹ antes que 4f
- Al llenarse el 6d¹ antes que el 6f



Llenado de los átomos, tendencia general

Tendencias periódicas

Ciertas propiedades de los elementos, exhiben un cambio gradual conforme nos movemos a lo largo de un periodo o una familia.

El conocer estas tendencias, nos ayudará a comprender las propiedades químicas de los elementos.

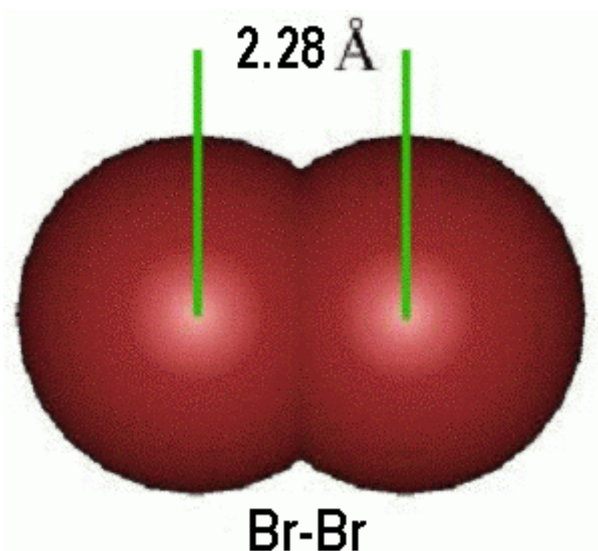
Estas son:

- Tamaño atómico
- Potencial de ionización
- Afinidad electrónica
- Electronegatividad

Tamaño Atómico

● Del modelo cuántico del átomo podemos concluir que un átomo no tiene una frontera definida, ello nos conduce a un problema conceptual que puede definirse con la siguiente pregunta *¿cuál es exactamente el tamaño de un átomo?*

● Se puede estimar el radio atómico suponiendo que los átomos son objetos esféricos que se tocan unos a otros al estar unidos en una molécula



Distancia Br-Br en la molécula de Br₂

- La distancia del enlace Br-Br en el Br₂ es de 2,28 Å, entonces el radio del átomo de Br es de 1,14 Å
- La distancia del enlace C-C es de 1,54 Å, entonces el radio de un átomo de Carbono es de 0,77 Å

¿Y la distancia del enlace en C-Br?

- Para tener capacidad de predicción, es necesario que los radios atómicos determinados (por medio de alguna técnica) permanezcan iguales, al considerar otros compuestos (es decir que sean aditivos)
- Con los datos anteriores y pensando que los valores obtenidos son aditivos, podemos predecir que la distancia de enlace C-Br es igual a $1,14 + 0,77 = 1,91$ Å
- En muchos de los compuestos que tienen enlaces C-Br, la distancia observada tiene aproximadamente este valor.
- Con las consideraciones anteriores, podemos presentar las características generales de las distancias de enlace obtenidas por medio de las técnicas como *cristalografía de moléculas pequeñas, RMN y otras*.

¿Qué observamos al examinar a los elementos?

- Al bajar por una familia, los átomos crecen.

¿La razón?

Al cambiar de periodo añadimos otra capa.

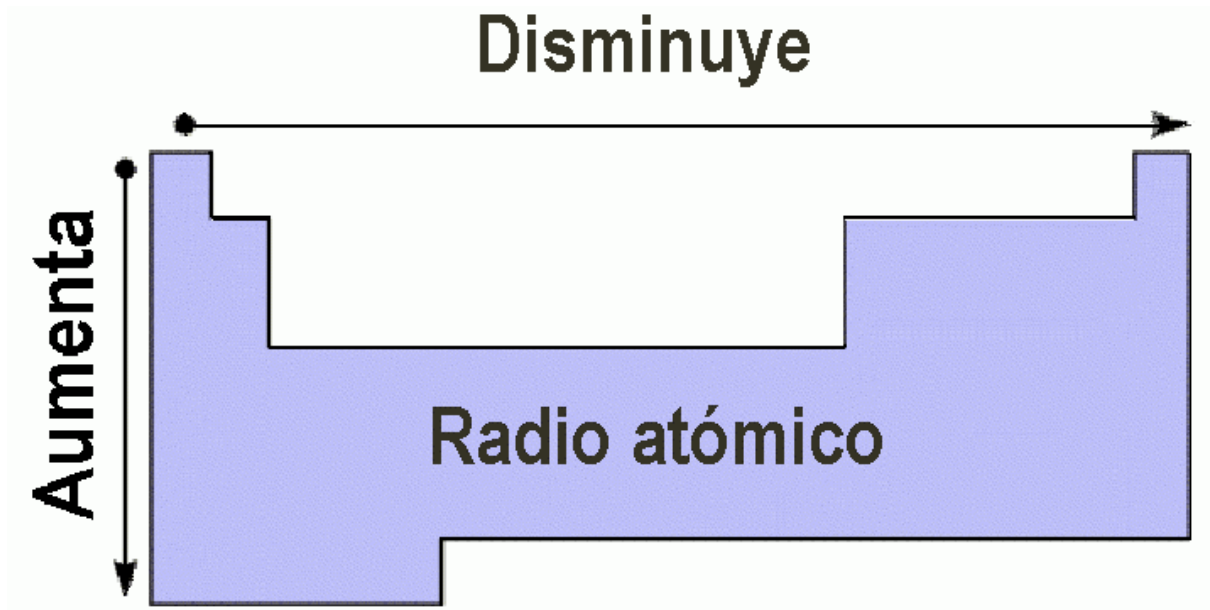
- A lo largo de un periodo los átomos disminuyen de tamaño.

¿La razón?

Al haber más protones la carga positiva es mayor, eso atrae más a los electrones. Como no hemos cambiado de nivel, los electrones están más atraídos por el núcleo.

Al bajar en una familia (*columna*) de la tabla periódica, el **radio atómico crece**

Al avanzar hacia la derecha en un **periodo (renglón)** de la tabla periódica, el **radio atómico decrece**

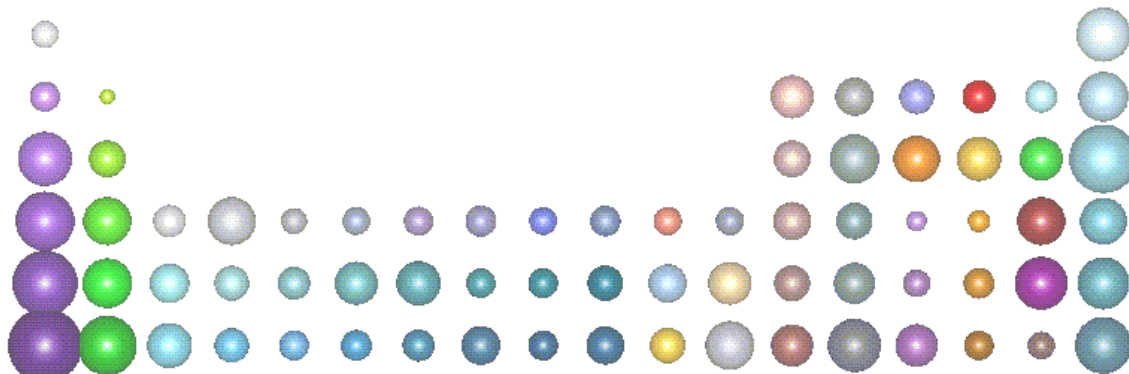


Comportamiento de los tamaños atómicos

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi		

Tamaño atómico y periodicidad, los elementos representativos

Y ahora toda la tabla, o casi



La tendencia sigue siendo la

Tamaño atómico y periodicidad (tabla larga)

¿Cuáles son las bases de estas observaciones?

● Hay dos factores que afectan a los orbitales y por tanto a los electrones de un átomo:

- El número cuántico principal (la energía de los electrones en el átomo)
- La carga nuclear efectiva (cuantos y como están los electrones de ese átomo)
- **A lo largo de un periodo (no cambia el número cuántico principal)**

observamos:

- El número de electrones de **core (electrones que apantallan)** permanece constante y únicamente varía el número de electrones de valencia
- El número de electrones crece
- Si el número de electrones crece, pero el número de electrones que apantallan la carga del núcleo permanece constante, entonces la carga nuclear efectiva (Z_{eff}) sobre los electrones de valencia crece **y serán más atraídos hacia el núcleo** conforme avanzamos en el periodo, de manera que el radio disminuirá
- Así para los elementos en que estamos llenando la subcapa $3p$, tenemos:
- En cada caso tenemos que hay 12 electrones que apantallan ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$), de manera que al aumentar el número de electrones de valencia:

Elemento	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Número atómico	13	14	15	16	17	18
Z_{ef}	1+	2+	3+	4+	5+	6+

- **Ahora bien al bajar en una familia (el número cuántico principal aumenta):**
- **El número de electrones de valencia permanece constante**
- **El número cuántico principal aumenta**
- **El número de electrones que apantallan crece, pero también crece la carga nuclear y el resultado final es que esencialmente la carga nuclear efectiva sobre los electrones de valencia permanece constante**

● Puesto que al aumentar el número cuántico principal los electrones que caben en el átomo son más, al bajar en una familia, el radio atómico crece

● Por ejemplo en la familia 1 o 1A (ponemos a los electrones d valencia en azul y a los de core, es decir los que apantallan, en rojo)

No atómico	Elemento	Configuración electrónica	Z _{ef}	No cuántico n
3	Li	1s ² 2s ¹	1+	2
11	Na	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	1+	3
19	K	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹	1+	4
37	Rb	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ¹	1+	5

Potencial de ionización o energía de ionización

● Se define como la energía que se requiere para sacar al electrón más externo de un átomo neutro.

● La energía de ionización de un átomo mide que tan fuerte este retiene a sus electrones

● La energía de ionización es la energía mínima requerida para quitar un electrón de un átomo aislado gaseoso en su estado basal

● Ojo esto no se refiere a la energía requerida para quitar un electrón de las capas internas, acuérdate que esos están mas agarrados al átomo, porque están más cerca y porque les toca más carga del núcleo.

● Aquí nos referimos al estado basal del átomo completo, entonces el electrón que saldrá será el que tiene menos energía es decir el más lejano al núcleo.

● La primera energía de ionización, I_1 , es la energía necesaria para quitarle el primer electrón del átomo:



● La segunda energía de ionización, I_2 , es la energía requerida para quitarle el siguiente electrón (esto es el segundo) del átomo



● Entre mayor sea el valor del subíndice en I_n mayor será la dificultad para quitar ese electrón

● Conforme quitamos electrones, la carga positiva del núcleo no cambia, y esto conduce a que haya menos repulsión entre los electrones que quedan.

● La Z_{eff} crece al quitar electrones

● Para quitar los electrones restantes se requiere cada vez más energía (es decir la energía de ionización es mayor para cada electrón subsiguiente)

Energías de ionización (kJ / mol)				
Elemento	I_1	I_2	I_3	I_4
Na	496	4.560		
Mg	738	1.450	7.730	
Al	577	1.816	2.744	11.600

● También hay un gran incremento en la energía de ionización cuando se quitan los electrones de las capas más internas $n-1$ (es decir la que no son de valencia.)

● Esto se debe al hecho de que al pasar a un orbital con número cuántico principal menor, el electrón que se intenta quitar está mucho más cerca del núcleo y por tanto está mucho más atraído

- Los electrones interiores están tan unidos al átomo que son muy difíciles de ionizar de tal manera que no participan en el enlace químico

Tendencias periódicas de la energía de ionización

- Primera energía de ionización en función del número atómico**
- Al avanzar en un periodo, la energía de ionización aumenta al incrementar el número atómico
- Al bajar en una familia, la energía de ionización disminuye al incrementar el número atómico

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

Comportamiento de la energía de ionización

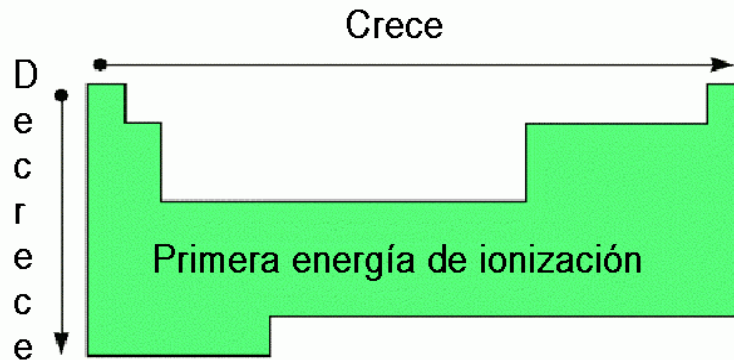


Figura ¡Error! Marcador no definido.: : Tendencias generales para la energía requerida para quitar el primer electrón de un elemento

Las bases físicas de estas observaciones son:

- Conforme crece la carga efectiva o conforme la distancia del electrón al núcleo disminuye, habrá mayor atracción entre el núcleo y el electrón. La carga efectiva crece a lo largo de un periodo y además el radio atómico también disminuye
- Al bajar en una familia, la distancia entre el núcleo y el electrón aumenta y la atracción entre el electrón y el núcleo disminuye

¿Cuál de los siguientes elementos tiene la menor energía de ionización? B, Al, C o Si

Probablemente el Al. Sus electrones de valencia tienen un número cuántico principal mayor que el C o el B y por tanto están más lejos del núcleo, además su núcleo tiene menor carga efectiva que el Si.

Afinidad electrónica

- Se define como la energía que se obtiene cuando un átomo gana un electrón
- Los átomos pueden *ganar electrones* para formar iones cargados negativamente (**aniones**)
- La **afinidad electrónica** es el cambio energético asociado al proceso en el que un átomo en estado gana un electrón.
- Para todos los átomos cargados positivamente y para la mayoría de los átomos neutros, en este proceso se libera energía cuando se añade un electrón



La reacción anterior indica que el cloro tiene una afinidad electrónica de -328 kJ/mol.

Entre mayor sea la atracción que tiene el átomo por el electrón, más exotérmico será el proceso

- Para los aniones y algunos átomos neutros, añadir un electrón no es tan fácil dando como resultado un proceso endotérmico, es decir se debe de hacer trabajo para forzar al electrón dentro del átomo, produciendo un **anión inestable**.
- Los halógenos, a los que únicamente les falta un electrón para llenar la subcapa *p*, son los que tienen mayor atracción por un electrón, es decir tienen las **afinidades electrónicas** con los valores negativos más grandes. Al añadirles un electrón, obtienen la misma configuración electrónica que la de los gases nobles.
- En cambio las familias 2A y 8A tienen *subcapas llenas* (s, y p respectivamente) y por lo tanto el electrón añadido debe colocarse en un orbital de mayor energía. El añadir electrones a estos elementos es un *proceso endotérmico*.

Afinidades electrónicas (kJ / mol)

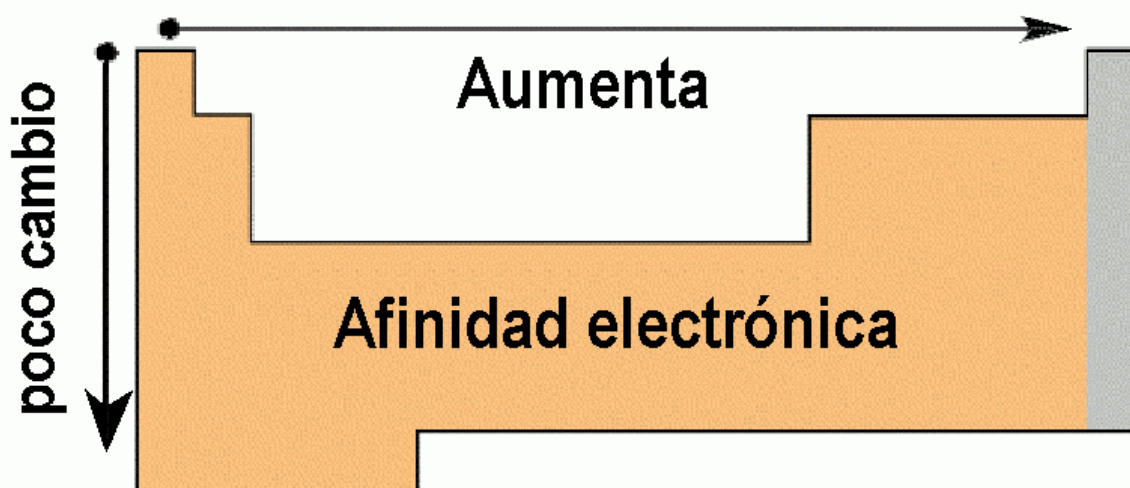
1A							8A
1	2A	3A	4A	5A	6A	7A	18
H -73	2	13	14	15	16	17	He >0
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0
K -48	Ca -4	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0
Rb -47	Sr -11	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0
subcapa s		subcapa p					

Valores de las afinidades electrónicas de los elementos representativos

La tendencia general para la **afinidad electrónica** es la de volverse más negativa al movernos a la derecha a lo largo de un periodo, siendo los valores mayores los de los halógenos.

- Las afinidades electrónicas no cambian mucho al bajar en una familia
- Aunque la distancia de los electrones al núcleo aumenta al bajar en la familia y hay menos atracción,
- Sin embargo, los electrones en la subcapa tienen más espacio y por tanto las repulsiones interelectrónicas son menores

Valores de la afinidad electrónica de los halógenos		
Elemento	Ion	E (kJ / mol)
F	F ⁻	-328
Cl	Cl ⁻	-349
Br	Br ⁻	-325
I	I ⁻	-295



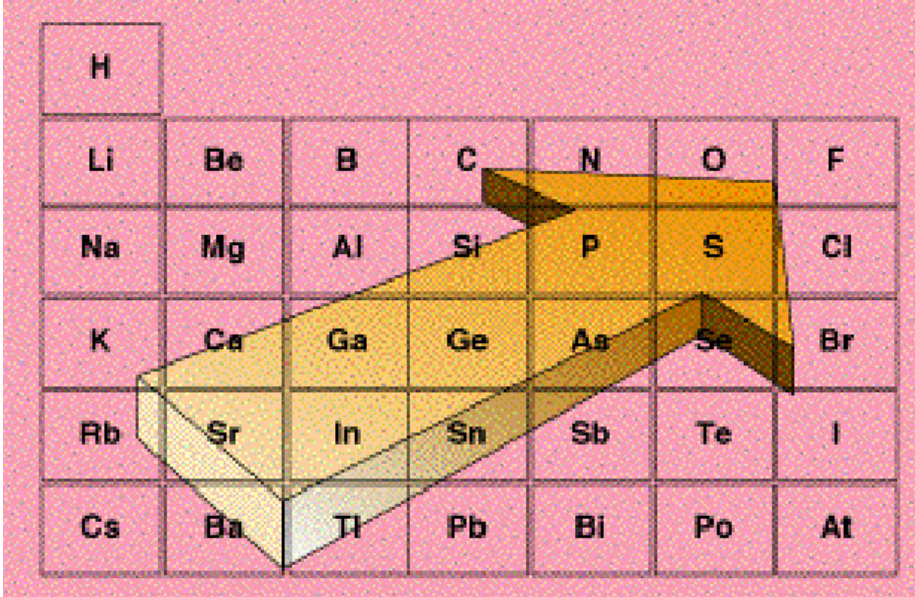
Comportamiento de la afinidad electrónica

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

Comportamiento de la afinidad electrónica

Electronegatividad

Se define como la capacidad que tiene un átomo para atraer electrones



Comportamiento de la electronegatividad

Resumen de las tendencias periódicas

Al decrecer el tamaño atómico

- El 1er potencial de ionización crece
- Los electrones son más difíciles de quitar
- Añadir electrones es fácil
- Los metales son mayores, por tanto tienden a perder electrones
- Los no metales son pequeños, de manera que tienden a ganar electrones

Metales, No-metales y Metaloides

Comparación de las propiedades características de los metales y los no-metales:

Elementos Metálicos	Elementos No-metálicos
Lustre distintivo (Brillan)	No tienen lustre, presentan varios colores
Maleables y dúctiles (son flexibles) como sólidos	Quebradizos, hay duros y blandos
Buenos conductores del calor y la electricidad	Malos conductores del calor y la electricidad
Sus compuestos de oxígeno son básicos	Sus compuestos de oxígeno son ácidos
En disolución acuosa forman cationes	Generalmente forman aniones, pueden pasar a oxianiones en disolución acuosa

Metales

● La mayoría de los metales son maleables (pueden formar láminas delgadas, por ejemplo un centímetro cúbico de oro puede aplastarse hasta formar una placa que podría cubrir un campo de fútbol completo), y son dúctiles (pueden estirarse para formar hilos muy delgados o alambres).

● Son sólidos a temperatura ambiente (excepto el Hg, que es líquido)

● Tienden a tener energías de ionización bajas y típicamente *pierden electrones* es decir se oxidan en sus reacciones químicas

● Los metales alcalinos siempre pierden un electrón y presentan iones con carga 1+

● Los metales alcalino-térreos siempre pierden dos electrones y presentan iones con carga 2+

● Los metales de transición no tienen un patrón común y sus iones pueden tener cargas 2+, 1+ y 3+, pero pueden encontrarse otros cationes

● Los compuestos entre un metal y un no-metal tienden a ser iónicos

● La mayoría de los óxidos metálicos son básicos y al disolverse en agua reaccionan para formar hidróxidos metálicos:

Óxido metálico + H₂O \rightleftharpoons hidróxido metálico



● Los óxidos metálicos exhiben su carácter básico al reaccionar con los ácidos para formar sus sales y agua:

Óxido metálico + ácido \rightleftharpoons sal + agua



Ejemplos:

¿Cuál es la fórmula del óxido de aluminio?

El Al tiene carga 3+, el ion óxido tiene carga 2-, O²⁻, entonces la fórmula debe ser Al₂O₃

¿Que esperarías que fuera a temperatura ambiente, sólido, líquido o gas?

Los óxidos metálicos son sólidos a temperatura ambiente

Escribe la ecuación química balanceada para la reacción entre el óxido de aluminio y el ácido nítrico:

Óxido metálico + ácido \rightleftharpoons sal + agua



No-metales

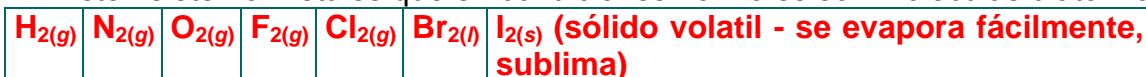
● Su apariencia varía mucho

● En general no presentan lustre

● No son buenos conductores de la electricidad ni del calor excepto por ciertas excepciones

● *En general*, los puntos de fusión son menores que los de los metales

- Existen siete no-metales que en condiciones normales son moléculas diatómicas:



- Cuando los no-metales reaccionan con los metales, tienden a ganar electrones (obteniendo así la configuración del gas noble más cercano) y generan aniones, es decir se reducen:

No-metal + Metal \rightleftharpoons Sal



- Los compuestos que están formados únicamente por no-metales son sustancias moleculares (es decir no son iónicas)

- La mayoría de los óxidos no-metálicos son óxidos ácidos. Los cuales al disolverse en agua reaccionan para formar ácidos:

Óxido no-metálico + agua \rightleftharpoons ácido



[ácido carbónico]

(el agua mineral con gas y en general todos los refrescos con gas son ligeramente ácidos)

- Los óxidos no-metálicos pueden combinarse con bases para formar sales

Óxido no-metálico + base \rightleftharpoons sal



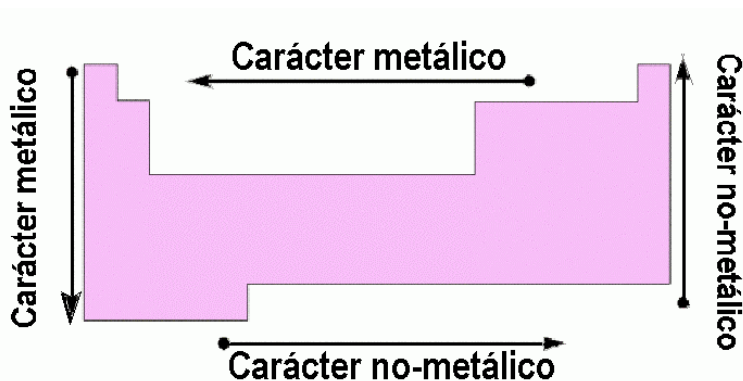
Metaloides

- Tienen propiedades intermedias entre los metales y los no-metales.
- El *Silicio* por ejemplo tiene lustre, pero no es maleable ni dúctil, sino que es quebradizo como muchos no-metales. Además es menos un mal conductor de la electricidad o el calor. Los Metaloides se usan muy a menudo en la industria de los semiconductores (procesadores y memoria de las computadoras).

Tendencias periódicas del carácter metálico

El *carácter metálico* es mayor en los elementos de la izquierda de la tabla periódica y tiende a decrecer conforme nos movemos a la derecha en un periodo (renglón) esto es lo mismo que decir que el carácter de no-metal crece al aumentar el valor de la energía de ionización.

En cualquier familia (columna) el carácter metálico crece de arriba hacia abajo (los valores de la energía de ionización disminuyen al bajar en la familia.) Esta tendencia general no se observa necesariamente en los metales de transición.



Comportamiento periódico del carácter metálico

Tendencias de las familias

Familia 1A: los metales alcalinos

1A, IA o 1	3	11	19	37	55	87
	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr

La palabra *álcali* se deriva de la palabra árabe que significa *ceniza*. Muchos de los compuestos de sodio y potasio se aislaron a partir de las cenizas de madera. (Todavía nos referimos a el Na_2CO_3 y el K_2CO_3 como soda y potasa).

- Al bajar en la familia encontramos lo siguiente:
- Todos tienen un solo electrón en la última capa
- El punto de fusión decrece
- La densidad crece
- El radio atómico crece
- La energía de ionización crece

Los metales alcalinos tienen el menor valor de I_1 de los elementos

Esto indica la facilidad relativa con la que un solo electrón puede quitarse de la última capa.

Los metales alcalinos son muy reactivos y pueden perder muy fácilmente 1 electrón formando un ion con carga 1+



Debido a esta reactividad, los metales alcalinos se encuentran en la naturaleza únicamente como compuestos. Los metales alcalinos se combinan directamente con la mayoría de los no-metales

Reaccionando con **hidrógeno** para formar **hidruros**

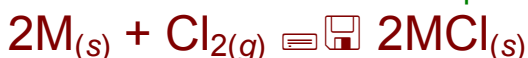


(Ojo: el hidrógeno está presente en los hidruros metálicos como el anión hidruro H^-)

Reaccionan con el **azufre** para formar **sulfuros**



Reaccionan con el **cloro** para formar **cloruros**



Reaccionan con el **agua** y producen **hidrógeno gaseoso** e **hidróxidos de metales alcalinos** violentamente, la reacción es muy exotérmica



- **La reacción entre los metales alcalinos y el oxígeno es más complicada:**
- Una reacción muy común de algunos metales alcalinos es la formación de **óxidos** que tienen al ion O^{2-}



- Otros metales alcalinos pueden formar **peróxidos** que están formados por el ion O_2^{2-}



- El K, el Rb y el Cs pueden formar **súper-óxidos** es decir los que tienen el ion O_2^-



OJO

El color de una sustancia se produce cuando los electrones de valencia del átomo se excitan (es decir se les da energía) y pueden cambiar de un nivel energético al siguiente con la luz visible. En tal caso, la frecuencia particular de la luz que excita al electrón se absorbe. De esta manera, la luz que tu observas está desprovista de uno o varios colores y por eso la ves colorida. Los metales alcalinos, al perder su electrón de valencia, no tienen electrones que puedan excitarse con la luz visible. Por ello sus sales y sus disoluciones acuosas son incoloras.

Cuando un metal alcalino se pone en una flama, los iones se reducen (ganan electrones) al ponerlos en la parte baja de la flama. Al mismo tiempo, debido a la alta temperatura de la flama, el electrón se excita y puede pasar a un orbital de mayor energía, una vez excitado, el electrón regresa a su lugar y emite fotones debido a este proceso. La transición del electrón de valencia del sodio desde el orbital 3p al 3s da como resultado la emisión de un fotón cuya longitud de onda es de 589 nm (amarillo).

- Colores de las flamas de los metales alcalinos:
- Litio (rojo escarlata)
- Sodio (Amarillo)
- Potasio (Lila)

Familia 2A: los metales alcalinotérreos

2A, IIA o 2	4	12	20	38	56	88
	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra

- Al compararse con los metales alcalinos, los metales alcalinotérreos son típicamente:
- más duros
- más densos
- funden a mayor temperatura
- El valor de la primera energía de ionización (I_1) es un poco mayor que el de los metales alcalinos.

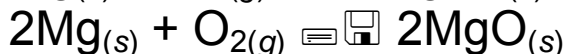
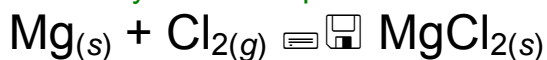
Los metales alcalinos son entonces menos reactivos que los metales alcalinos, en particular el Be y el Mg son los menos reactivos

- El Ca y los elementos que están debajo reaccionan con agua a temperatura ambiente para formar hidróxidos e hidrógeno gaseoso:



- La tendencia de los metales alcalino-térreos a perder sus dos electrones de

valencia se demuestra con la reactividad del Mg ante el cloro y el oxígeno para dar cloruros y óxidos respectivamente:



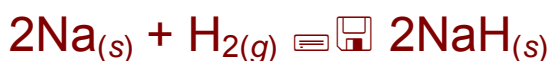
Los iones $2+$ de los metales alcalino-térreos tienen configuración de *gas noble* y entonces forman compuestos incoloros

- **Colores de las flamas**
- Calcio (rojo ladrillo)
- Estroncio: (rojo escarlata)
- Bario: (Verde)

Tendencias periódicas, algunos no-metales

Hidrógeno

- El hidrógeno tiene una configuración electrónica $1s^1$ y se le pone encima de la familia de los metales alcalinos.
- Es un *no-metal*, que en condiciones normales es un *gas* (H_2).
- Su primer potencial de ionización es considerablemente mayor que el de los metales alcalinos y se parece más al de los no-metales (esto es debido a la ausencia de apantallamiento)
- Generalmente reacciona con otros no-metales para formar compuestos moleculares en reacciones típicamente exotérmicas
- También reacciona con los metales para formar hidruros formando el ion H^- :



- Puede perder un electrón para formar el ion H^+ acuoso.

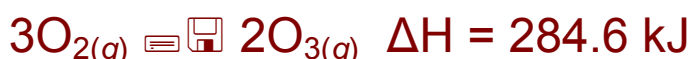
Familia 6A: Familia del oxígeno

6A, VIA o 16	8	16	34	52	84
	O	S	Se	Te	Po

- Al bajar en la familia los elementos se van volviendo cada vez más metálicos.
- El Oxígeno es un gas, el resto son sólidos
- El Oxígeno, el azufre y el selenio son no-metales
- El Telurio es un metaloide con algunas propiedades metálicas
- El Polonio es un metal

Oxígeno

El oxígeno se encuentra en dos formas moleculares O_2 and O_3 (ozono). Cuando un elemento tiene dos formas naturales se dice que forma alótropos, que significa formas diferentes de un elemento en el mismo estado



esta reacción es exotérmica, lo cual significa que el ozono es menos estable que el O_2

- El oxígeno tiene una gran tendencia a atraer los electrones de otros elementos (es decir los oxida)
- Cuando el oxígeno se combina con los metales casi siempre está presente en sus

compuestos como el ion O^{2-} ion (El cual tiene la configuración de gas noble y es muy estable)

Existen otros dos aniones del oxígeno: **peróxido (O_2^{2-})** y **superóxido (O_2^-)**

Azufre

El azufre existe en varias formas alotrópicas, la mas común y estable de estas formas es un sólido amarillo de 8 azufres S_8 .

Como en el caso del oxígeno el azufre tiende a atraer los electrones de otros elementos para formar sulfuros formando el ion S^{2-} .

Esto es particularmente cierto cuando reacciona con los metales más activos



La mayor parte del azufre en la naturaleza se encuentra como sulfuro metálico, aunque es posible encontrarlo como azufre puro (azufre en flor) en las zonas volcánicas

La química del azufre es más complicada que la del oxígeno.

Familia 7A: los Halógenos

7A, VIIA o 17	9	17	35	53	85
	F	Cl	Br	I	At

La palabra *halógeno* viene del griego y quiere decir generador de sales

El At es radioactivo y muy poco abundante, algunas de sus propiedades se desconocen aún.

Todos los halógenos son no-metales

Todos se presentan como moléculas diatómicas en condiciones normales

Todos presentan color

Los colores de estos elementos son:

Fluor: amarillo pálido

Cloro: amarillo verdoso

Bromo: café rojizo

Iodo: vapor violeta

Los halógenos presentan las afinidades electrónicas más negativas

La química de los halógenos está dominada por su tendencia a quitarle los electrones a otros elementos, formando iones haluro



Los halógenos más reactivos son el F y el Cl y además tienen las mayores afinidades electrónicas, el F le puede quitar electrones a prácticamente cualquier sustancia

En 1992 se produjeron diez mil millones de kg de Cl. Tanto el sodio como el cloro pueden producirse por medio de la electrólisis de cloruro de sodio fundido.

Se puede usar la electricidad para quitarle los electrones al Cl^- y transferirlos al Na^+ para producir $Cl_{2(g)}$ y $Na^0_{(s)}$

El Cl_2 reacciona lentamente con el agua para formar ácido clorhídrico y ácido hipocloroso:



El ácido hipocloroso es un buen desinfectante, por eso se añade Cl_2 a las albercas

Los halógenos reaccionan con la mayoría de los metales para formar haluros iónicos:



Familia 8A: Los gases nobles

8A, VIIIA o 18	2	10	18	36	54	86
	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn

- Todos son no-metales
- Todos son gases a temperatura ambiente
- Todos son monoatómicos
- Tienen llenas completamente su capa de valencia
- El primer potencial de ionización es muy grande pero decrece al bajar en la familia
- El Rn es muy radiactivo y algunas de sus propiedades se desconocen
- Son excepcionalmente poco reactivos. Se pensó que si alguno era reactivo, probablemente sería Rn, Xe o Kr cuyas energías de ionización son menores

Para que puedan reaccionar, deben combinarse con un elemento que tenga una gran tendencia a quitarle electrones de otros átomos como el F o el O

● Hasta la fecha únicamente existen unos cuantos compuestos de los gases nobles y entre estos están:

- XeF₂
- XeF₄
- XeF₆
- KrF₂

● Hasta el momento no se han reportado compuestos ni de He, ni de Ne ni de Ar, estos son realmente gases inertes.

Regreso a: Algunas propiedades de los gases nobles

Otra vista a la tabla periódica

La correlación que existe entre la configuración electrónica y el arreglo periódico de los elementos, hace posible determinar una serie de propiedades electrónicas y químicas de un elemento simplemente mirando la posición que este ocupa en la tabla periódica.

Es claro que cuando hablamos de propiedades químicas, debe atenderse especialmente a la capa de valencia.

Los elementos quedan pues clasificados en términos de su posición en la tabla por un lado y de acuerdo a la subcapa (*s, p, d o f*) que ocupan sus electrones de valencia.

Además hemos clasificado a los elementos considerando sus propiedades macroscópicas como metales, no metales y metaloides.

Moléculas y Iones

Aunque los átomos son la unidad más pequeña de un elemento particular, en la naturaleza sólo podemos encontrar átomos aislados de los gases nobles. La mayor parte de la materia en la naturaleza se encuentra en su forma de **iones** o **compuestos**.

Moléculas y fórmulas químicas

Una molécula está formada de dos o más átomos **unidos químicamente**. Estos átomos pueden ser del mismo elemento o de elementos diferentes.

Muchos elementos se encuentran en la naturaleza en su **forma molecular** donde dos o más átomos del mismo elemento se encuentran unidos. El Oxígeno por ejemplo,

normalmente se encuentra en su forma molecular diatómica O_2 (dos átomos de oxígeno unidos entre sí.)

El Oxígeno también puede existir en otra forma molecular en donde hay tres átomos de oxígeno unidos entre sí. El O_3 que se conoce con el nombre de ozono. Aunque O_2 y O_3 son compuestos del mismo elemento, Tienen propiedades químicas y físicas muy diferentes. Existen siete elementos que comúnmente nos encontramos como **moléculas diatómicas**. Entre estos están: H, N, O, F, Cl, Br, I.

Un ejemplo de un compuesto muy común que está formado de dos elementos diferentes es el agua pura o H_2O . **La fórmula química** del agua ilustra el método más común para describir a los compuestos en términos de los átomos que los componen: hay dos átomos de hidrógeno por cada uno de oxígeno en el compuesto llamado agua tal como lo refleja su fórmula. Existe otro compuesto de hidrógeno y oxígeno cuya fórmula química es H_2O_2 , y que conocemos con el nombre de peróxido de hidrógeno. Nuevamente la fórmula química nos indica la composición a nivel atómico de este compuesto. Aunque está compuesto por los mismos dos elementos, su comportamiento físico y químico es completamente diferente al del agua. El peróxido de hidrógeno es muy reactivo y se usa entre otras cosas para impulsar cohetes

La mayoría de los compuestos moleculares que tienen enlaces químicos entre sí, están formados de elementos no metálicos

Fórmula molecular, empírica y estructural

Fórmula empírica vs. Fórmula molecular

Las fórmulas moleculares se refieren al número correcto de átomos diferentes que tiene una sola molécula de un compuesto

Las fórmulas empíricas se refieren al menor número entero de cada uno de los átomos que forman a un compuesto particular o mejor todavía, es la relación más simple que existe entre los diferentes tipos de átomos combinados que hay en un compuesto.

Compuesto	Fórmula Molecular	Fórmula Empírica
Agua	H_2O	H_2O
Peróxido de hidrógeno	H_2O_2	HO
Etileno	C_2H_4	CH_2
Etano	C_2H_6	CH_3

Las fórmulas moleculares nos dan más información, pues hay veces en que una sustancia es en realidad una **colección de moléculas** con diferentes tamaños pero con la misma fórmula empírica, así por ejemplo el carbono, se encuentra comúnmente como una colección de estructuras tridimensionales. Estas estructuras se representan fácilmente con la fórmula empírica **C** (el nombre del elemento.)

Fórmula

Se emplean para representar a los elementos de un compuesto

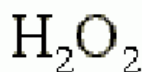
- Enlista a los elementos de un compuesto
- Dice cuantos elementos hay
- Puede mostrar como están conectados los elementos en el compuesto

Ejemplos:

H₂O - agua	CH₃CH₂OH - Alcohol etílico
2 hidrógenos	2 Carbonos
1 Oxígeno	6 Hidrógenos
	1 Oxígeno

Fórmulas estructurales

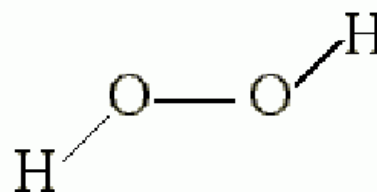
Algunas veces, las fórmulas moleculares se pueden dibujar como fórmulas estructurales, que indican además de la composición, la estructura del material, es decir nos dan una idea de la manera en que los átomos se encuentran unidos entre sí. Aunque las fórmulas estructurales indican la manera en que están conectados los átomos, no necesariamente nos dan información acerca de la **geometría real** de tal compuesto.



**Fórmula
química**



**Fórmula
empírica**

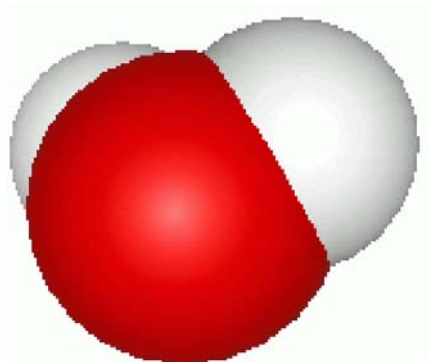


**Fórmula
estructural**

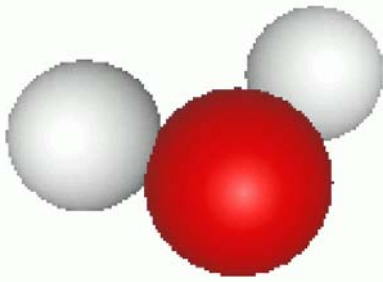
Representaciones moleculares

Existe un gran número de formas de presentar a las moléculas, a continuación presentamos los siguientes ejemplos:

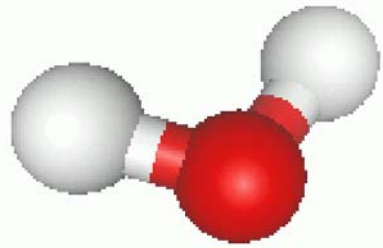
H₂O:



Representación del agua en CPK



Representación del agua con radios de VdW



Representación del agua con esferas y palos



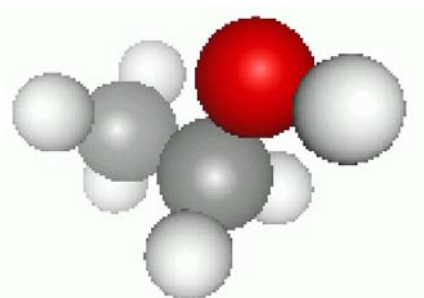
Representación del agua con palos



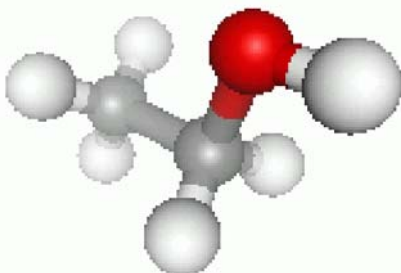
Representación del agua con líneas



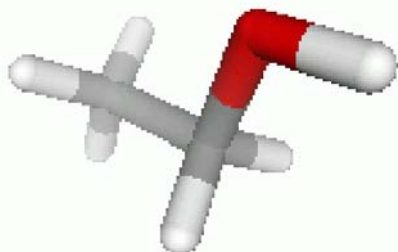
Representación del etanol con CPK



Representación del etanol con radios de VdW



Representación del etanol con esferas y palos



Representación del etanol con palos



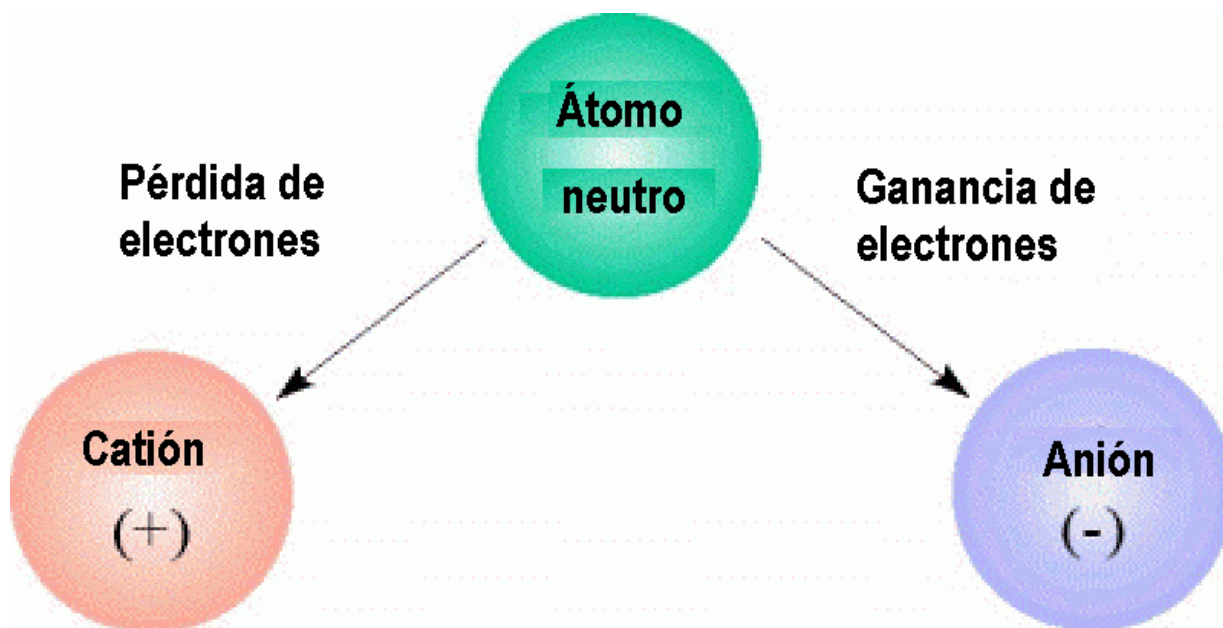
Representación del etanol con líneas

Iones

Ya hemos dicho que el núcleo de un átomo permanece inalterado en las reacciones químicas ordinarias, *pero los átomos pueden perder o ganar **electrones** muy fácilmente en las mismas condiciones.*

Cuando se ganan o pierden electrones por un átomo, el resultado es una partícula cargada que se conoce como **ion**.

Por ejemplo, el Sodio (Na) tiene 11 protones y 11 electrones. Pero puede perder fácilmente 1 electrón. El **ion** resultante es un **catión** que tiene 11 protones y 10 electrones, con una **carga neta** de **1+** (las unidades de carga son electrones.)



El estado iónico de un átomo o compuesto, se representa por medio de un superíndice a la derecha de la fórmula química: Na^+ , Mg^{2+} (nótese que en el caso de $1+$, o $1-$, el 1 se omite). En contraste al Na, el átomo de Cloro (Cl) puede ganar muy fácilmente un electrón para dar un ion cloruro (Cl^-) (es decir, 17 protones 18 electrones.)

En general, los átomos metálicos tienden a perder electrones, en tanto que los no-metales tienden a ganarlos.

El caso de Na^+ y Cl^- es el de los *iones simples*, que son diferentes a los iones *poliatómicos* como el NO_3^- (ion nitrato) y el SO_4^{2-} (ion sulfato.) Los cuales están formados por átomos unidos químicamente, pero que tienen más o menos electrones de los necesarios para ser neutros.

Las propiedades de un ion también son muy diferentes de las propiedades del átomo del cual se deriva.

¿Cómo se predice la carga iónica?

Dado que los gases nobles son muy poco reactivos, pareciera que son los elementos que tienen el arreglo más estable de electrones en toda la tabla periódica.

Muchos átomos ganan o pierden electrones de tal manera que obtienen el mismo número de electrones que los del gas noble más cercano en la tabla periódica.

Así se puede observar que los elementos que no son gases nobles, ganan o pierden electrones para tener el mismo arreglo electrónico que el de los gases nobles, para poder tener la misma clase de estabilidad.

Ejemplo:

Nitrógeno

El nitrógeno tiene un número atómico de 7 y el átomo neutro de nitrógeno tiene 7 protones y 7 electrones. Si el nitrógeno ganara 3 electrones, tendría 10 electrones, como el gas noble Neón. Sin embargo y a diferencia del Neón, el ion resultante de Nitrógeno tendrá una carga neta de N^{3-} (7 protones, 10 electrones.)

El lugar de un elemento en la tabla periódica puede ayudarnos a predecir la carga de las formas iónicas de un elemento.

Esto es esencialmente cierto para los elementos en los extremos de la tabla

Compuestos iónicos

Los iones se forman cuando uno o más electrones se transfieren de un átomo neutro a otro. Por ejemplo, cuando el sodio elemental reacciona con cloro elemental, un electrón del sodio se transfiere al cloro. El resultado es un ion sodio (Na^+) y un ion cloro o cloruro (Cl^-)

Los iones con cargas opuestas se atraen entre sí y se unen para formar un NaCl (cloruro de sodio) el cual es un **compuesto iónico**.

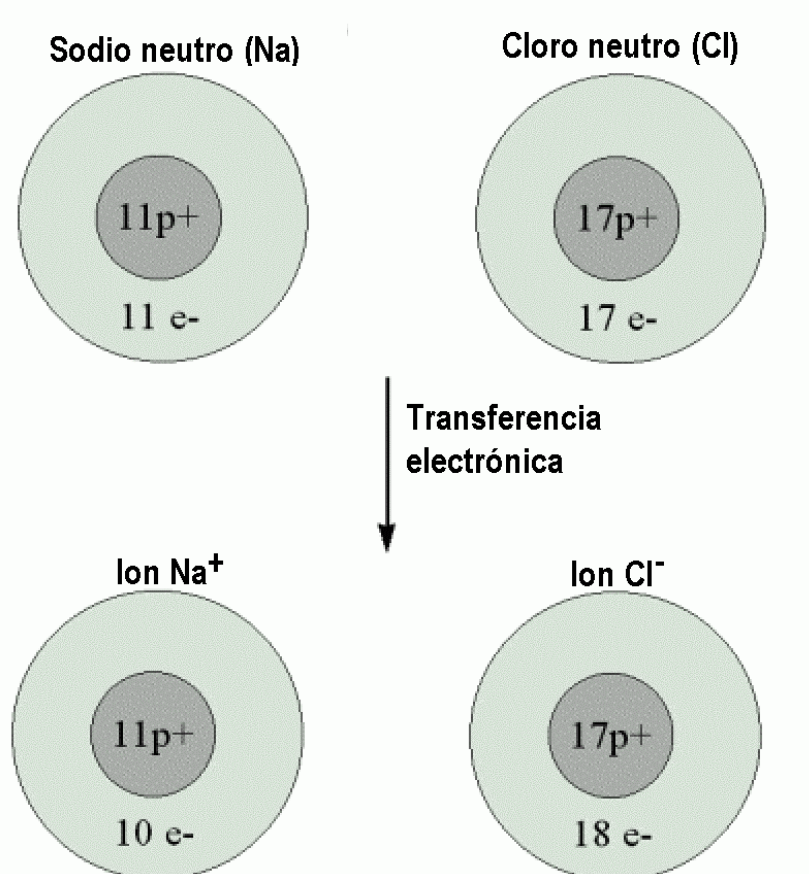
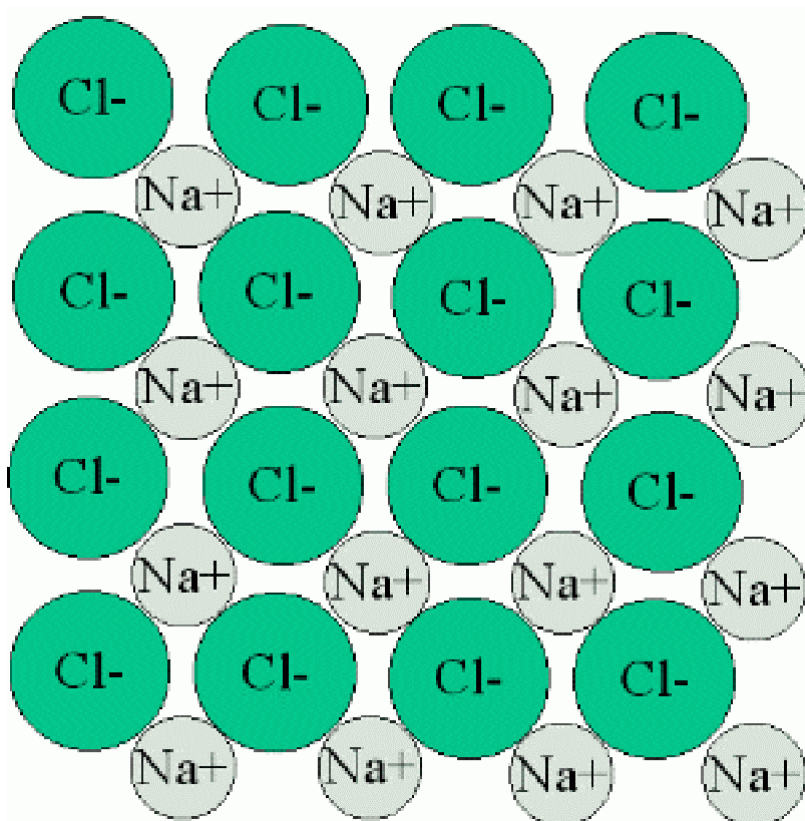


Diagrama del proceso de transferencia electrónica entre un metal y un no-metal

- **Un compuesto iónico está formado por iones cargados positiva y negativamente**
- **Los compuestos iónicos son generalmente combinaciones de metales con no metales**
- **Los compuestos moleculares son en general combinaciones de no metales**

Los compuestos iónicos típicamente forman arreglos de átomos ordenados en arreglos tridimensionales (cristales.) Por lo tanto no podemos describirlos usando **fórmulas moleculares**, sino que debemos emplear **fórmulas empíricas**.



Una rebanada de Cloruro de sodio

Si conocemos las cargas de los iones que forman un compuesto iónico, se puede entonces determinar la fórmula empírica. El punto aquí es entender que los compuestos iónicos siempre deben ser **eléctricamente neutros**.

Por lo tanto, la concentración de iones en un compuesto iónico debe ser tal que la carga total sea neutra.

En el caso del cloruro de sodio (NaCl), deberá haber un ion Na positivo por cada ion Cl negativo

¿Y en el caso del ion bario (Ba^{2+}) y el ion cloruro (Cl^-)?

$1 (\text{Ba}^{2+}) + 2 (\text{Cl}^-) = \text{Carga neutra}$

Fórmula empírica resultante: BaCl_2

Nomenclatura

¿Cómo se nombran los compuestos inorgánicos?

Imagínate el problema que tendrías si estuvieses en el laboratorio y te dijeran mezcla 10 gramos de esta cosa con 10 gramos de esta otra. Sabiendo que hay mas de 10 millones de sustancias conocidas y previendo que combinarlos de manera incorrecta puede tener resultados potencialmente peligrosos, te debe quedar muy claro que es necesario identificar a las sustancias rotundamente.

Primeras clasificación:

● **Compuestos Orgánicos.** Son aquellos que tienen al Carbono. *La vida en la tierra está basada en el carbono*

● **Compuestos Inorgánicos.** Todos los demás

Los compuestos orgánicos se asocian con los organismos vivientes, sin embargo hay un gran número de estos que se han sintetizado pero no están presentes en la naturaleza, de manera que esta distinción ya no es válida.

¿Cómo se nombran?

Compuestos Iónicos: (Los cationes)

El ion positivo (catión) siempre se nombra después pero se escribe antes en la fórmula del compuesto.

La mayoría de los cationes monoatómicos (un solo átomo) están formados por elementos metálicos:

- Na^+ ion sodio
- Zn^{2+} ion cinc
- Al^{3+} ion Aluminio

Si un elemento puede formar más de un ion positivo, la carga del ion se indica usando un número romano entre paréntesis después del nombre del metal

- Fe^{2+} ion hierro(II)
- Fe^{3+} ion hierro(III)
- Cu^+ ion cobre(I)
- Cu^{2+} ion cobre(II)

Cu y Fe son ejemplos de metales de transición

Los metales de transición pueden formar muy a menudo dos o más cationes monoatómicos

Una nomenclatura diferente para distinguir entre los diferentes cationes de un metal emplea los sufijos **-oso** y **-ico**. El primero indica al ion de mayor carga y el segundo obviamente al de menor carga:

- Fe^{2+} ion ferroso
- Fe^{3+} ion férrico
- Cu^+ ion cuproso
- Cu^{2+} ion cúprico

Nótese que diferentes iones del mismo elemento también tienen propiedades químicas muy diferentes entre sí. Lo cual no hace más que enfatizar la importancia de los electrones.

Compuestos Iónicos: (Los aniones)

los aniones monoatómicos normalmente están formados por elementos no metálicos y se nombran cambiando la terminación del elemento por el sufijo -uro y para el caso del oxígeno el sufijo -ido

- Cl^- ion cloruro
- F^- ion floururo
- S^{2-} ion sulfuro
- O^{2-} ion óxido

Algunos de los iones poliatómicos más conocidos son:

- OH^- ion hidróxido
- CN^- ion cianuro

A los aniones poliatómicos que tienen oxígeno en su fórmula, se les conoce como **oxianiones**. Cuando un elemento puede formar dos diferentes oxianiones, el nombre del que tiene más oxígenos se termina con el sufijo **-ato** y el que tiene menos con el sufijo **-ito**:

- NO_2^- ion nitrito

- NO_3^- ion **nitrato**
- SO_3^{2-} ion **sulfito**
- SO_4^{2-} ion **sulfato**

Ojo los sufijos **-oso** e **-ico** se usan para distinguir diferentes cationes del mismo metal, en tanto que los sufijos **-ito** y **-ato** se usan para distinguir las cantidades relativas de oxígeno en un anión poliatómico y no la carga iónica que puede ser la misma o no.

Ahora se va a poner realmente perversa nuestra nomenclatura...

Algunos elementos pueden formar muchos oxianiones (por ejemplo los halógenos):

- ClO^-
- ClO_2^-
- ClO_3^-
- ClO_4^-

Nótese que a pesar de que el número de oxígenos cambia, la carga no.

¿Cómo le hacemos para nombrar a estos? Pues seguimos usando los sufijos **-ito** y **-ato**, pero ahora necesitamos una modificación adicional para distinguir entre las cuatro formas:

- ClO^- ion **hipoclorito**
- ClO_2^- ion **clorito**
- ClO_3^- ion **clorato**
- ClO_4^- ion **perclorato**

Debe recordarse que algunos de los nombres de los iones son triviales (se han nombrado así desde hace muchos años y ya no se sistematizaron), esto puede ser confuso y frustrante pero así es la historia.

Muchos de los aniones poliatómicos que tienen cargas negativas grandes pueden añadir uno o más cationes de hidrógeno (H^+) para disminuir la carga efectiva. Para nombrarlos es necesario reflejar el número de hidrógenos añadido:

- HSO_4^- ion **monohidrógen sulfato**
- H_2PO_4^- ion **dihidrógen fosfato**

Ácidos

Un ácido es una sustancia cuyas moléculas dan iones hidrógeno (H^+) al disolverse en agua.

La fórmula de un ácido consiste de un grupo aniónico cuya carga está balanceada por uno o más iones H^+ .

- El nombre del ácido se relaciona con el del anión del que procede
- Los aniones cuyos nombres terminan en **-ido** tienen asociados ácidos cuyo nombre termina con el sufijo **hidrico-**:

Cl^- cloruro	HCl ácido clor hídrico
S^{2-} sulfuro	H_2S ácido sulf hídrico

Otra vez las cosas se complican al nombrar los ácidos de los oxianiones:

- Si el anión tiene la terminación **-ato**, el ácido correspondiente tiene la terminación **-ico**
- Si el anión tiene la terminación **-ito**, el ácido correspondiente tiene la terminación **-oso**.
- Los prefijos en el nombre del anión se quedan en el del ácido

ClO^- ion hipoclorito	HClO ácido hipocloroso
ClO_2^- ion clorito	HClO_2 ácido cloroso
ClO_3^- ion clorato	HClO_3 ácido clórico



Esto es confuso, hemos usado las terminaciones **-oso** e **-ico** para indicar las diferencias de carga de los cationes metálicos. Y aunque las formas iónicas los ácidos **-ico** y **-oso** tienen mayor carga positiva, el sufijo **-ico** indica mayor contenido de oxígeno y no la diferencia aparente de carga

Compuestos Moleculares

Aunque los compuestos unidos molecularmente no son iónicos, puede pensarse en ellos como si estuvieran hechos de un elemento que tiene mayor carga positiva que el otro. Los elementos de la izquierda de la tabla periódica prefieren dar electrones (volviéndose más positivos) y los de la derecha aceptarlos (volviéndose más negativos). *El elemento que es más carácter positivo en el compuesto se nombra después al elemento con mayor carácter negativo se le pone la terminación **-uro** o **-ido** si es de oxígeno.*

Muchas veces un par de elementos pueden formar varios compuestos moleculares, por ejemplo el carbono y el oxígeno pueden formar CO y CO_2 . Es necesario emplear prefijos para identificar el número de átomos relativo en cada compuesto:

● CO **monóxido** de carbono

● CO_2 **dióxido** de carbono

Estos prefijos pueden extenderse hasta donde sea necesario al nombrar compuestos orgánicos y algunos compuestos poliméricos, la lista incluye a los siguientes:

Prefijo	Significado
Mono-	1
Di-	2
Tri-	3
Tetra-	4
Penta-	5
Hexa-	6
Hepta-	7
Octa-	8
Nona-	9
Deca-	10
Undeca-	11
Dodeca-	12

Capítulo IV

Fuerzas entre los átomos

El enlace químico

Clasificación general de las fuerzas químicas:

- Enlaces iónicos
- Enlaces covalentes
- Enlaces metálicos

Configuración de gas noble y estabilidad

Símbolos de Lewis

Reglas básicas:

Los iones y la regla del octeto

- Tamaño de los iones
- Cationes
- Aniones
- Carga nuclear
- Propiedades de las sustancias iónicas:
- La fórmula de Lewis y la formación del NaCl
- Compuestos iónicos
- Compuestos iónicos, *nomenclatura*
- ¿Que se hace con el H?
- Reglas de nomenclatura
- ¿Por qué los elementos presentan iones diferentes?
- Resumen de las reglas

El enlace covalente

- El modelo de Lewis
- Enlace múltiple
- Nomenclatura:

Estructuras de Lewis:

- Reglas para obtener las estructuras de Lewis
- Carga formal:
- Resonancia:
- Estructuras de Lewis y los iones poliatómicos:

Excepciones en la regla del octeto

- Número impar de electrones
- Las moléculas en las cuales un átomo tiene deficiencia de electrones
- Los compuestos de coordinación:
- Más de ocho electrones en un átomo

Fuerza del enlace covalente

Energía de ionización o energía de enlace
 Energías de enlace y entalpías de reacción
 Energía de enlace y distancia de enlace
 Número de oxidación
 Unas reglitas
 Revisión

La forma de las moléculas

¿Qué factores influyen?
 ¿Qué propiedades afecta?:
 ¿Cómo son las moléculas?

Repulsión de Pares Electrónicos de la Capa de Valencia

Bases del modelo
 ¿Cómo se pueden arreglar varios pares electrónicos?
 Predicción de estructuras con la teoría de VSEPR o RPECV
 Efecto de los electrones de no-enlace y los enlaces múltiples
 Geometrías de las moléculas con capas de valencia expandidas
 Las moléculas que no tienen un solo átomo central

Electronegatividad y polaridad del enlace

Electronegatividad
 Tendencias generales de la electronegatividad
 La polaridad del enlace
 Interacciones entre átomos y moléculas
 Polaridad de las moléculas
 Momento Dipolo:
 Las moléculas poliatómicas
 Las moléculas AB_n y las geometrías no polares
 Para que una molécula sea polar debe tener:

Enlace covalente y superposición de orbitales

Teoría de unión valencia
 Orbitales híbridos
 Orbitales híbridos sp
 Orbitales híbridos sp^2 y sp^3
 Hibridación con los orbitales d
 Enlaces múltiples
 Enlace deslocalizado
 Interacciones entre átomos y moléculas
 Interacciones electrostáticas atractivas y repulsivas

Fuerzas entre los átomos

El enlace químico

Definición: La fuerza que mantiene o une a dos átomos.

- Los átomos tratan de tener 8 electrones en la capa de valencia
- Los símbolos de Lewis nos ayudan a llevar cuentas de los electrones de valencia y predicen el enlace.
- Los compuestos iónicos se mantienen unidos por medio de la atracción de sus cargas opuestas.
- Los metales pierden electrones para formar cationes con capa de valencia vacía.
- Los no metales ganan electrones dando a lugar a aniones con la capa de valencia llena.

Clasificación general de las fuerzas químicas:

Enlaces iónicos

- Se puede describir por medio de un modelo electrostático que supone que los átomos que forman estos compuestos están como iones de carga opuesta, los cuales interactúan electrostáticamente.
- En general los compuestos iónicos tienen un metal y un no-metal

Enlaces covalentes

- Para describir estos compuestos se requiere comprender que los elementos prefieren tener completas sus capas electrónicas y que en vez de perder o ganar electrones los comparten con este objetivo.
- Típicamente los compuestos covalentes están formados por elementos no-metálicos

Enlaces metálicos

- En este caso el modelo que describe a estos elementos considera una especie de dicotomía, al tiempo que considera que los elementos prefieren tener sus configuraciones completas, también considera que para conseguirlo cada metal comparte electrones con varios vecinos.
- De esta manera, los electrones de valencia pueden moverse libremente en tres dimensiones.
- En general, este tipo de comportamiento lo muestran los elementos metálicos propiamente y todas las aleaciones.

Configuración de gas noble y estabilidad

- Los gases nobles son notables por su gran resistencia a combinarse con cualquier sustancia, es decir son muy estables químicamente.
- Todos ellos (excepto el He) tienen en común la misma configuración electrónica en su capa de valencia, 8e⁻ en la última capa.

Elemento	e ⁻ valencia	Configuración
He	2	1s ²
Ne	8	2s ² 2p ⁶
Ar	8	3s ² 3p ⁶
Kr	8	4s ² 4p ⁶
Xe	8	5s ² 5p ⁶
Rn	8	6s ² 6p ⁶

- Considerando lo anterior, parece razonable sugerir que los átomos serán más estables si pierden o ganan electrones para tener su última capa como la de un gas noble.
- Excepto por H y He, a todos los demás serán más estables si tienen 8 e en su última capa.
- Para ello un átomo habrá obtener electrones de algún lugar, por ejemplo de otro átomo.
- Dependiendo del tipo de combinación, será posible que un átomo:

gane o pierda electrones (IÓNICOS)

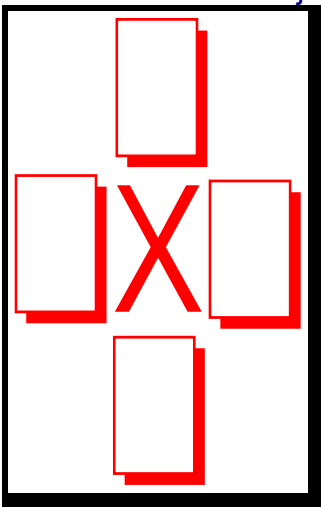
comparta electrones (COVALENTES)

Símbolos de Lewis

Es un sistema sencillo que permite llevar la cuenta de los electrones alrededor de un átomo (**inventado en 1915 por G.N. Lewis**). Así, si conoces el número de electrones de valencia de un átomo es simple escribir el símbolo de Lewis.

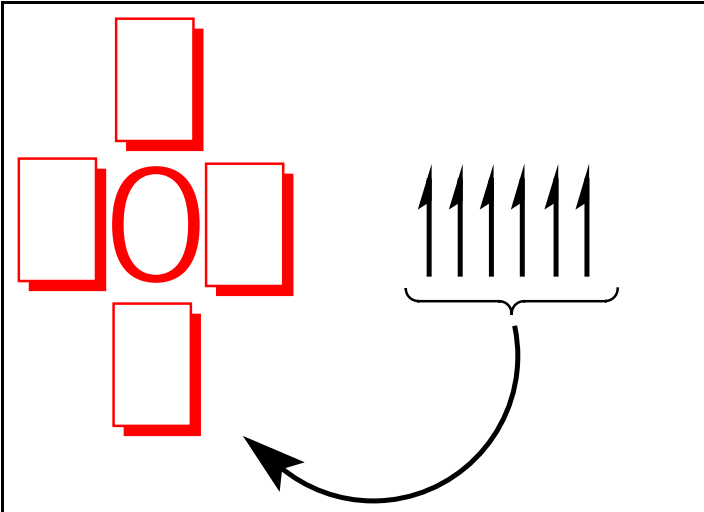
Reglas básicas:

- Escribe el símbolo atómico
- Considera que cada lado es una caja que puede tener hasta 2 e-
- Cuenta los electrones de valencia del elemento
- Llena cada caja pero no hagas pares a menos que no tengas de otra.

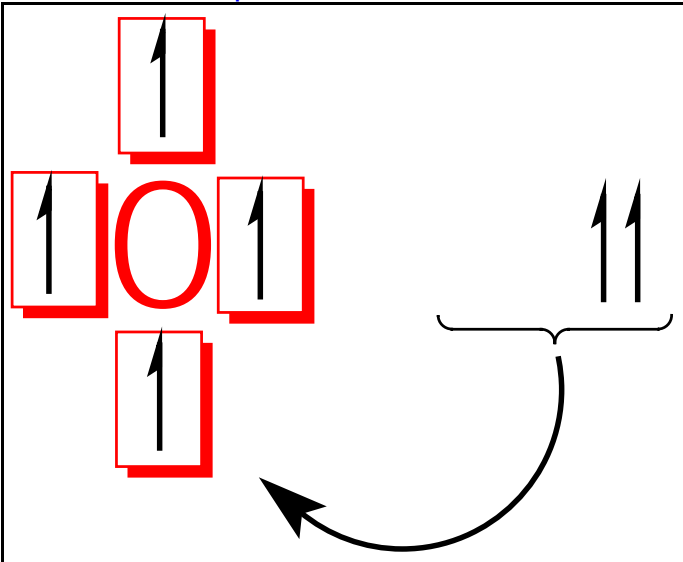


Ejemplo:

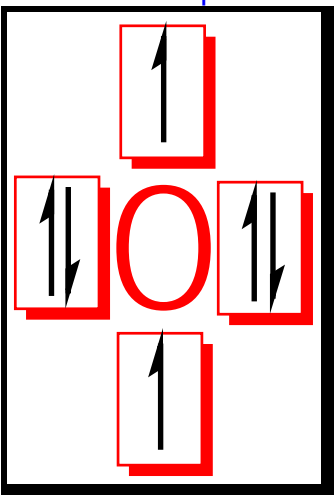
- El oxígeno tiene 8 e⁻ y 6 de ellos son de valencia.
- Al ponerlos en las cajitas



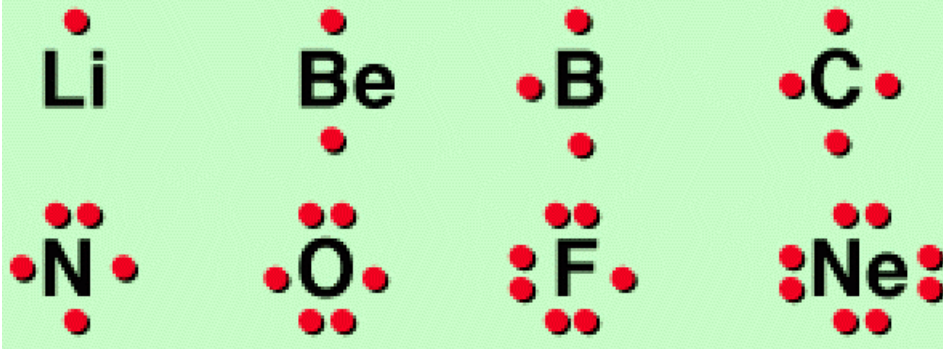
Se tiene que tomar una decisión:



Hasta que obtenemos el símbolo de Lewis para el O.



Símbolos de Lewis para n=2



Los iones y la regla del octeto

¿Como se forman los iones:

- Los iones simples son átomos que han perdido o ganado electrones para satisfacer la regla del octeto.
- Se formarán basándose en lo que requiera la menor ganancia o pérdida de electrones para completar el octeto.

Ejemplo:



Tamaño de los iones

El tamaño de un ion depende de:

- Carga nuclear
- Número de electrones
- Tipo de orbitales de valencia

Iones positivos

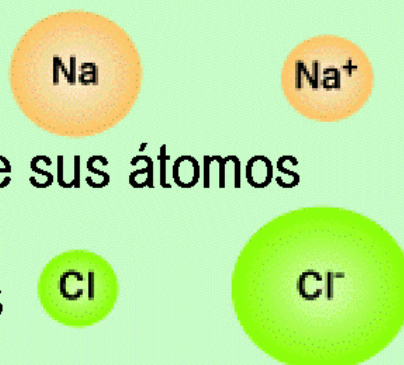
~> **Cationes**

Menores que sus átomos neutros

Iones Negativos

~> **Aniones**

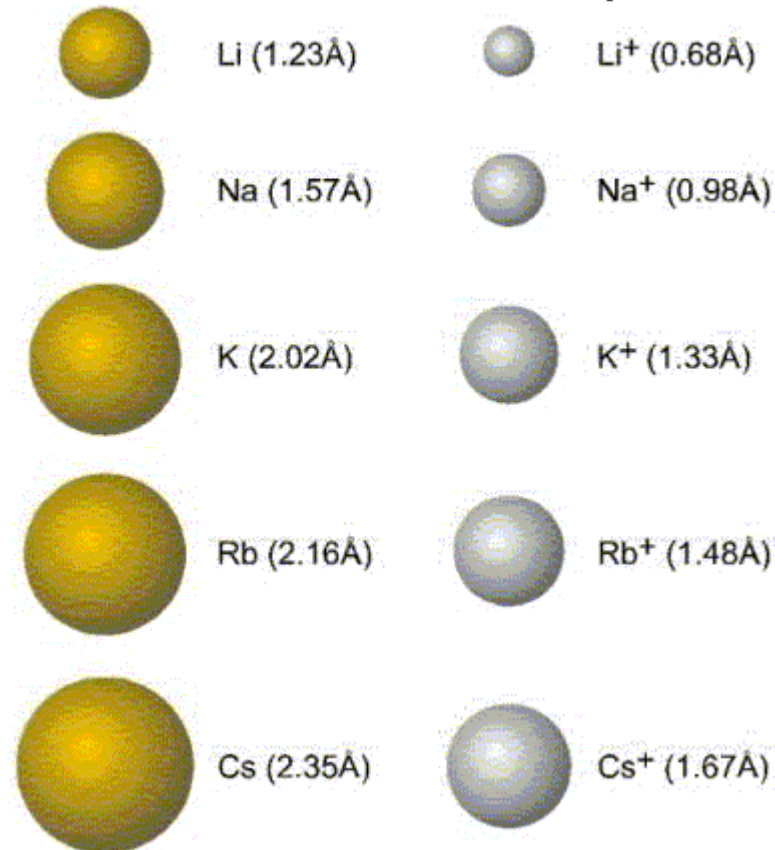
Mayores que sus átomos neutros



Cationes

- Se forman al despojar a un átomo de uno o más electrones
- Tienen desocupados los subniveles más externos y tienen menor repulsión interelectrónica en el sub-nivel más externo
- Esto significa que los cationes son menores que los átomos de los que proceden

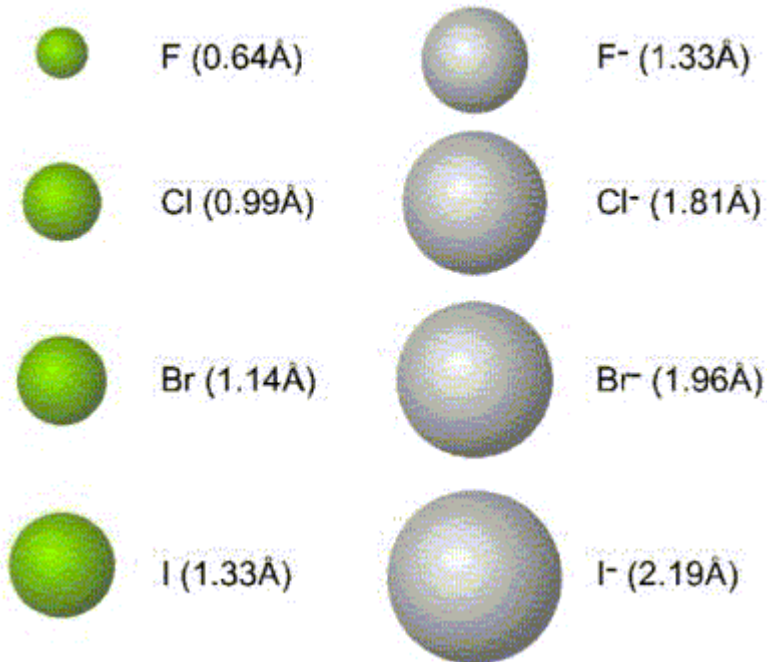
Tamaños de los metales alcalinos y sus iones



Aniones

- Se forman al añadir uno o más electrones de valencia
- Tienen llenos los subniveles más externos
- Tienen mayor repulsión interelectrónica en el sub-nivel exterior
- Esto significa que los aniones son mayores que los átomos de los que proceden
- Para los iones de la misma carga (por ejemplo en la misma familia) el tamaño crece al bajar en la familia, al aumentar el número cuántico principal los tamaños del átomo y su ion crecen

Tamaño de los halógenos y sus iones



Carga nuclear

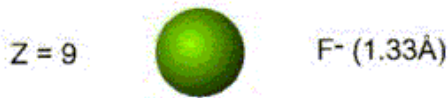
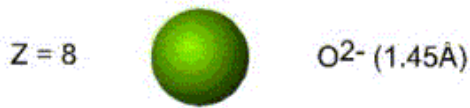
¿Cómo afecta la carga nuclear al tamaño del ion? Considérense los siguientes iones:

ion	electrones	protones
O ²⁻	10	8
F ⁻	10	9
Na ⁺	10	11
Mg ²⁺	10	12
Al ³⁺	10	13

Cada ion

- Tiene el mismo número de electrones (10; con la misma configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6$) y esto significa que son isoelectrónicos y así es como los bautizamos
- La carga nuclear en cambio varía
- Esto da como resultado que el radio disminuya al aumentar la carga nuclear:
- El oxígeno y el flúor preceden al neón y son no-metales, el sodio, el magnesio y el aluminio están después que el neón y son metales.

Radio iónico de un grupo de iones isoelectrónicos

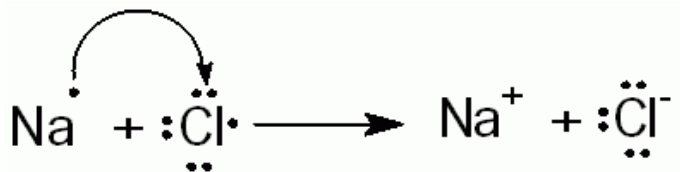


Propiedades de las sustancias iónicas:

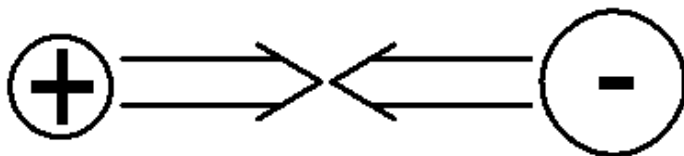
- En general son quebradizos
- Tienen puntos de ebullición muy altos
- Se organizan en una malla ordenada de átomos (iones) pueden cortarse a lo largo de una línea recta
- Las fuerzas electrostáticas organizan los iones en un arreglo rígido tridimensional bien ordenado

La fórmula de Lewis y la formación del NaCl

El electrón del Na se pasa al Cl, ambos átomos se han convertido en iones, el Na perdió un electrón y ahora su carga es 1+ y el Cl ganó un electrón, ahora su carga es 1-.



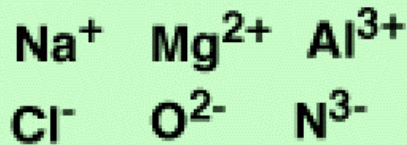
Los iones de cargas opuestas se atraen, de manera que ahora ya no se separan.



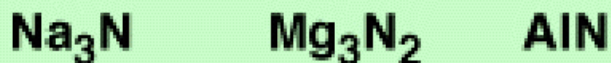
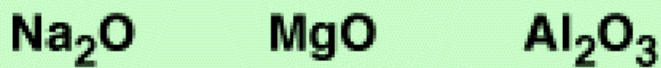
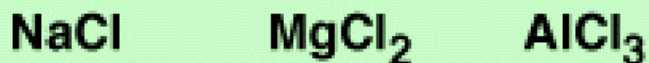
En los **compuestos binarios iónicos simples** solo hay presentes en el compuesto dos tipos de elementos. El símbolo del elemento positivo va 1º, el número de átomos de cada elemento se pone como subíndice La fórmula completa no debe tener carga.

Compuestos iónicos

Algunos iones simples



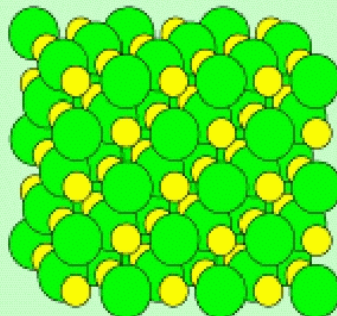
Compuestos iónicos binarios



- No existen como moléculas individuales a STP
- Tienden a formar cristales
- Cada ion está rodeado de otros iones
- La fórmula representa la proporción promedio

Cloruro de sodio

NaCl



Compuestos iónicos, *nomenclatura*

Cuando un elemento metálico solo puede tener un estado cargado o estado de oxidación:

1. Se nombra al anión con la terminación *uro* o *ido*
2. Se nombra al catión

Ejemplos:

NaCl

MgBr₂

Al₂O₃

K₃N

MgS

Cloruro de sodio

Bromuro de magnesio

Óxido de aluminio

Nitruro de potasio

Sulfuro de magnesio

HCl
Ca₂C
SrO

Cloruro de hidrógeno
Carburo de calcio
Óxido de estroncio

Cuando un elemento metálico puede tener iones diferentes: Se emplean los números romanos para indicar la carga del metal o se usan las terminaciones **oso** e **ico** para indicar si se habla de la carga **menor** o **mayor**

Ejemplos:

2Cu ⁺	+	O ²⁻	☹☹☹	Cu ₂ O
Cobre (I)		óxido		
Óxido cuproso o de Cobre (I)				
Cu ⁺²	+	O ²⁻	☹☹☹	CuO
Cobre (II)		óxido		
Óxido cúprico o de Cobre (II)				

Dado que la carga del metal puede variar, hacemos cuentas de todo lo demás y lo que resta es la carga del metal.

FeBr₃ hay 3 bromuros, cada uno con carga 1-, así que el Fe es 3+, **Bromuro de Hierro (III) o bromuro férrico.**

Más ejemplos:

FeCl ₂	Cloruro de hierro(II)	o Cloruro ferroso
FeCl ₃	Cloruro de hierro(III)	o Cloruro férrico
SnBr ₂	Bromuro de estaño(II) o bromuro estanoso	
SnBr ₄	Bromuro de estaño(IV) o bromuro estánico	
AgCl	Cloruro de plata	
CdS	Sulfuro de cadmio	

¿Qué se hace con el H?

En el caso del H si está al comienzo de la fórmula tiene carga 1+ y si se escribe al final tiene 1- (en HCl, H es +1; en PbH₄, H es -1), no usar números romanos.

Reglas de nomenclatura

- Familia IA, (1): Todos los elementos tienen carga de 1+.
- Familia IIA, (2): Todos tienen carga de 2+, no usar romanos.
- Familia IIIA, (13): Todos tienen carga de 3+ excepto el Tl que tiene también 1+. Solo se usan romanos en el Tl.
- Familia IVA, (14): Todos los metales y metaloides tienen cargas de 2+ y 4+, se usan romanos siempre.
- Familia VA, (15): Todos los metales y metaloides tienen cargas de 3+ y 5+, se usan romanos siempre.
- Familia VIA, (16): Metales y metaloides tienen cargas de 4+, y 6+ excepto Po (2+) se usan romanos en todos excepto en este.

¿Por qué los elementos presentan iones diferentes?

- Porque en el caso de los metales representativos, tienen en su capa de valencia electrones ns^2np^x , pero además tienen muchos electrones en el **core**, de manera que la diferencia de energía entre los electrones que están en **s** y los que están en **p** es muy pequeña, dando a lugar a que puedan perder solo los **p** o todos.
- En el caso de los metales de transición, podemos encontrar elementos que tienen varios iones: las familias de la **4** a la **9**, pueden tener iones con carga 4+, 3+, 2+; otros

como Zn y Cd solo tienen carga 2+; otros como Ag 1+ y los lantánidos y actínidos 3+. La razón por la que estos elementos pueden tener varios iones reside en el hecho de que tienen orbitales *d* y *f* y ello les permite perder electrones de varias maneras.

Resumen de las reglas

Estas reglas funcionan la mayoría de las veces:

- Los metales de las familias IA (1), IIA (2) y IIIA (13), (excepto el TI) tienen la carga que corresponde al número de la familia. No uses números romanos
- Casi todos los demás metales y metaloides tienen estados múltiples. Usa números romanos
- Si estás seguro que un elemento del bloque *d* tiene únicamente un estado, no uses números romanos.

El enlace químico

El enlace covalente

Definición: Cuando dos elementos *comparten* sus electrones.

Ninguno de los átomos:

- Tiene suficientemente poca energía en su capa de valencia como para perder sus electrones
- Es suficientemente atractivo para quitarle al otro sus electrones
- Esta vez tendrán que compartir sus electrones
- El caso más típico es el de dos átomos del mismo elemento
- Dependiendo de su capa de valencia, podrán compartir más de un par de electrones.

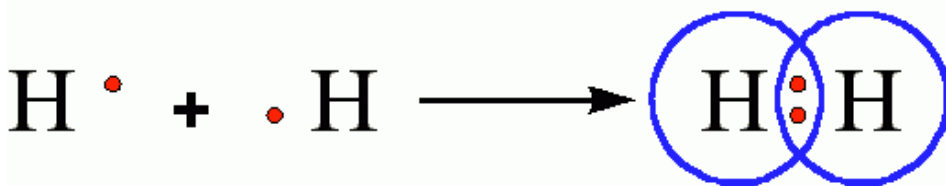
La gran mayoría de las sustancias químicas no tienen naturaleza iónica.

- Pueden ser gases, líquidos y además sólidos
- En general presentan temperaturas de fusión bajas

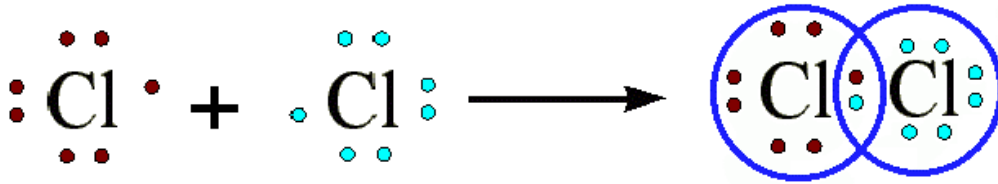
El modelo de Lewis

G.N. Lewis, propuso que un átomo puede obtener la misma configuración de un gas noble simplemente compartiendo los electrones de otro átomo. De tal manera que por medio de esta operación se forma un enlace químico, al cual llamamos enlace covalente

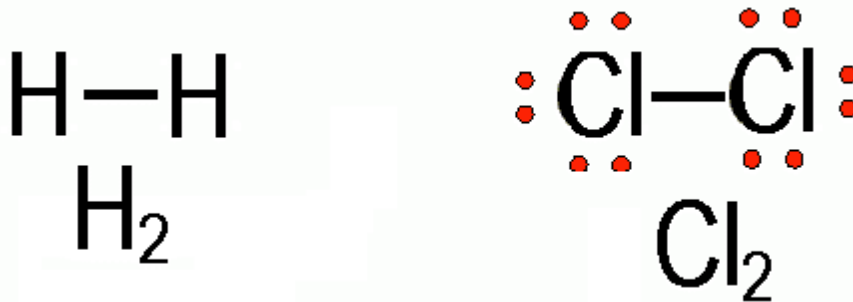
Así por ejemplo la molécula de (H₂) es el ejemplo más simple de un enlace covalente el cual puede representarse por medio de su estructura de Lewis así:



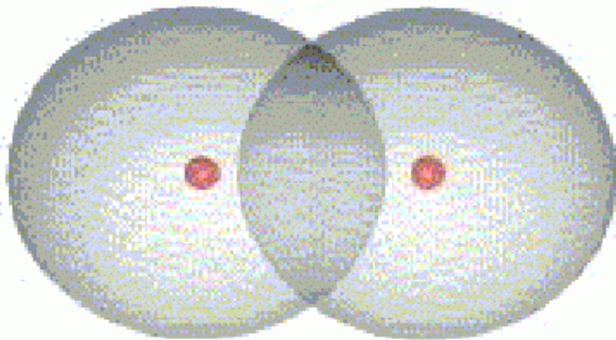
Al compartir un par de electrones cada hidrógeno tiene dos electrones en su capa de valencia, es decir el orbital **1s**. En este sentido, tiene la configuración de un gas noble (He) De la misma manera cuando dos átomos de Cl se unen covalentemente para formar la molécula de Cl₂, los electrones que se comparten son:



Cada cloro comparte un par de electrones, el cual forma el enlace químico y con ello obtiene la configuración del gas noble Argón. En las estructuras de Lewis los electrones compartidos se dibujan como una línea y los electrones que no se comparten se dejan como puntos:



Los electrones compartidos están entre los núcleos. En el caso del H₂, la densidad electrónica se concentra entre los dos núcleos así:



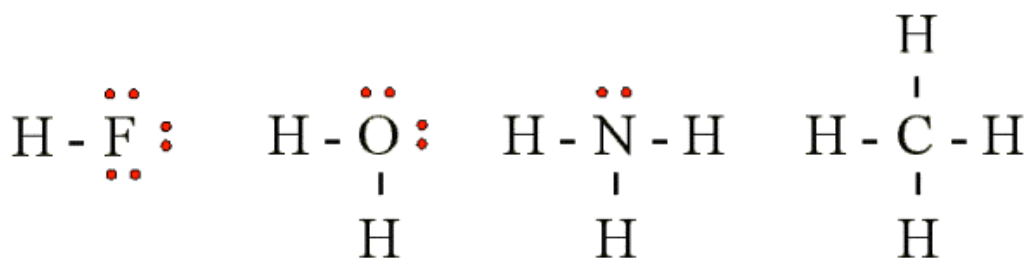
Así los dos núcleos se quedan unidos en la molécula de H₂ debido a dos factores,

- la repulsión internuclear ha disminuido debido a la concentración de densidad electrónica entre los dos núcleos en primer lugar
- y adicionalmente, cada núcleo de H atrae la nube electrónica entre ambos.

Para los no-metales y los metales representativos (bloque s) el número de electrones de valencia es el mismo que el número de la familia:

Elemento	Grupo	Electrones de valencia	Enlaces necesarios para completar el octeto
F	7A	7	1
O	6A	6	2
N	5A	5	3
C	4A	4	4

Ejemplos de enlaces covalentes con hidrógeno:



De esta manera, el modelo de Lewis representa correctamente las interacciones covalentes entre los elementos no metálicos

Enlace múltiple

Cuando dos átomos del mismo elemento o de elementos diferentes, comparten un solo par de electrones, esto se considera un enlace covalente sencillo y curiosamente lo conocemos así: enlace sencillo.

Sin embargo, en muchas moléculas, para que los átomos puedan obtener la configuración de gas noble, necesitan compartir más de un par electrónico. Esto pueden hacerlo de varias maneras, la primera encontrar varios átomos con los cuales compartir más de un par de electrones, o bien por medio de compartir entre dos átomos más de un par electrónico a la vez.

Así tendremos que:

- Cuando dos átomos comparten un solo par electrónico tenemos un enlace sencillo
- Cuando dos átomos comparten dos pares de electrones tenemos un doble enlace
- Cuando dos átomos comparten tres pares de electrones, tendremos el triple enlace

Por ejemplo tenemos al N_2 :



Debido a que el nitrógeno tiene 5 electrones de valencia, cada átomo de N requiere compartir 3 pares para obtener su octeto. Nótese entonces, que debido a lo anterior, el N_2 tiene ciertas propiedades muy importantes:

- El N_2 bastante inerte, debido al triple enlace entre los dos nitrógenos, pues este es más fuerte que uno doble y todavía más que uno sencillo
- La distancia de enlace N - N en N_2 es de 1,10 Å (sumamente corta)
- Para mostrar claramente lo anterior, presentamos las distancias de varios compuestos con nitrógeno en función del tipo de enlace:
- N-N 1,47Å
- N=N 1,24Å
- N≡N 1,10Å

Lo anterior, nos da pie para traer a colación una regla general:

La distancia entre dos átomos enlazados decrece al aumentar el número de pares electrónicos compartidos

Nomenclatura:

Hay un conjunto de reglas para nombrar a los compuestos covalentes:

- Se nombra a los elementos en el orden inverso al que aparecen en la fórmula
- Se emplean prefijos para indicar cuantos átomos hay de cada elemento, *mono=1, di=2, tri=3, tetra=4 etc.*
- Se emplea la terminación *uro* o *ido* para el último elemento de la lista.

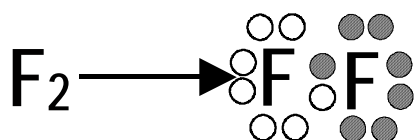
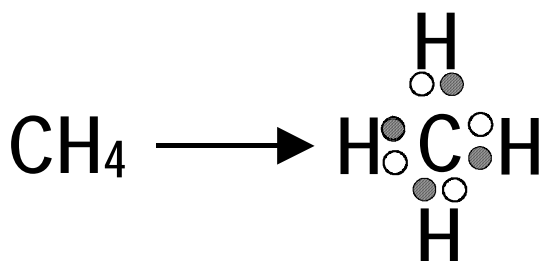
Ejemplos:

■ N_2O_5	Pentóxido de dinitrógeno
■ CO	Monóxido de carbono
■ CO_2	Dióxido de carbono
■ SiO_2	Dióxido de silicio
■ ICl_3	Tricloruro de yodo
■ P_2O_5	Pentóxido de difosforo
■ CCl_4	Tetracloruro de carbono

Las estructuras de Lewis nos ayudan a:

- Conocer el número de enlaces y si hay o no enlaces múltiples.
- Determinar la estructura y la geometría molecular
- Explicar la existencia de iones poliatómicos

Ejemplos de enlaces sencillos:



Reglas para obtener las estructuras de Lewis

- **Paso 1:** Elabora un boceto que presente todos los átomos del compuesto, el menos electronegativo ocupará la posición central (excepto H)
- **Paso 2:** Determina el número de e^- valencia total T
- **Paso 3:** Une los átomos usando una línea por cada 2 electrones y cuenta el número de enlaces. $EE=2n$
- **Paso 4:** Réstale al número total de electrones, el número de electrones enlazantes EE , este será el número de electrones no enlazantes $EN=T-EE$
- **Paso 5:** Completa los octetos (excepto H), recuerda que todos los electrones deben aparearse.
- Si el átomo central no pertenece a las familias IA (1), IB (11) o IIA (2) y tiene menos de 8 electrones, toma electrones de los átomos exteriores (excepto si son

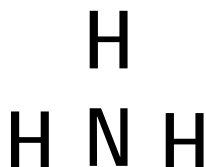
halógenos) para acercarte lo más posible al octeto, haciendo enlaces múltiples cuando se ofrezca,

- La carga formal de cada átomo se obtiene contando el número de electrones que le pertenecen a ese átomo en la molécula (recuerda que a cada enlace solo le toca 1 electrón) y réstalo del número de electrones que tiene en estado neutro.

- En el caso de átomos con número atómico mayor a 10, puedes mover electrones de los átomos exteriores para disminuir su carga formal.

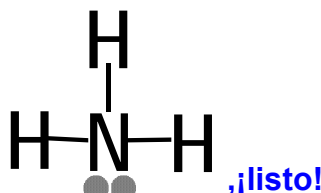
El amoníaco NH_3 .

Paso 1: escribe todas las estructuras posibles:



Paso 2: Determina el número de electrones de valencia total, $1 \text{ N} = 5 \text{ e}^-$, $3 \text{ H} = 3 \text{ e}^-$; total 8 e^- valencia

Completa los octetos que se pueda



Carga formal:

En algunos casos podemos dibujar varias estructuras de Lewis diferentes todas las cuales satisfacen la regla del octeto para un compuesto ¿Cuál será la estructura más razonable?

Un método para discernir esto consiste en tabular los electrones de valencia alrededor de cada átomo en una estructura de Lewis para determinar la carga formal de cada átomo. La carga formal es la carga que tendría un átomo en la molécula si consideráramos que cada átomo tuviese la misma electronegatividad en el compuesto.

Para calcular la carga formal, se asignan los electrones al átomo que le corresponden como se indica a continuación:

- Los electrones que no están compartidos se asignan al átomo en el que se encuentran

- Los electrones compartidos se dividen entre los átomos que los comparten a partes iguales

- El número de electrones de valencia asignados en la estructura de Lewis se compara con el número de electrones esperados en el átomo aislado:

- La carga formal será igual al número de electrones de valencia en el átomo aislado menos el número de electrones de valencia asignados en la estructura de Lewis.

El Dióxido de carbono CO_2

El Carbono tiene 4 electrones de valencia, cada oxígeno tiene 6 electrones de valencia, por tanto en nuestra estructura de Lewis del CO_2 tendremos 16 e^- :



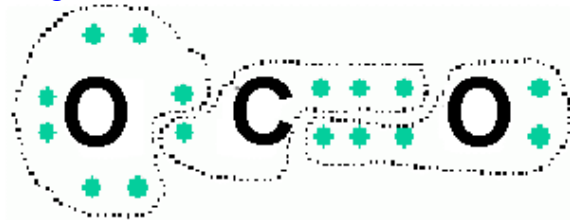
Una manera de escribir la estructura es:



Otra manera es:



Ambas estructuras cumplen con la regla del octeto para todos sus átomos ¿Pero y las cargas formales?



7 4 5

-1 0 +1



6 4 6

0 0 0

¿Pero cuál es la estructura correcta? En general, si es posible dibujar varias estructuras, la más estable será aquella donde:

- Las cargas formales sean las menores
- Si hay carga negativa, debe encontrarse en el átomo más electronegativo
- En el ejemplo, la segunda estructura es la que tiene las cargas formales menores (es decir 0 en todos los átomos).
- Además, en la primera estructura el carbono tiene carga de 0 pero uno de los oxígenos tiene carga formal de +1.
- Como el oxígeno es más electronegativo que el carbono, esta situación es muy improbable.
- Es importante recordar que las cargas formales no representan las cargas reales de los átomos, las cargas reales se determinan empleando las electronegatividades de sus átomos.

Resonancia:

En el SO_2 , se obtienen dos estructuras equivalentes:

Paso

1:

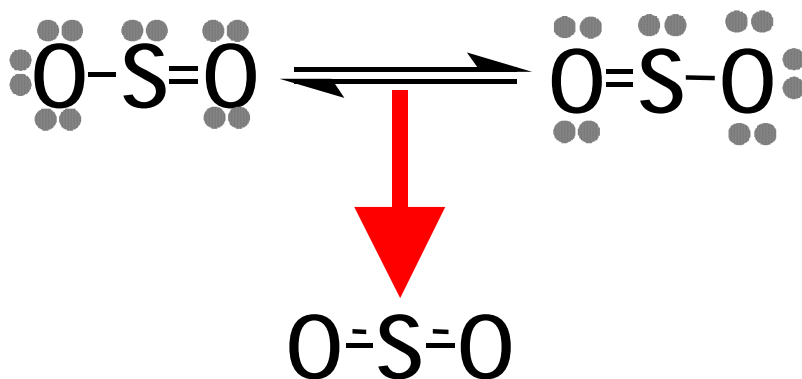


Paso 2: $2 \text{ O} = 12 e^-$, $1 \text{ S} 6 e^-$, total $18 e^-$ valencia

Paso 3: Las dos cumplen con la regla, las dos tienen el mismo número y tipo de enlaces,



¿Cuál está bien? ¡LAS DOS! En realidad se pasan de una a otra dando como resultado un promedio de 1.5 enlaces por cada S-O

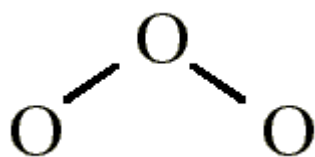


La estructura de Lewis del ozono (O_3)

- 1.
- 2.

- 1.
- 2.

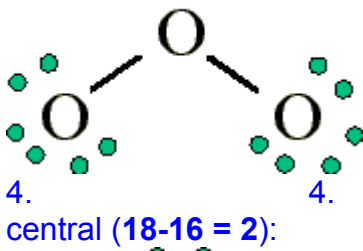
Suma de los electrones de valencia = $(6 \times 3) = 18$
Conectividades:



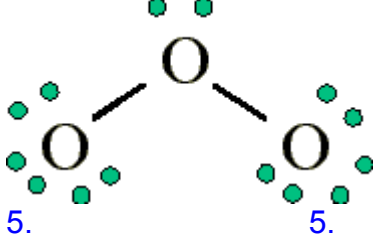
3. al átomo central:

- 3.

Completamos los octetos de los átomos unidos



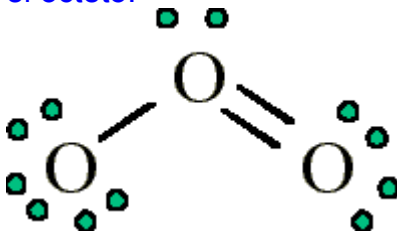
Ponemos los electrones restantes en el átomo



¿Completamos el octeto del átomo central?

■ NO, apenas llegamos a 6 electrones

■ Añadimos un enlace múltiple (primero uno doble) para ver si ahora si se completa el octeto:



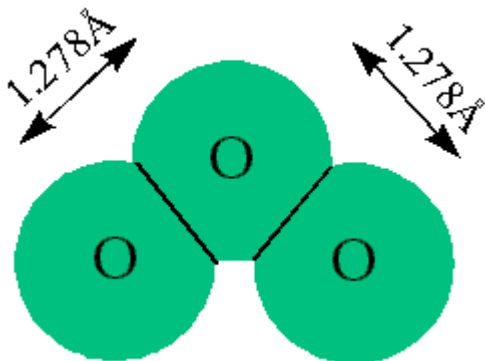
¿Completamos el octeto del átomo central?

■ SI, ¡ya ganamos!

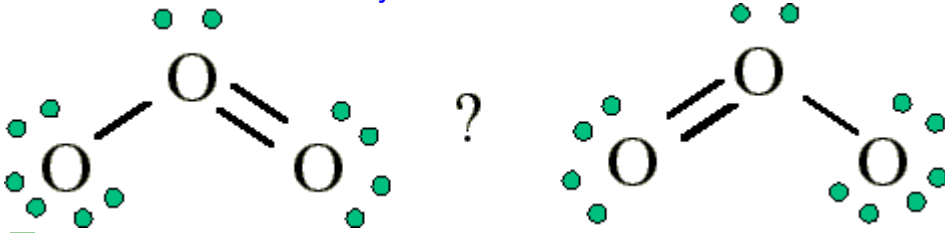
■ Pareciera que el ozono tiene un enlace sencillo y uno doble

■ Sin embargo, hay varios hechos que se conocen acerca de la estructura del ozono

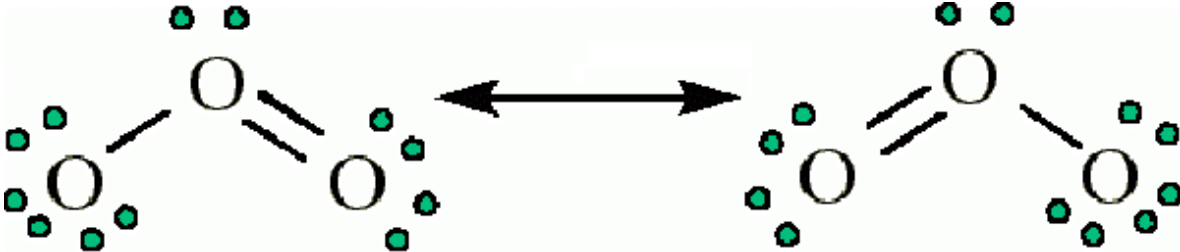
■ La longitud de los enlaces entre el átomo central y los otros oxígenos, son idénticas:



- Esperaríamos que si uno de los enlaces es doble y el otro sencillo, el primero fuese más corto que el segundo
- Como todos los átomos son idénticos, ¿por que elegimos el de la derecha para que tuviese un enlace sencillo y no el otro?



- Como podemos constatar ambas estructuras son equivalentes excepto por el lugar en que se encuentra el doble enlace
- Las estructuras de Lewis equivalentes, se llaman estructuras resonantes o formas resonantes
- De esta manera, la forma correcta de describir al ozono por medio de las estructuras de Lewis, será:



- Esto indica que el ozono se describe como un promedio de dos estructuras de Lewis (es decir sus formas resonantes)
- Los puntos importantes que debemos recordar acerca de las formas resonantes son:
 - La molécula no está oscilando entre dos formas diferentes
 - Solo hay una forma de la molécula de ozono y las longitudes de enlace entre los oxígenos son intermedias entre un enlace sencillo y uno doble.
 - Dibujamos las estructuras de Lewis (dos en este caso) porque una sola es insuficiente para describir la molécula correctamente.

Estructuras de Lewis y los iones poliatómicos:

Hay una clase especial de iones, en las que un grupo de átomos permanece unido. Es decir, un ion que tiene átomos unidos covalentemente.

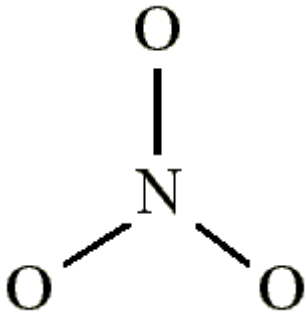
NH_4^+	ion amonio
NO_3^-	nitrito
SO_4^{2-}	sulfato
OH^-	hidróxido
OO^{2-}	peróxido
CO_3^{2-}	carbonato
HCO_3^-	bicarbonato

Nombrar: AgNO_3 , H_2O_2 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Nombrar: Hidróxido de Na, permanganato de K, sulfato de amonio

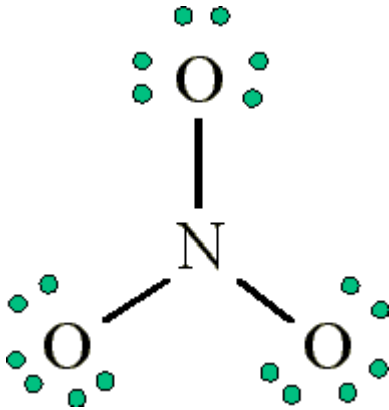
Otra ejemplo, el ion nitrato (NO_3^-):

1. Contamos el número de electrones de valencia: $(1 \times 5) + (3 \times 6) + 1(\text{ion}) = 24$ electrones
2. Escribimos la conectividad:



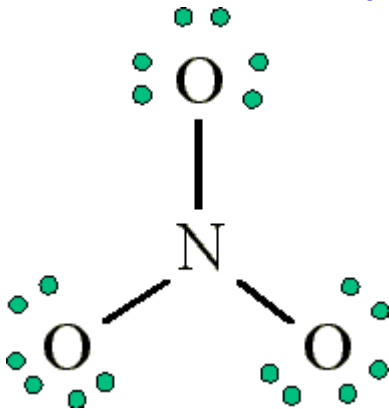
3. 3.
unido al central:

Agregamos electrones para completar los octetos de cada átomo



4. 4.

Ponemos los electrones sobrantes en el átomo central (24-24 = 0):



5. 5.

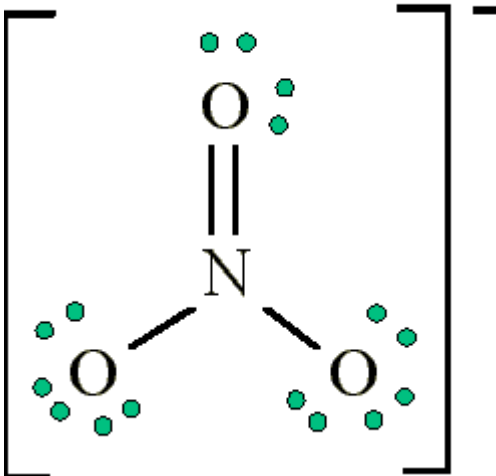
¿Completamos el octeto del átomo central?

6. 6.

NO, tiene 6 electrones

7. 7.

Añadimos enlaces múltiples, primero intentamos con un enlace doble y vemos si el átomo central completa su octeto:



8. 8.

¿Completamos el octeto del átomo central?

9. 9.

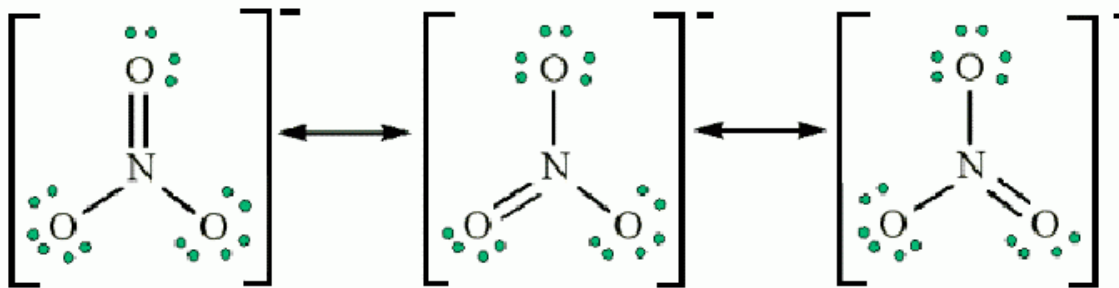
SI

10.10.

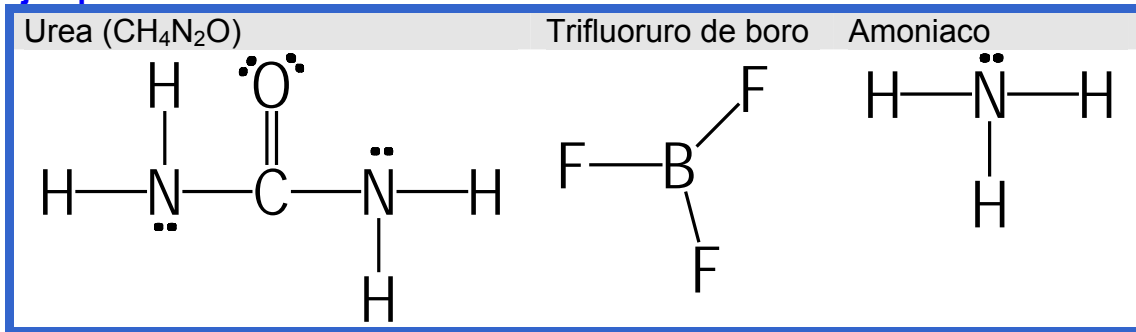
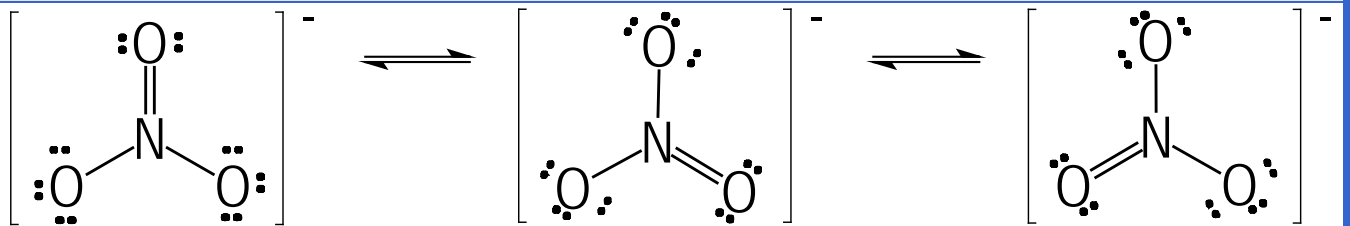
Hay más estructuras resonantes posibles?

11.11.

SI



Nota: Esperaríamos que los enlaces del ion NO_3^- sean algo más cortos que un enlace sencillo

Más ejemplitos:**La resonancia****Excepciones en la regla del octeto**

Existen tres maneras en las que la regla del octeto puede romperse:

1. Las moléculas tienen un número impar de electrones
2. Las moléculas en las cuales un átomo tiene deficiencia de electrones
3. Moléculas en que un átomo tiene más de ocho electrones

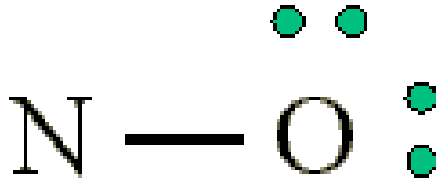
Número impar de electrones

Dibuja la estructura de Lewis del óxido nitroso (NO):

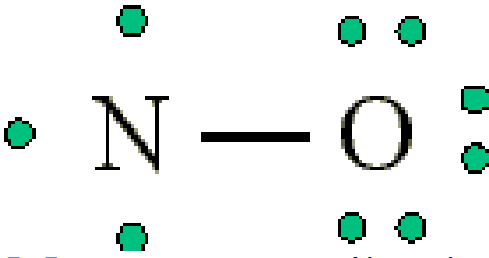
1. Número total de electrones: $6 + 5 = 11$
2. Conectividad:



3. Octeto del elemento con mayor c :



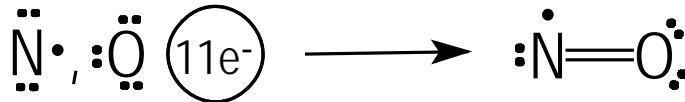
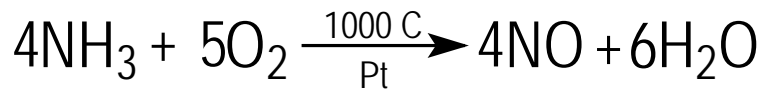
4. Los electrones sobrantes van al otro ($11 - 8 = 3$):



5. 5. Ahora hay 5 electrones de valencia alrededor del N. Un doble enlace le pondría 7 y uno triple le pondría 9.

6. 6. Parece que no hay manera de completar un octeto, **pues un átomo tiene un número impar de electrones**

Una reacción:

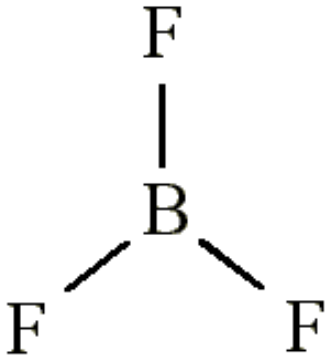


Las moléculas en las cuales un átomo tiene deficiencia de electrones

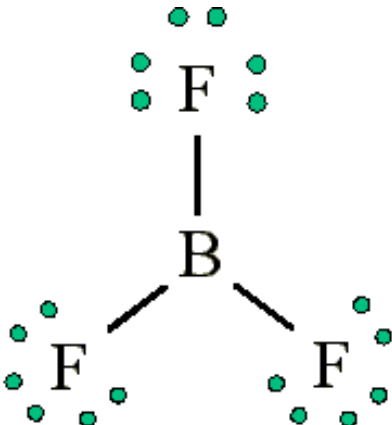
La mayoría de estos compuestos son de B y Be

Dibuja la estructura de Lewis del trifluoruro de boro (BF_3):

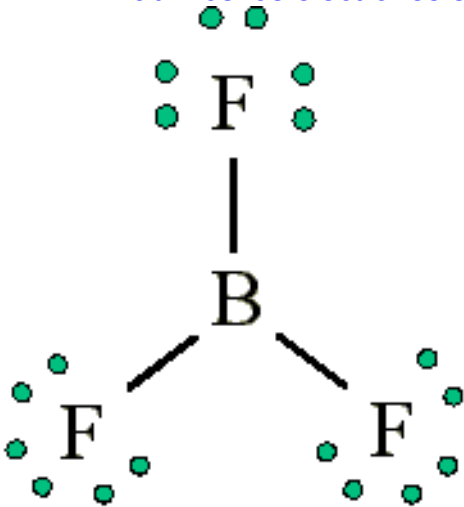
1. Número total de electrones (3×7) + 3 = 24
2. Conectividad:



3. Añadimos electrones a los átomos terminales:



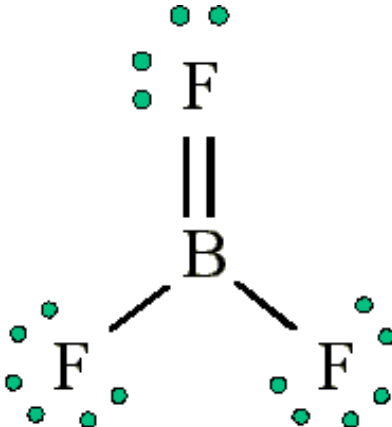
4. Añadimos los electrones sobrantes al átomo central ($24 - 2 \cdot 4 = 0$):



5. ¿Completamos los octetos?

NO. El átomo central tiene 6 electrones

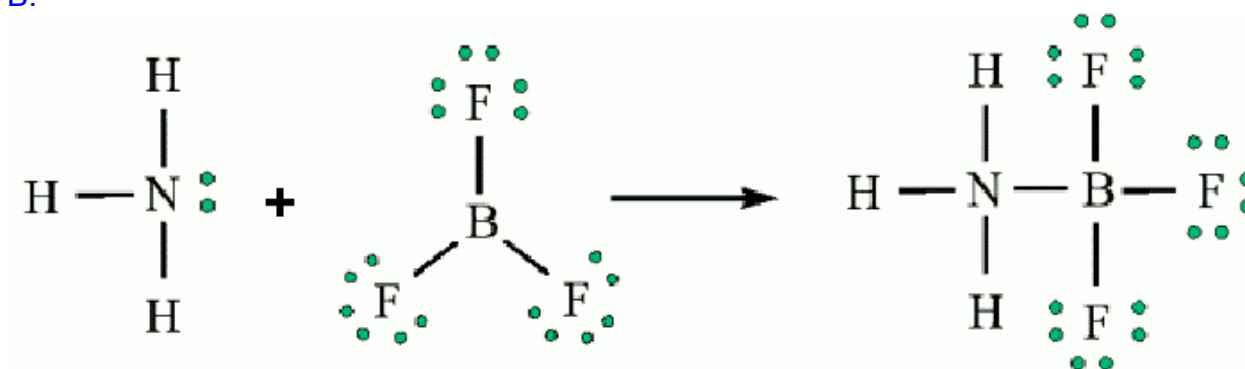
Añadimos enlaces múltiples para ver si el átomo central completa su octeto:



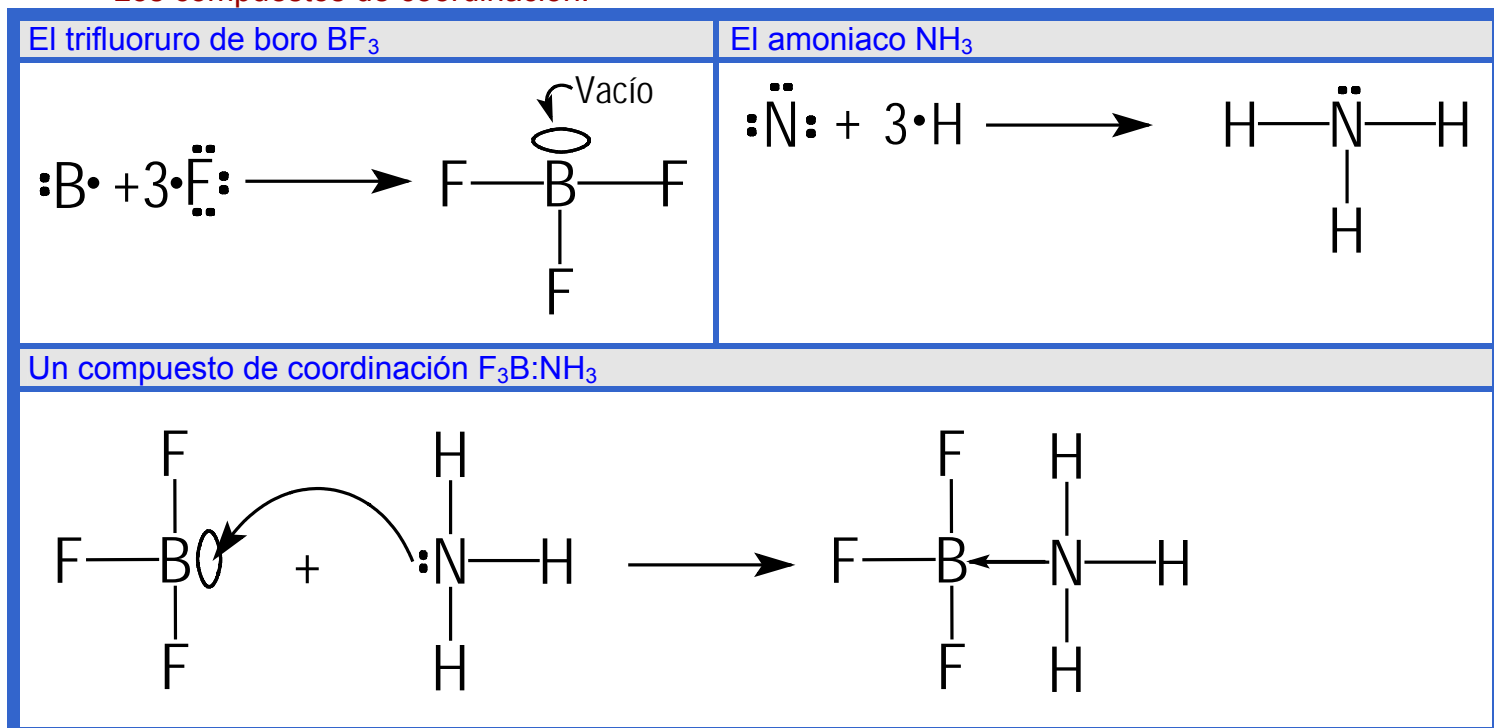
6. Completamos el octeto del Boro (y tendríamos tres estructuras resonantes)

Sin embargo...

- En esta estructura el átomo de F comparte electrones adicionales con el B.
- Es decir, el átomo de F debería tener una carga parcial positiva y el átomo de B una carga parcial negativa, esto es claramente incoherente si consideramos las electronegatividades de ambos átomos.
- Entonces parece que la estructura del BF_3 , con puros enlaces sencillos y 6 electrones de valencia alrededor del B es la estructura más probable.
- Vale la pena notar que el BF_3 reacciona fuertemente con aquellos compuestos que tienen un par electrónico no compartido el cual puede usarlo para formar un enlace con el B:



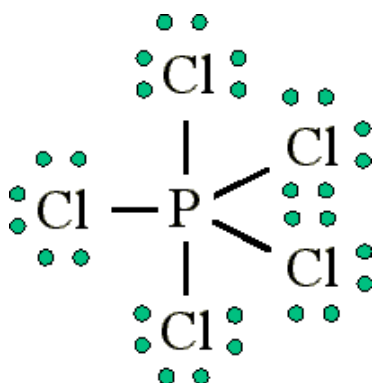
Los compuestos de coordinación:



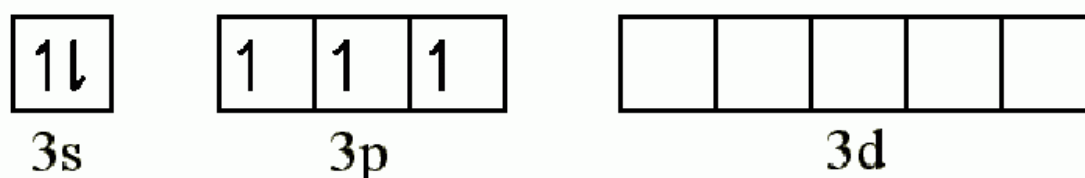
Más de ocho electrones en un átomo

(este es el ejemplo más común de excepción a la regla del octeto)

- El PCl_5 es un compuesto que existe, en tanto que el NCl_5 no existe.



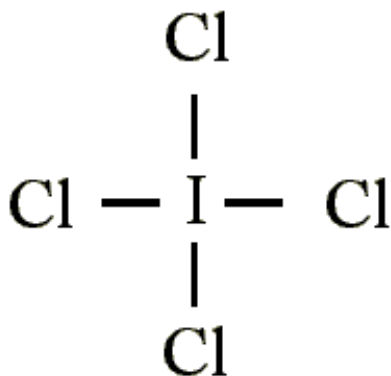
- Las capas de valencia expandidas (más de ocho electrones) se observa únicamente en aquellos elementos que están en el periodo 3 y posteriores (o sea $n = 3$)
- Pues la regla del octeto está basada en las subcapas disponibles ns y np para los electrones de valencia (2 electrones en los orbitales s y 6 en los orbitales p)
- Al entrar al periodo 3 o sea cuando el número cuántico principal vale 3 empieza a haber orbitales d disponibles ($l = 2$)
- El diagrama de orbitales de la capa de valencia del P es:



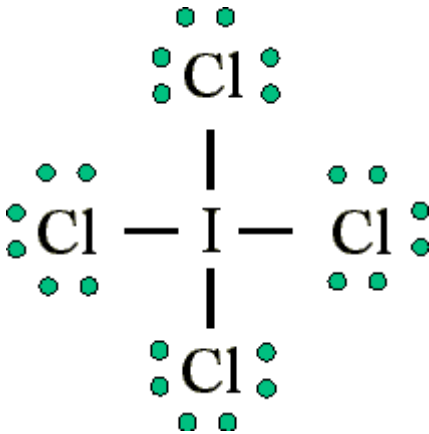
- Los elementos del tercer periodo a veces rompen la regla del octeto excediéndola y para ello emplean sus orbitales d
- Un factor de importancia es el tamaño:
- Entre mayor sea el átomo central mayor será el número de electrones que lo pueden rodear
- Las capas de valencia expandidas ocurren la mayoría de las veces cuando el átomo central se encuentra unido a átomos pequeños y muy electronegativos tales como F, Cl y O.

Dibuja la estructura de Lewis del ICl_4^-

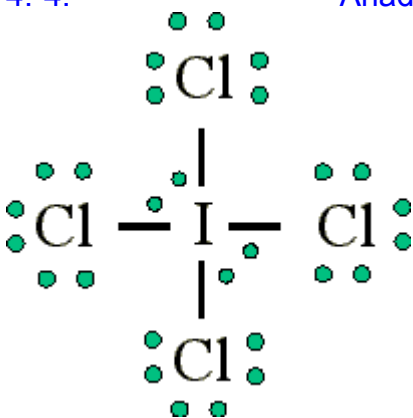
1. 1. Sumamos los electrones de valencia: $7 + (4 * 7) + 1 = 36$ electrones
2. 2. Conectividades:



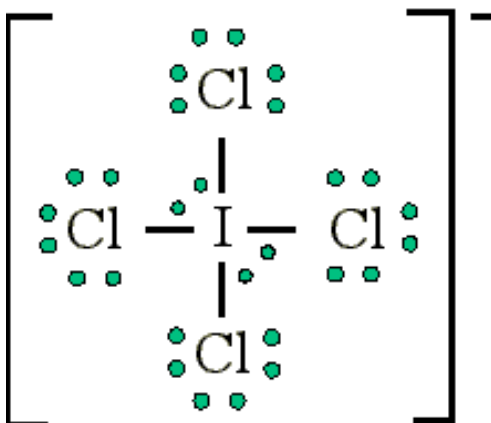
3. 3. Poner electrones en los átomos terminales:



4. 4.

Añadimos los electrones sobrantes al átomo central ($36 - 32 = 4$):

5. 5.

El ion ICl_4^- tiene 12 electrones de valencia alrededor del I (los cuales están en los orbitales **5d**)

En resumen tenemos que la regla del octeto falla en tres casos

- Cuando el número de electrones es impar (NO_2), ¡me faltan electrones!
- Cuando un elemento tiene deficiencia de electrones ¡me siguen faltando electrones!
- Cuando un elemento es del tercer periodo o superior ¡me sobran electrones!

¿Y entonces que, ya no sirve?
¡NO!, si sirve.

Nt	17	32	24	32
Arreglo				
EE EN	13	24	18	24
Eatomo				
Carga				

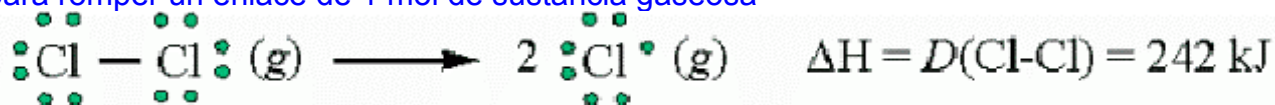
Fuerza del enlace covalente

La estabilidad de una molécula está en función de la fortaleza de los enlaces covalentes que mantienen unidos a sus átomos.

¿Cómo medimos la fortaleza de un enlace covalente?

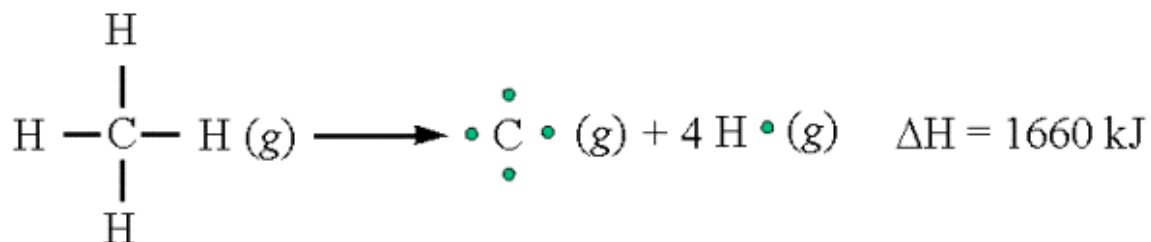
Energía de ionización o energía de enlace

La energía de enlace es el cambio en la entalpía (ΔH , entrada de calor) que se requiere para romper un enlace de 1 mol de sustancia gaseosa



Donde $D(\text{Cl-Cl})$ representa la energía de disociación para el enlace ClCl

¿Pero y que pasa cuando tenemos un compuesto que no es una molécula diatómica? Consideremos la disociación del metano:



Aquí tenemos cuatro enlaces C-H equivalentes, de manera que la energía de disociación de uno solo será:

$$D(\text{C-H}) = (1660/4) \text{ kJ/mol} = 415 \text{ kJ/mol}$$

Nótese:

- La energía de enlace para un enlace cualquiera se ve influido por el resto de la molécula.
- Sin embargo, este es un efecto relativamente pequeño, esto sugiere que los enlaces están realmente entre los átomos.
- Entonces, la energía de enlace para la mayoría de los enlaces varía poco respecto a la energía promedio para ese tipo de enlace

La energía de enlace siempre es positiva, es decir se requiere energía para romper un enlace covalente, y siempre hay energía liberada cuando se forma un enlace

Energía de enlace promedio:

Enlace	(kJ/mol)	Enlace	(kJ/mol)
$\tilde{\text{C}}\text{F}$	485	$\tilde{\text{C}}\text{C}$	348
$\tilde{\text{C}}\text{Cl}$	328	$\tilde{\text{C}}\text{N}$	293
$\tilde{\text{C}}\text{Br}$	276	$\tilde{\text{C}}\text{O}$	358
$\tilde{\text{C}}\text{I}$	240	$\tilde{\text{C}}\text{F}$	485
$\tilde{\text{C}}\text{C}$	348		
$\text{C}\square\text{C}$	614		
$\text{C}\equiv\text{C}$	839		

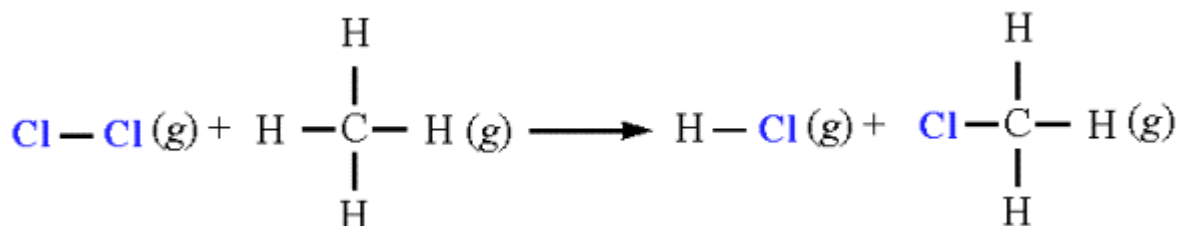
Entre más fuerza tenga un enlace, más estable es la molécula y por lo tanto es menos probable que esta sufra cambios químicos.

Energías de enlace y entalpías de reacción

Si podemos saber cuales enlaces se rompen y cuales se forman durante el curso de una reacción química, podríamos estimar el cambio de entalpía (ΔH_{rxn}) de la reacción, aun cuando no conozcamos la entalpía de formación (ΔH_f°) de los reactivos y de los productos:

$$\Delta H = S(\text{energías enlaces formados}) - S(\text{energías enlaces rotos})$$

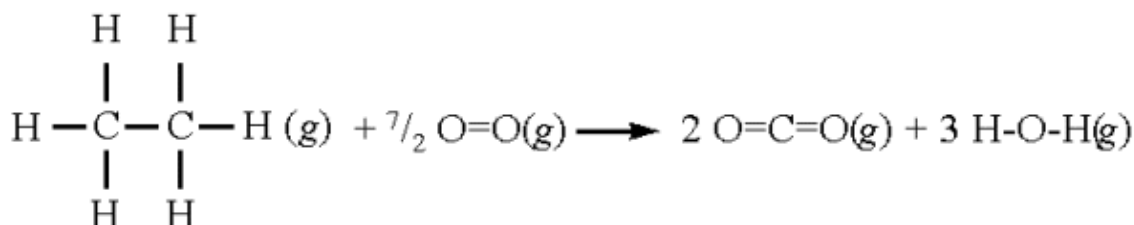
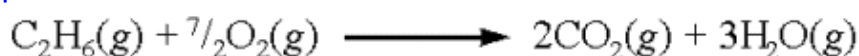
Ejemplo: La reacción entre una mol de cloro y una mol de metano



- Enlaces rotos: 1 mol de enlaces $\text{Cl}-\text{Cl}$, y 1 mol de enlaces $\text{C}-\text{H}$
- Enlaces formados: 1 mol de enlaces $\text{H}-\text{Cl}$, 1 mol de enlaces $\text{C}-\text{Cl}$
- $\Delta H = [D(\text{Cl}-\text{Cl}) + D(\text{C}-\text{H})] - [D(\text{H}-\text{Cl}) + D(\text{C}-\text{Cl})] = [242 \text{ kJ} + 413 \text{ kJ}] - [431 \text{ kJ} + 328 \text{ kJ}] = -104 \text{ kJ}$

De manera que esta reacción es exotérmica, porque los enlaces en los productos son más fuertes que los enlaces en los reactivos.

Otro ejemplo: la combustión de 1 mol de etano



- Enlaces rotos: 6 moles de enlaces $\text{C}-\text{H}$, 1 mol de enlaces $\text{C}-\text{C}$, $\frac{7}{2}$ moles de enlaces $\text{O}=\text{O}$.
- Enlaces formados: 4 moles de enlaces $\text{C}=\text{O}$, 6 moles de enlaces $\text{O}-\text{H}$.
- $\Delta H = [(6 \times 413) + (348) + (\frac{7}{2} \times 495)] - [(4 \times 799) + (6 \times 463)] = 4.558 - 5.974 = -1.416 \text{ kJ}$ (la reacción es exotérmica)

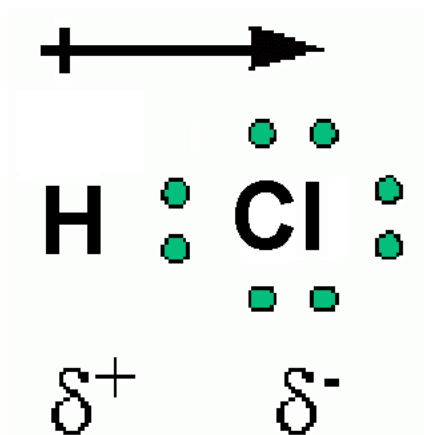
Energía de enlace y distancia de enlace

Conforme el número de enlaces entre dos átomos crece, el enlace se acorta y se vuelve más fuerte

Enlace	Energía de enlace (kJ/mol)	Longitud de enlace (Å)
C-C	348	1.54
C=C	614	1.34
C≡C	839	1.20

Número de oxidación

Cuando un enlace covalente se forma entre dos átomos que tienen diferentes electronegatividades, los electrones compartidos en el enlace quedan más cerca del átomo más electronegativo:



- El número de oxidación de un átomo es la carga obtenida cuando se asignan los electrones del enlace covalente al átomo más electronegativo.
- Es la carga que poseerá un átomo si el enlace fuera iónico.
- En el caso del HCl el número de oxidación del hidrógeno será +1 y el del Cl será -1
- En el caso de los números de oxidación escribimos primero el signo para distinguirlos de las cargas iónicas (electrónicas)

Los números de oxidación no se refieren a las cargas reales de los átomos excepto en el caso de las sustancias iónicas.

Unas reglitas

Los números de oxidación se pueden determinar empleando las siguientes reglas:

1. 1. El número de oxidación de un elemento en su forma elemental es 0, esto es cierto para los átomos aislados y las sustancias con enlaces entre átomos idénticos (por ejemplo el Cl_2 , etc.)
2. 2. El número de oxidación de un ion monoatómico es igual a su carga (por ejemplo el número de oxidación del $\text{Na}^+ = +1$, y el del $\text{S}^{2-} = -2$)
3. 3. En los compuestos binarios (solo dos elementos) al elemento con mayor c se le asigna un número de oxidación negativo igual que la carga que presenta en sus compuestos iónicos simples (por ejemplo en el compuesto PCl_3 el Cl tiene mayor c que el P, el Cl en sus compuestos iónicos tiene carga de 1^- , así su número de oxidación o estado de oxidación es -1)
4. 4. La suma de los números de oxidación es 0 para un compuesto eléctricamente neutro y es igual a la carga total de una especie iónica.
5. 5. Los metales alcalinos exhiben únicamente el estado de oxidación de $+1$ en sus compuestos
6. 6. Los metales alcalinotérreos exhiben únicamente un estado de oxidación de $+2$ en sus compuestos

Ejemplos:

PCl₃

El cloro es más electronegativo que el fósforo, por lo tanto el número de oxidación del Cl se fija como -1 . La molécula es neutra, así que el número de oxidación del P, en este caso, es de $+3$.

CO₃²⁻

El oxígeno es más electronegativo que el carbono, por lo tanto el oxígeno tiene un número de oxidación de -2 . Como la molécula tiene una carga neta de 2^- , entonces, el C debe tener un estado de oxidación de $+4$, es decir, $(3 \times -2) + \text{#oxC} = -2$.

Ejemplos de Azufre

H₂S

El azufre ($\chi=2.5$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi=2.1$), entonces debe tener un número de oxidación de -2. Como la molécula es neutra, el hidrógeno tiene un número de oxidación de +1.

S₈

Este es una de las formas elementales del azufre, por lo tanto en esta molécula el azufre tiene el número de oxidación de un elemento, es decir, 0.

SCI₂

El **Cl** ($\chi=3.0$) es más electronegativo que el azufre ($\chi=2.5$), por lo tanto su número de oxidación es de -1. El **S** tiene entonces un número de oxidación de +2.

Na₂SO₃

El **Na** es un metal alcalino, siempre tendrá el número de oxidación de +1. El **O** es más electronegativo ($\chi=3.5$) que el **S** ($\chi = 2.5$), por tanto el oxígeno tendrá un número de oxidación de -2. El **S** tendrá entonces un número de oxidación de +4 (el compuesto es neutro)

SO₄²⁻

El oxígeno es más electronegativo y por tanto tiene un número de oxidación de -2. El azufre tendrá entonces un número de oxidación de +6.

- Nótese que el azufre exhibe una gran variedad de números de oxidación (-2 al +6)
- En general, los números de oxidación más negativos corresponden al número de electrones que deban añadirse para dar un octeto de electrones de valencia
- Los números de oxidación más positivos corresponden a la pérdida de electrones de valencia.

Los compuestos de los metales alcalinos (número de oxidación de +1) y los metales alcalinotérreos (número de oxidación de +2) son típicamente de naturaleza iónica.

Los compuestos de los metales con números de oxidación mayores (por ejemplo, Sn +4) tienden a formar compuestos moleculares

- En los compuestos iónicos y covalentes usualmente el elemento menos electronegativo se pone primero.
- En los compuestos iónicos los nombres se dan con referencia al estado de oxidación (iónico)
- En los compuestos covalentes o moleculares los nombres se dan con referencia al número de átomos presentes en el compuesto

Iónicos		Moleculares	
MgH ₂	Hidruro de magnesio	H ₂ S	Disulfuro de hidrógeno
FeF ₂	Fluoruro de hierro (II)	OF ₂	Difluoruro de oxígeno
Mn ₂ O ₃	Óxido de manganeso(III)	Cl ₂ O ₃	Trióxido de dicloro

Revisión

- **Compuestos binarios iónicos simples**
- **Compuestos iónicos con varios estados de oxidación posibles**
- **Compuestos de iones poliatómicos**
- **Compuestos covalentes simples**
- **El nombre de la fórmula BCl₃ Tricloruro de boro, AlCl₃ Bromuro de aluminio**
- **Mg(NH₃)PO₄ Fosfato de Magnesio y amonio.**
- **La fórmula del nombre Hidróxido férrico Fe(OH)₃, Hexacloruro de silicio SiCl₆**

La forma de las moléculas

¿Qué factores influyen?

- Número de grupos unidos al átomo central

Tratarán de poner lo más alejados unos de otros

- Tipo de enlaces

Si hay dobles o triples enlaces cuentan como si fueran sencillos

- Electrones no enlazantes

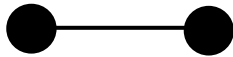
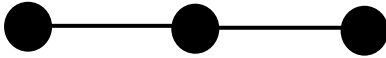
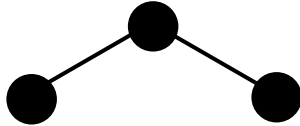
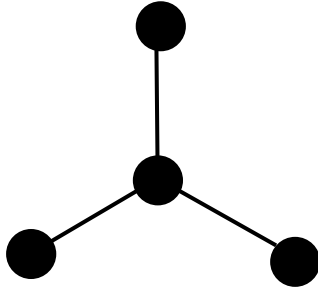
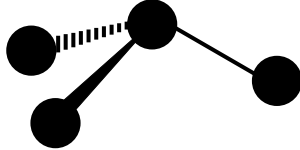
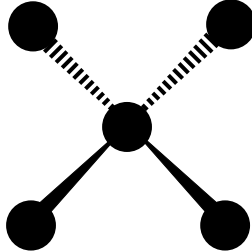
Los electrones que no forman enlaces también cuentan.

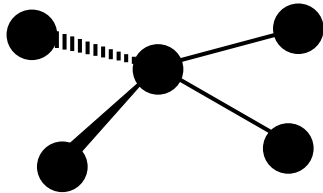
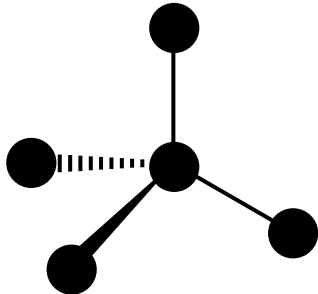
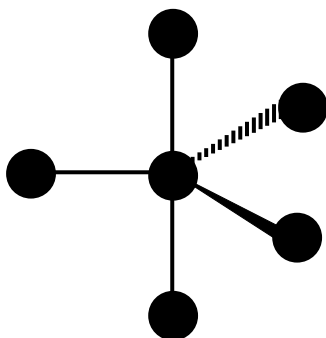
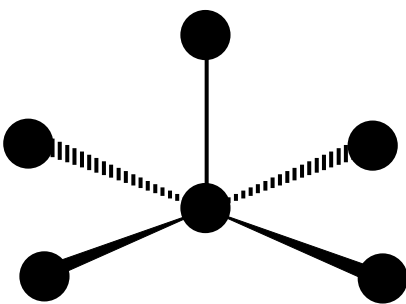
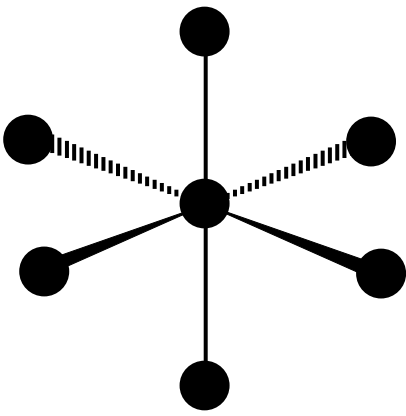
- Interacciones entre los grupos y los electrones

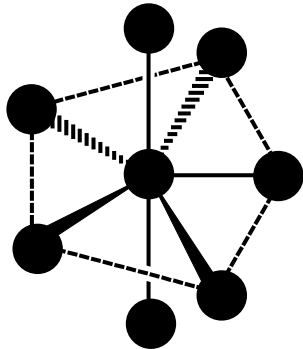
¿Qué propiedades afecta?:

- Puntos de fusión y ebullición, polaridad, solubilidad, etc.

¿Cómo son las moléculas?

No de átomos	Ejemplo	Forma	Nombre
2	H ₂ , HF		Lineal
3	CO ₂ , HCN		Lineal
3	H ₂ O, O ₃ , SO ₂		Angular
4	BF ₃ , NO ₃ ⁻		Trigonal plana
4	NH ₃ , PCl ₃		Trigonal piramidal
5	XeF ₄		Cuadrada

5	SF_4		Tetraédrica distorsionada.
5	$\text{CH}_4, \text{SO}_4^{2-}$		Tetraédrica
6	PCl_5		Bipirámide trigonal
6	BrF_5		Pirámide cuadrada
7	SF_6		Octaédrica

8	IF ₇		Bipirámide pentagonal
---	-----------------	-----------------------------------------------------------------------------------	-----------------------

Repulsión de Pares Electrónicos de la Capa de Valencia

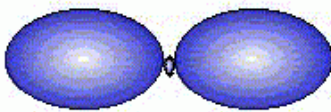
Valence-Shell Electron Pairs Repulsion

Bases del modelo

Cuando atamos un conjunto de globos, estos adoptan un arreglo que minimiza los choques estéricos entre vecinos:

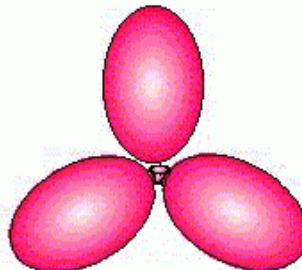
Arreglos de baja energía de conjuntos de globos

2 globos



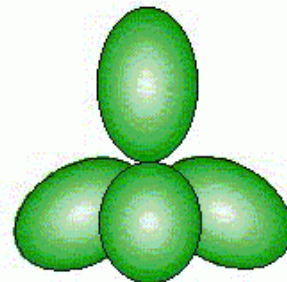
Lineal

3 globos



Triangular

4 globos



Tetraédrico

■ Cuando por otra parte, los átomos al unirse, utilizan pares electrónicos en sus orbitales de valencia

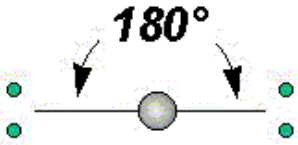
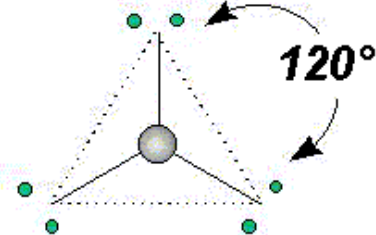
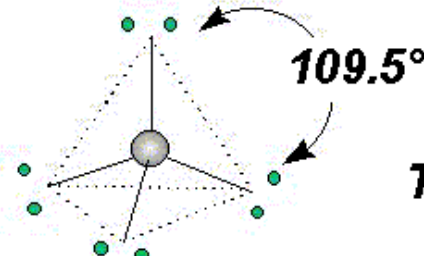
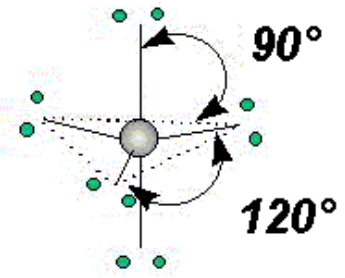
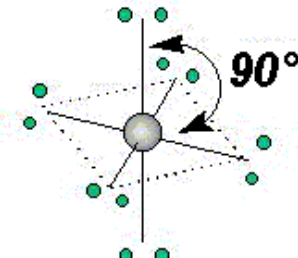
■ Como los electrones tienen carga negativa, tienden a repelerse unos a otros

■ Entonces, los pares de electrones de enlace tienden a repeler otros los pares de electrones de enlace en la capa de valencia

El mejor arreglo espacial de los pares de electrones de enlace en la capa de valencia es aquel en el que las repulsiones interelectrónicas son mínimas

Como en el caso de los globos:

- Dos pares electrónicos en la capa de valencia se acomodan **linealmente**
- Tres pares electrónicos en la capa de valencia se organizan en un arreglo **triangular**
- Cuatro pares electrónicos en la capa de valencia se acomodan en un arreglo **tetraédrico**
- Cinco pares electrónicos en la capa de valencia se organizan en un arreglo **bipiramidal trigonal**
- Seis pares electrónicos en la capa de valencia se organizan en un arreglo **octaédrico**

Número de pares	Arreglo	Geometría	Ángulos
2		Lineal	180°
3		Triangular	120°
4		Tetraédrica	109.5°
5		Bipiramide trigonal	90° y 120°
6		Octaédrica	90°

La forma de cualquier molécula puede relacionarse a una de estas cinco estructuras básicas

¿Cómo se pueden arreglar varios pares electrónicos?

Pares	Arreglo	Pares	Arreglo	Pares	Arreglo
2		4		6	
3		5			

Predicción de estructuras con la teoría de VSEPR o RPECV

Para determinar la estructura de una molécula empleando el modelo de VSEPR son:

1. Dibuja la estructura de Lewis
2. Cuenta el número total de pares electrónicos alrededor del átomo central
3. Organízalos para minimizar la repulsión electrónica
4. Describe la geometría molecular en términos del arreglo angular de los pares de enlace

Se determina la estructura de Lewis:

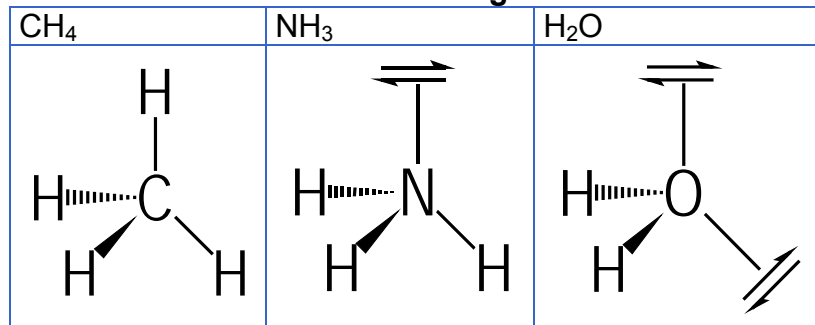
ejemplo	Estructura de Lewis
CH ₄	
NH ₃	
H ₂ O	

Se cuenta el número TOTAL de pares electrónicos

CH₄=4, NH₃=4, H₂O=4

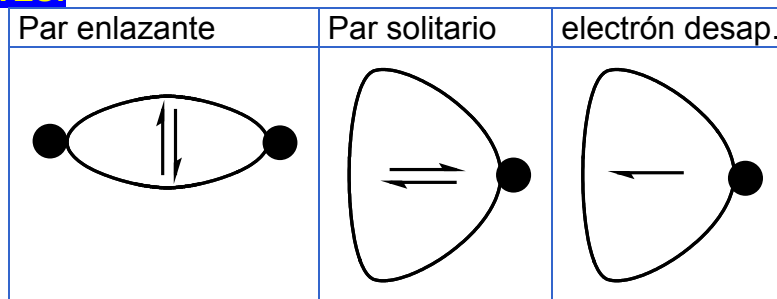
Se clasifican: $\text{CH}_4=4$ de enlace, $\text{NH}_3=3$ enlace, 1 solitario, $\text{H}_2\text{O}=2$ enlace 2 solitarios

Se ponen en 3D como se indica en el diagrama



Y los pares electrónicos **solitarios** ¿son iguales a los de **enlace**? ¿Qué pasa con los electrones desapareados?

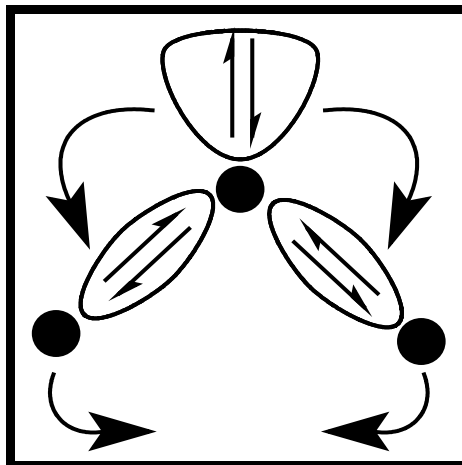
¡SON DIFERENTES!



Un par enlazante ocupa menos espacio que uno solitario o aún que uno desapareado de manera que:

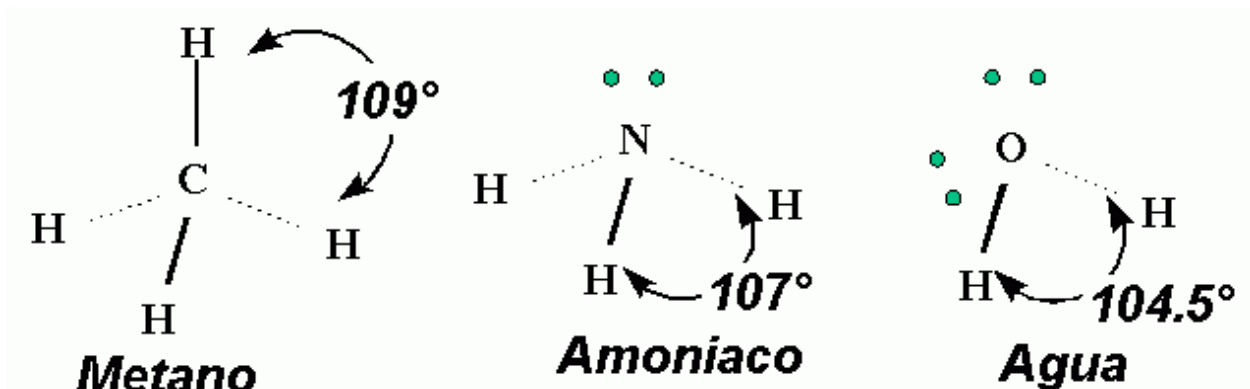
- Par solitario - par solitario se repelen más que
- par solitario - par de enlace y estos más que
- par de enlace - par de enlace.

Es claro entonces que no es lo mismo un par de enlace que uno solitario y aquí presentamos sus diferencias.



El modelo de VSEPR puede usarse para explicar ligeras distorsiones de las geometrías ideales observadas en algunas estructuras.

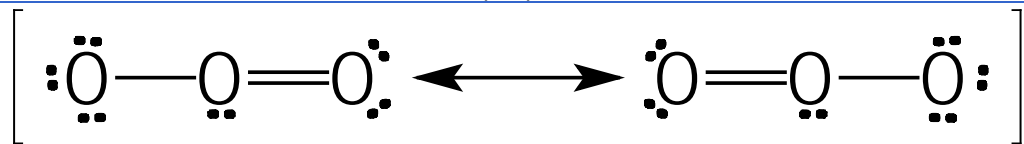
El metano, el amoniac y el agua, tienen geometrías de sus pares electrónicos tetraédricas, pero los ángulos de enlace observados en el caso del agua y del amoniaco, muestran una ligera distorsión respecto a un tetraedro perfecto:



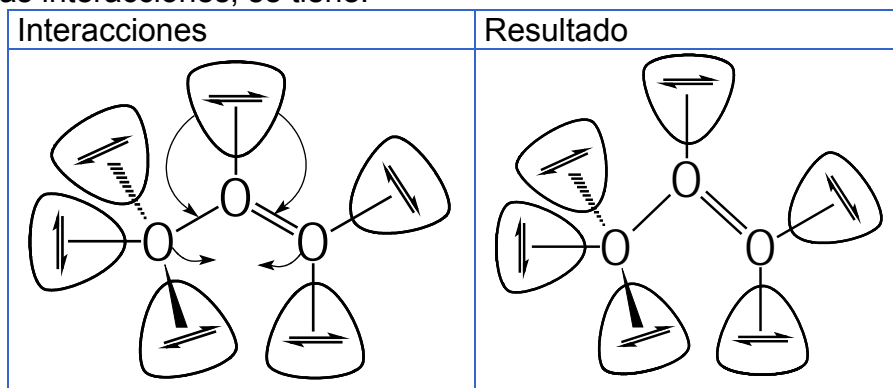
Nótese que los ángulos decrecen conforme aumenta el número de pares electrónicos de no-enlace

En el caso de estructuras resonantes también debemos conocer el número de átomos enlazados y el de pares solitarios, es decir:

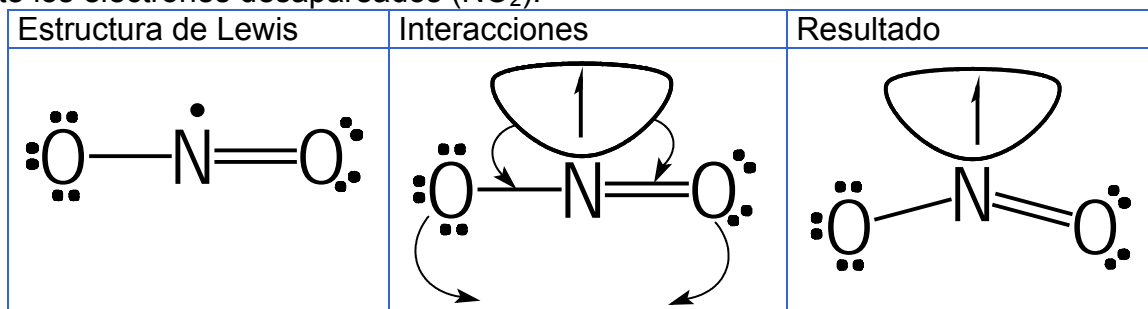
Híbrido de resonancia del ozono (O_3)



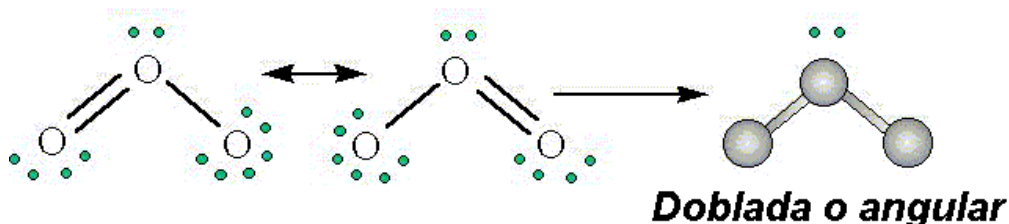
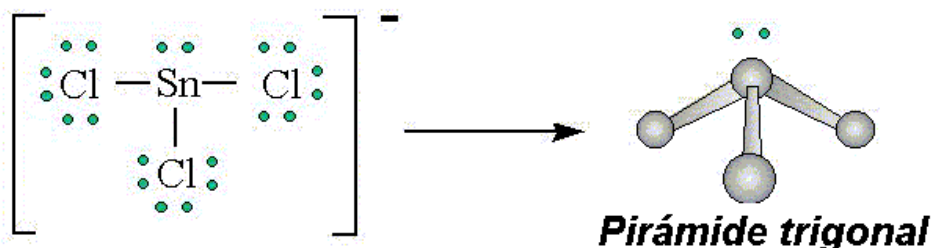
Al examinar las interacciones, se tiene:



Finalmente los electrones desapareados (NO_2):



Uso del modelo de VSEPR para predecir las geometrías de a) SnCl_3^- y b) O_3



Efecto de los electrones de no-enlace y los enlaces múltiples

¿Y que ocurre cuando se presentan enlaces dobles y triples?

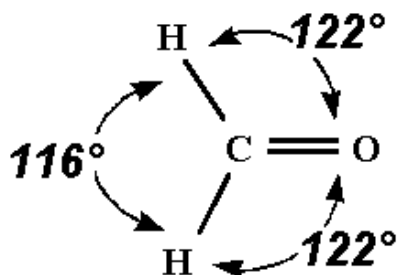
Los tratamos como si fueran sencillos, así:

C_2H_4 (etileno)	C_2H_2 (acetileno)	C_2H_4 (etileno)

Dado que los pares electrónicos de enlace se encuentran localizados entre los átomos individuales, o sea que están compartidos por dos átomos, en tanto que los electrones de no-enlace están atraídos por un solo núcleo, se puede pensar que los pares electrónicos de no-enlace tienen una nube electrónica mayor que los de enlace. De tal manera que, se apiñan sobre los pares de enlace y los repelen obligándolos a distorsionarse.

Los enlaces múltiples al tener mayor densidad electrónica que los sencillos, también distorsionan la geometría al apilonarse y repeler a los de no-enlace:

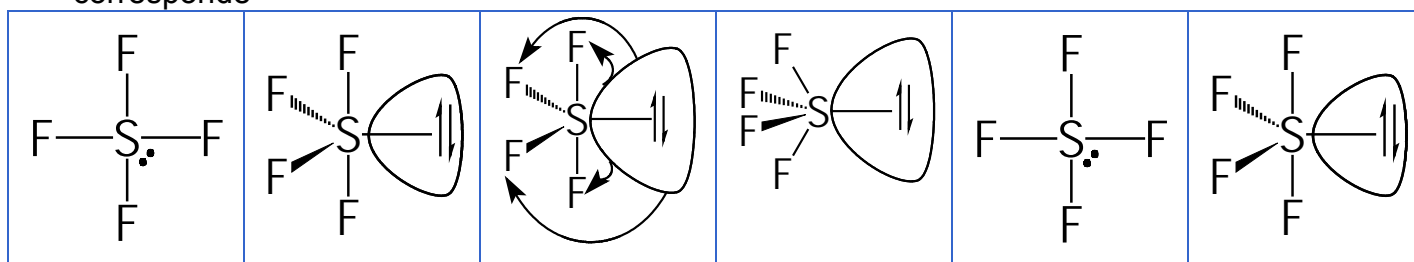
Formaldehído



Los electrones de los enlaces múltiples como los de no-enlace, ejercen una fuerza repulsiva mayor en los pares electrónicos adyacentes que los enlaces sencillos

Geometrías de las moléculas con capas de valencia expandidas

En el caso de cinco pares de electrones se hace lo mismo, con la distribución en 3D que corresponde

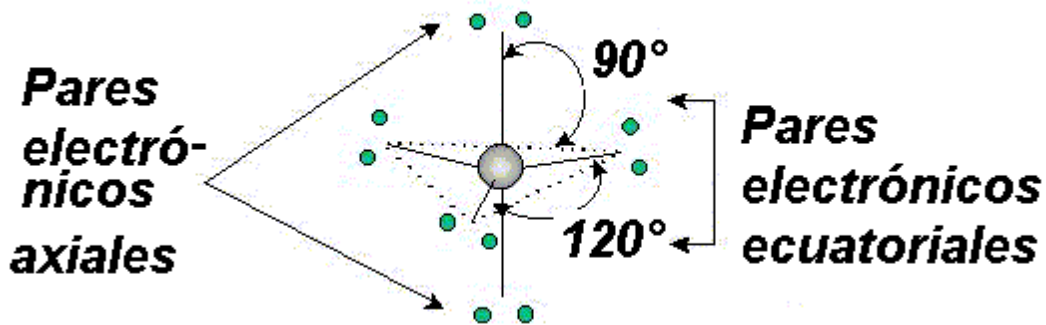


Cuando el átomo central tiene orbitales *d* accesibles ($n = 3$ y mayor) entonces, puede que haya más de 4 pares electrónicos a su alrededor. Las moléculas de estos compuestos exhiben una gran variedad de geometrías:

	Pares de enlace	Pares de no-enlace		
	5	0	Bipirámide trigonal	
	4	1	Columpio	
Bipirámide trigonal	3	2	Forma T	
	2	3	Lineal	
	6	0	Octaédrico	
	5	1	Pirámide cuadrada	
Octaédrico	4	2	Cuadrada	

En el caso de la **bipirámide trigonal**, el arreglo de los 5 pares de electrones de valencia contiene dos clases de pares electrónicos geoméricamente diferentes, **los axiales** y **los ecuatoriales**:

Bipirámide trigonal



Los pares electrónicos de no-enlace (nubes más grandes), prefieren las posiciones axiales para minimizar la repulsión

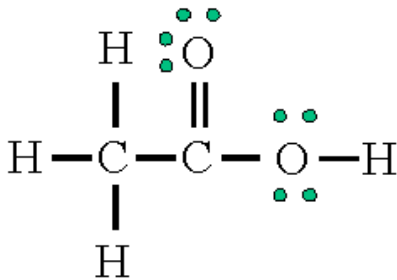
La estructura **octaédrica** tiene 6 pares de electrones de valencia y todas las posiciones son equivalentes ya a 90° de los demás.

Cuando hay un solo par electrónico de no-enlace, no importa donde lo pongamos. **Sin embargo, si hay dos pares de no enlace, el segundo preferirá quedar a 180° del primero para minimizar las interacciones**

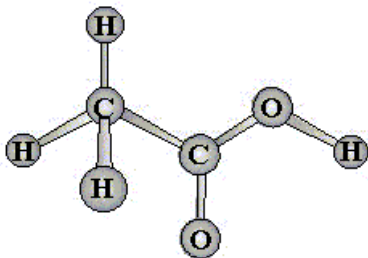
Las moléculas que no tienen un solo átomo central

El modelo de **VSEPR** puede usarse para determinar la estructura de moléculas más complejas:

Ácido acético



- El primer carbono tiene cuatro pares de electrones de valencia y será tetraédrico
- El segundo carbono tiene tres pares de electrones de valencia (los enlaces múltiples cuentan como uno en el modelo de VSEPR) y será triangular
- El oxígeno de la derecha tiene cuatro pares de electrones de valencia y será tetraédrico (como solo dos tienen enlace adquirirá la conformación angular):



Electronegatividad y polaridad del enlace

■ Pareciera claro, que cuando dos átomos de un mismo elemento comparten un par de electrones, estos comparten igualmente dichos electrones, sin embargo, cuando los átomos son diferentes, esto no tiene por que ocurrir.

■ Es decir hay átomos que atraen más a los electrones que otros.

■ En todo caso es claro, que los metales atraen menos a los electrones que los no-metales

Para mostrar esto vale la pena presentar dos casos extremos:

1. 1. En el Cl_2 tenemos dos átomos iguales y entonces el par electrónico está compartido en ambos átomos por igual.

2. 2. Por otro lado en el NaCl el electrón $3s$ del Na se incorpora en la estructura electrónica del átomo de Cl quedando el sodio despojado de su electrón formando el catión Na^+ y por su parte el cloro genera al anión Cl^- , que a su vez producen la malla iónica.

La mayoría de las sustancias tienen un carácter del enlace que forman que cae entre estos dos extremos.

Un concepto muy útil para describir como comparten sus electrones un par de átomos es el de polaridad del enlace. Podemos definir los enlaces covalentes usando este concepto así:

■ Un enlace covalente no-polar es aquel en el cual los electrones están compartidos igualmente por los dos átomos

■ Un enlace covalente polar es aquel donde uno de los átomos tiene mayor atracción por los electrones que el otro. Si esta atracción relativa es suficientemente grande, el enlace es un enlace iónico

Electronegatividad

Es una cantidad que se usa para determinar si un enlace es covalente no-polar, covalente polar o iónico.

■ La **electronegatividad** se define como la capacidad que tiene un elemento en una molécula específica para **atraer** electrones hacia sí

■ Entre **mayor** sea esta **capacidad de atraer** electrones **mayor** será el valor de la **electronegatividad**.

La **electronegatividad** está en función de:

■ La energía de ionización del átomo

(es decir, que tan fuertemente retiene un átomo a sus propios electrones)

■ La afinidad electrónica del átomo

(es decir, que tan fuertemente atrae un átomo a otros electrones)

(Nótese que ambas propiedades son de los átomos aislados)

Así por ejemplo un átomo que tiene:

■ Una afinidad electrónica grande (negativa)

■ Un potencial de ionización grande (siempre endotérmico)

Será capaz de:

■ Atraer electrones de otros átomos

■ Resistirá que sus propios electrones sean atraídos por el otro elemento

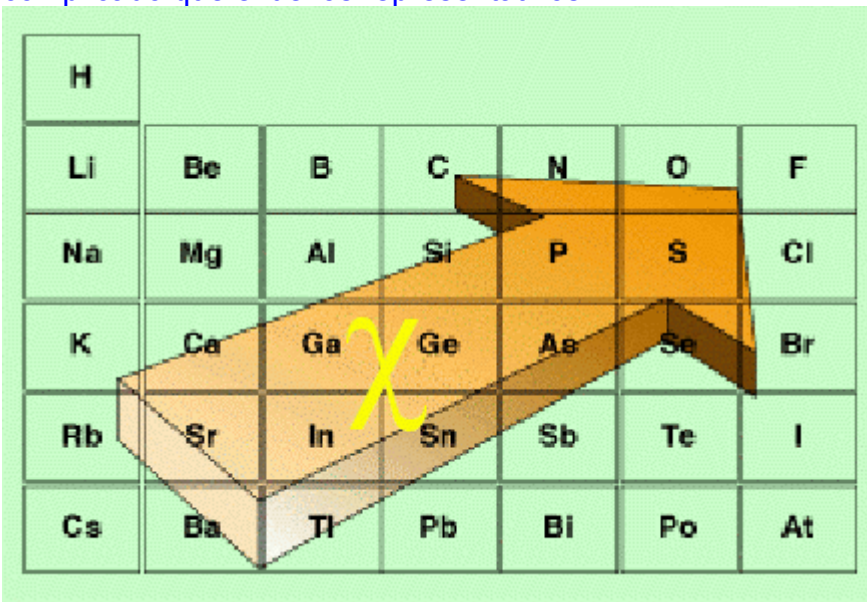
■ Un átomo como este será muy electronegativo, un átomo con propiedades opuestas será muy poco electronegativo

■ La **electronegatividad** se designa con la letra griega χ

- El Flúor es el elemento más electronegativo (electronegatividad = 4.0), el Cesio es el menos electronegativo
(nótese que estos son los elementos que están en las esquinas diagonales de la tabla periódica)

Tendencias generales de la electronegatividad

- La Electronegatividad crece de izquierda a derecha a lo largo de un periodo
- Para los elementos representativos (bloques s y p) la electronegatividad decrece al bajar en una familia
- El grupo de los elementos de transición tiene un comportamiento un poco más complicado que el de los representativos



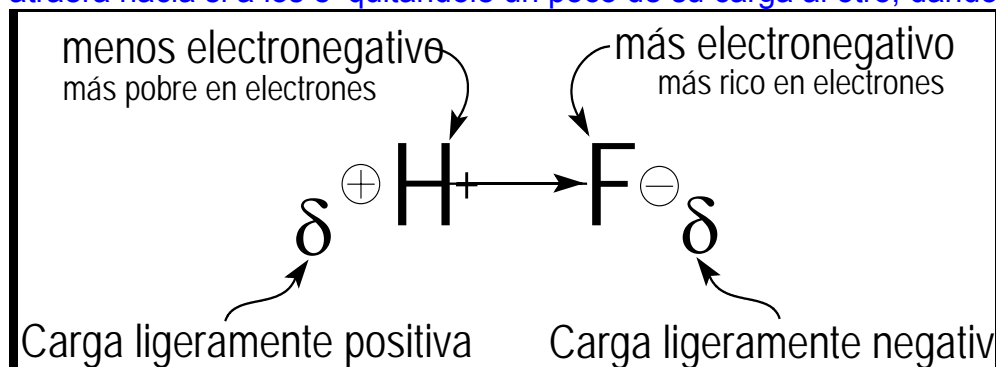
Electronegatividades de los elementos

1A		2A		3A		4A		5A		6A		7A				
H 2.1						B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0						
Li 1.0	Be 1.5					Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0						
Na 0.9	Mg 1.2															
		3B	4B	5B	6B	7B	8B		1B	2B						
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.0	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2

3.0-4.0
2.0-2.9
1.5-1.9
<1.5

La polaridad del enlace

- En el enlace covalente, los electrones se comparten por igual sólo cuando los dos átomos que lo forman, tienen la misma electronegatividad.
- Cuando estos átomos tienen diferente electronegatividad, el más electronegativo atraerá hacia sí a los e^- quitándole un poco de su carga al otro, dando a lugar un dipolo.



Los símbolos δ^+ y δ^- indican cargas parciales positiva y negativa respectivamente.

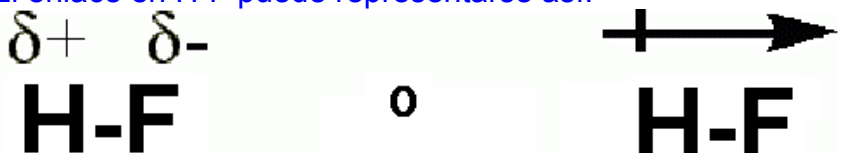
La flecha indica hacia donde jalan los electrones

Podemos usar la diferencia en la electronegatividad ($\chi_A - \chi_B$) entre dos átomos para conocer la polaridad de su enlace:

Compuesto	F ₂	HF	LiF
$\chi_A - \chi_B$	4.0 - 4.0 = 0	4.0 - 2.1 = 1.9	4.0 - 1.0 = 3.0
Tipo de enlace	Covalente no-polar	Covalente polar (no-covalente)	

- En el F₂ los electrones están compartidos igualmente entre los dos átomos, **el enlace es covalente no-polar**
- En el HF el átomo de flúor tiene mayor electronegatividad que el átomo de hidrógeno. Los electrones no se comparten igualmente, el átomo de flúor atrae más densidad electrónica que el átomo de H. **El enlace es covalente polar.**

El enlace en H-F puede representarse así:



- En el fluoruro de litio, la electronegatividad del átomo de flúor es suficientemente grande como para despojar completamente de su electrón al litio y el resultado es **un enlace iónico**

La regla general para predecir el tipo de enlace se basa en las diferencias de electronegatividades de los átomos que constituyen el enlace:

- Si las electronegatividades son iguales, la diferencia de electronegatividad es 0, y el enlace es **covalente no-polar**
- Si la diferencia de electronegatividades es mayor que 0 pero menor que 2.0, el enlace es **covalente polar**
- Si la diferencia entre las electronegatividades de los dos átomos es de 2.0, o mayor, el enlace es **iónico**

Interacciones entre átomos y moléculas

- Los átomos prefieren tener a su alrededor un número de e^- igual al del gas inerte más cercano

- Para los átomos con diferencia de χ muy grande, por ejemplo el **NaCl**
- Na pierde un electrón $\rightarrow \text{Na}^+$
- Cl gana ese electrón $\rightarrow \text{Cl}^-$.
- Si la diferencia entre la χ de los átomos no es tan grande, tendremos un sistema donde uno de los átomos jala más a los electrones que el otro. Es decir se polariza. Cuando la carga esta polarizada, se forma un dipolo.
- Si por último, tenemos ahora dos átomos con la misma electronegatividad, ninguno jala a los electrones, pero como ambos tienen un número suficiente para ser estables, no se separan.

Polaridad de las moléculas

La distribución de carga de una molécula se determina por

- La **forma** de la molécula
- La **polaridad** de sus enlaces

Una molécula **polar**:

- El centro de la carga negativa total en la molécula no coincide con el centro de la carga positiva total en la molécula
- La molécula puede orientarse de tal manera que uno de sus lados tenga una carga neta negativa y el otro una carga neta positiva, es decir que la molécula tenga dos polos, o sea es un **dipolo**.

Una molécula **no-polar**:

- No tiene cargas en lados opuestos de la molécula
- O, tiene cargas del mismo signo en lados opuestos de la molécula
- La molécula no tiene polos, es decir no es un **dipolo**

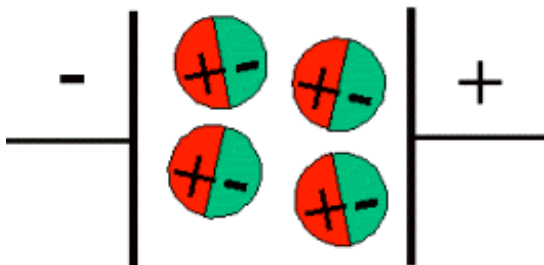
Cualquier molécula diatómica con un enlace polar es una molécula polar, es decir es un dipolo



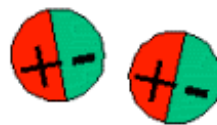
Las moléculas polares se alinean cuando:

- aplicamos un campo eléctrico
- están cerca unas de otras
- al estar en presencia de iones

Campo eléctrico



dipolos



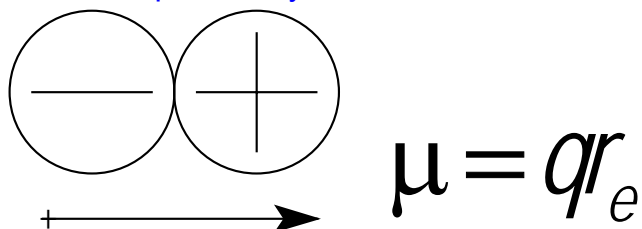
iones



Momento Dipolo:

El grado de polaridad o que tan grande es el dipolo de una molécula puede describirse por medio de una cantidad que se llama **momento dipolo** y se designa con la letra griega μ . Consiste de dos cargas puntuales $+q$ y $-q$, separadas a una distancia r_e .

Se representa y define así:



donde

- Q es igual a la carga en cualquiera de los lados del dipolo
- r es la distancia entre las cargas
- Las unidades se conocen como Debyes (D).
- El μ de dos cargas unitarias contrarias a una distancia de 100 pm es 4,89 D.
- Para calcular aproximadamente el valor del dipolo se resuelve la ecuación:

$\mu_{AB} = \chi_A - \chi_B = \Delta \chi$ de esta manera para HCl, se

tiene que: $\mu_{HCl} = \chi_{Cl} - \chi_H = (3.0 - 2.1)D = 0.9D$

Entre mayor sea la distancia o la carga, mayor será la magnitud del dipolo

Un dipolo se formará cada vez que hayan dos átomos con diferente electronegatividad en la misma molécula. Para determinarlo en una molécula se debe considerar lo siguiente.

- La forma de la molécula
- La dirección del dipolo para cada par de átomos
- La suma vectorial de cada contribución
- Las moléculas con $\mu = 0$ se conocen como moléculas **no polares**, a las que tienen $\mu \neq 0$, como moléculas **polares**.
- Las moléculas covalentes polares son las que tienen $0 < \mu < 1,7$
- El caso extremo de una molécula polar es el CsF ($\mu = 3,2$), pero lo llamamos iónico.

Los momentos dipolo generalmente se reportan en las siguientes unidades: **Debye**

1 debye = $3,33 \times 10^{-30}$ coulomb metro (C m)

Ejemplo: H-Cl es un compuesto **covalente polar**

- La distancia de enlace en el H-Cl es de 1.27Å
- y las cargas son -1, pero en coulombs valen $1,60 \times 10^{-19}$ C

$$\mu = Q \cdot r = (1.60 \times 10^{-19} C)(1.27 \times 10^{-10} m)$$

$$\mu = 2,03 \times 10^{-29} C m$$

$$\mu = 2,03 \times 10^{-29} C m (1 \text{ debye} / 3,33 \times 10^{-30}) = 6,10 \text{ debye}$$

- **El valor observado del dipolo del H-Cl es 1,08 debye.**
- **La razón por la cual este valor es tan bajo proviene del hecho de que el HCl es un compuesto covalente y no iónico.**

■ *Es decir, que la carga del dipolo son menores que +1, y -1 (estos valores deberían esperarse para un compuesto completamente iónico donde no se hubieran compartido los electrones en absoluto)*

Compuesto	Longitud de enlace (Å)	δ^+	Momento dipolo
HF	0.92	1.9	1.82
HCl	1.27	0.9	1.08
HBr	1.41	0.7	0.82
HI	1.61	0.4	0.44

Aunque la longitud de enlace **crece**, el momento dipolo **decrece** al bajar en la familia de los halógenos.

Al mismo tiempo, la electronegatividad **decrece** al bajar en la familia.

De esta manera, la mayor influencia en el momento dipolo es entonces la diferencia de electronegatividad entre los dos átomos, que es lo que influye en la **carga** en los extremos del dipolo).

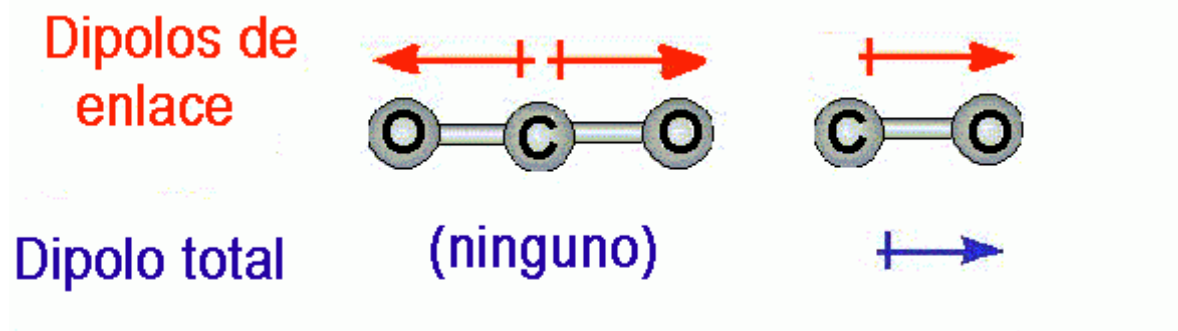
Las moléculas poliatómicas

■ Cada enlace polar en una molécula poliatómica tendrá asociado un dipolo

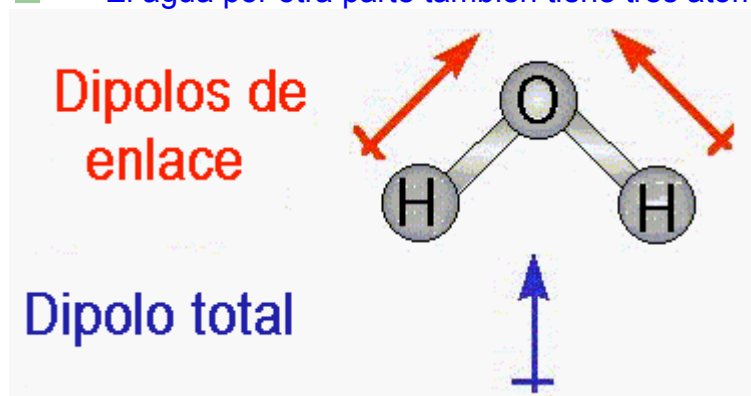
El dipolo total de la molécula será la suma de los dipolos individuales.

■ Aunque en el dióxido de carbono los oxígenos tienen carga parcial negativa, y el carbono tiene carga parcial positiva, la molécula no tiene dipolo, es decir no se orienta en un campo eléctrico

■ El monóxido de carbono tiene dipolo y se orientará en un campo eléctrico



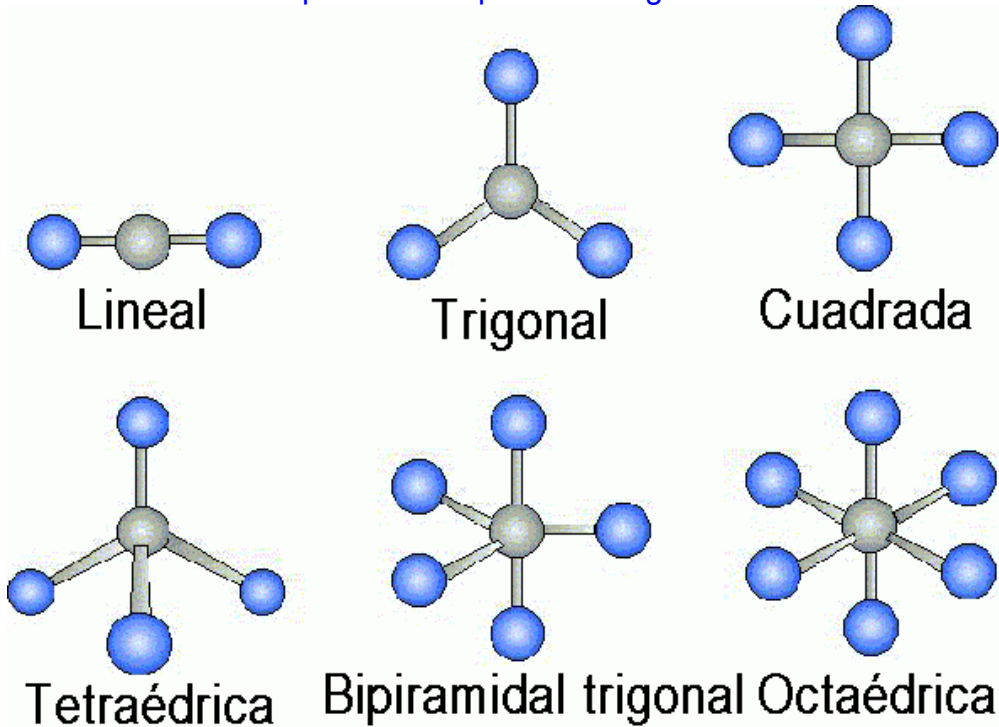
■ El agua por otra parte también tiene tres átomos pero si tiene momento dipolo



Aunque un enlace polar es un prerequisite para que una molécula tenga dipolo, no todas las moléculas con enlaces polares tienen dipolo total

Las moléculas AB_n y las geometrías no polares

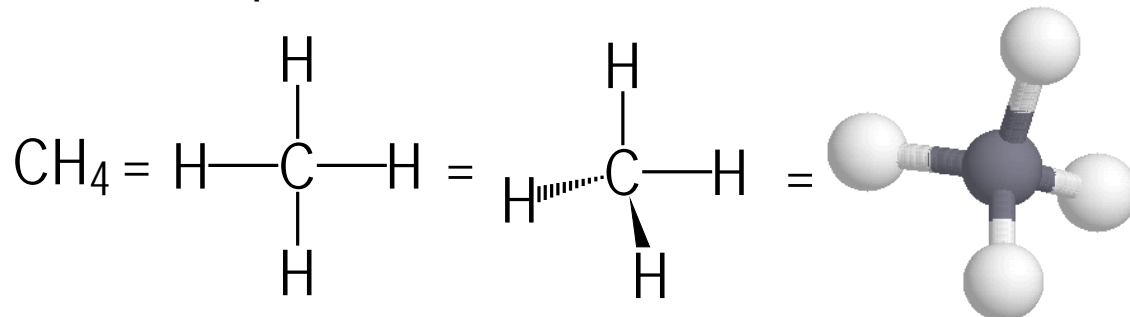
Para las moléculas AB_n donde el átomo central está rodeado por átomos idénticos de B, hay ciertas geometrías que no presentan **momento dipolo efectivo** a pesar que los enlaces individuales presenten dipolo. Estas geometrías son:



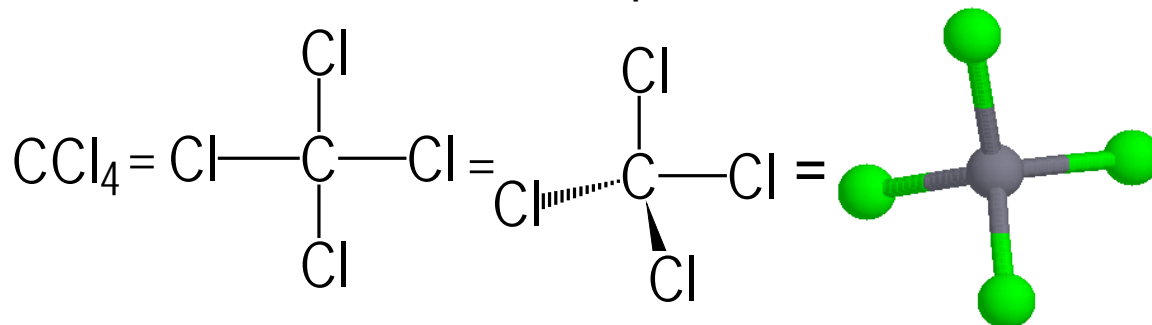
Para que una molécula sea polar debe tener:

- Enlaces polares
- Forma adecuada

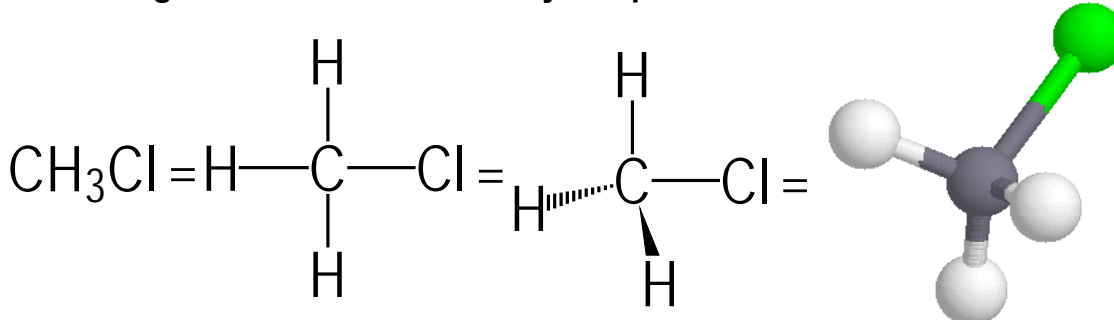
El metano es no polar



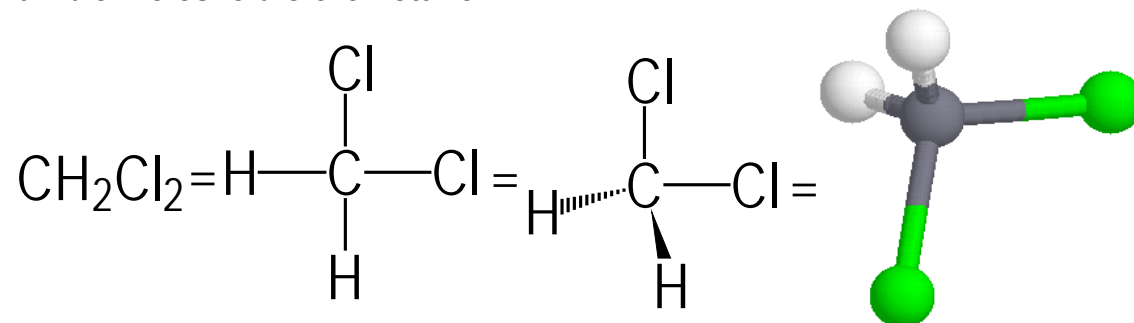
El tetracloruro de carbono también es no polar



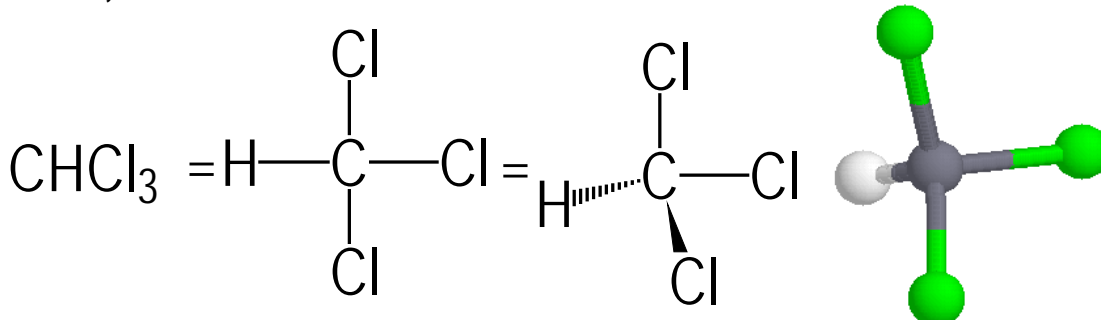
Sin embargo el cloruro de metileno ya es polar



También lo es el diclorometano

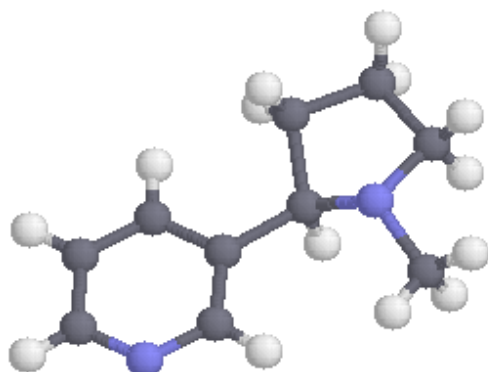


Y claro, el tricloruro de carbono o cloroformo también lo es.

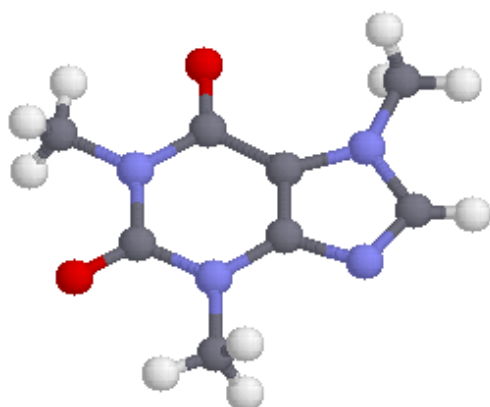


A pesar de que una molécula sea muy grande, las reglas concernientes a la geometría se mantienen, Todos estos compuestos tienen dipolo.

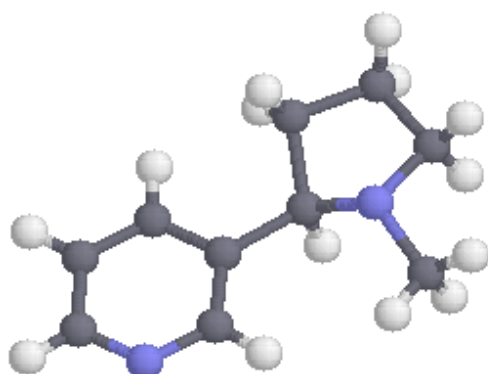
Aspirina



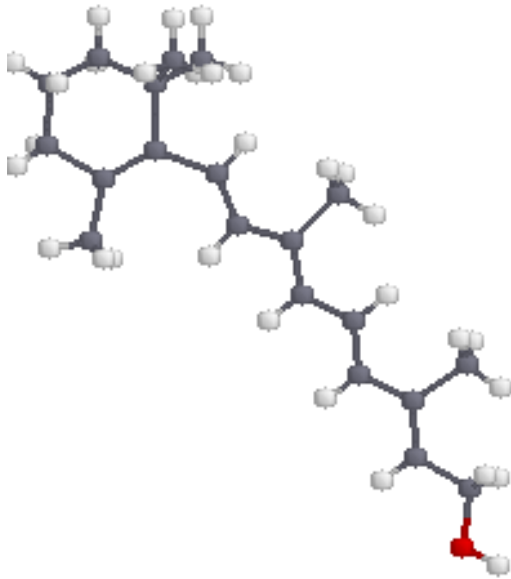
Cafeína



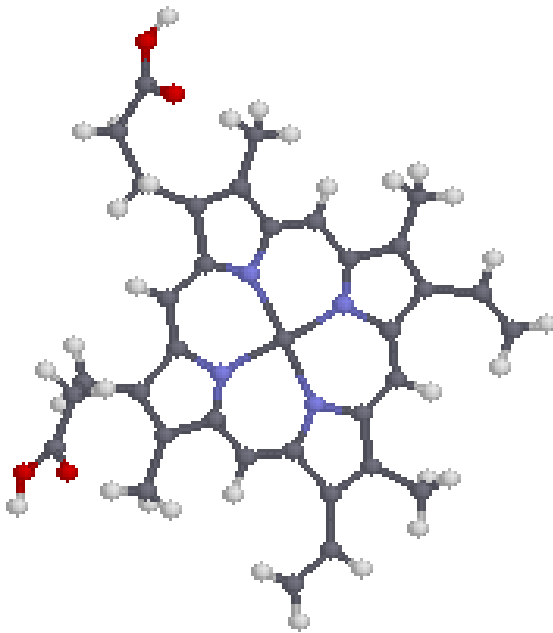
Nicotina



Vitamina A



El grupo hemo



Enlace covalente y superposición de orbitales

El modelo de VSEPR es un método simple que nos permite predecir las geometrías de las moléculas, pero no explica por qué existe el enlace entre dos átomos.

¿Cómo podríamos explicar las geometrías moleculares y las bases del enlace al mismo tiempo?

La mecánica cuántica y los orbitales moleculares

Teoría de unión valencia

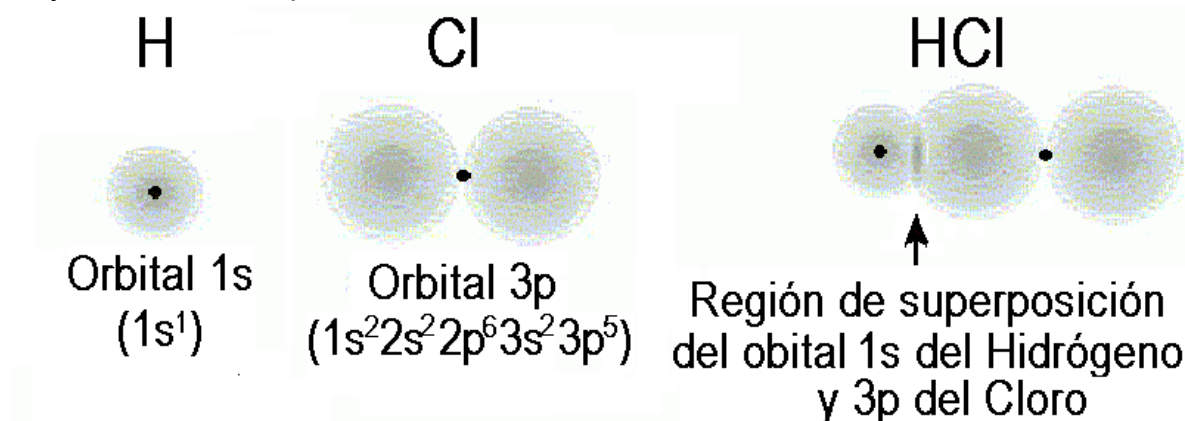
Combina la idea de Lewis de los enlaces de pares electrónicos con los orbitales moleculares (mecánica cuántica)

El enlace covalente ocurre cuando los átomos comparten electrones (**modelo de Lewis**)

- Es decir, la densidad electrónica se concentra entre los núcleos
- Para que esto ocurra, es necesario que un orbital de valencia de un átomo se fusiona con el de otro átomo (**Teoría de unión valencia**)
- Estos dos orbitales, ahora comparten una región del espacio, es decir, **se superponen**

La superposición de los orbitales permite que dos electrones de espín opuesto, compartan el espacio que está entre los núcleos, formando un enlace covalente

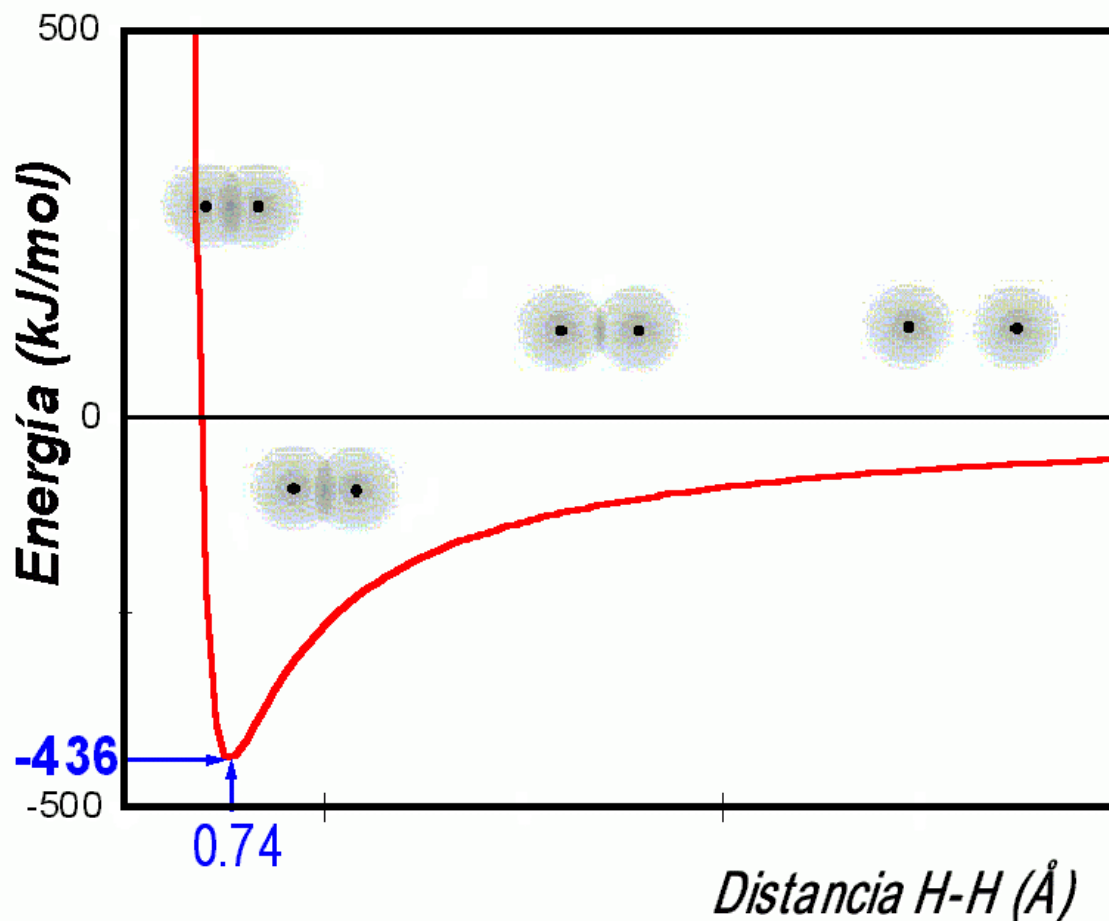
Hay una distancia óptima entre dos núcleos unidos en los enlaces covalentes:



- Conforme los orbitales 1s del hidrógeno y 3p del cloro empiezan a superponerse, hay una reducción en la energía potencial del sistema debida al incremento de la densidad electrónica entre los dos núcleos positivos
- Conforme la distancia decrece, la repulsión entre los núcleos comienza a ser significativa cuando las distancias son muy cortas
- La distancia internuclear en el mínimo de la energía potencial corresponderá a la distancia de enlace observada

Por lo tanto:

La longitud de enlace es la distancia en la cual las fuerzas atractivas (del núcleo por los electrones de enlace) y las repulsivas (entre núcleo y núcleo y además entre electrones) están balanceadas



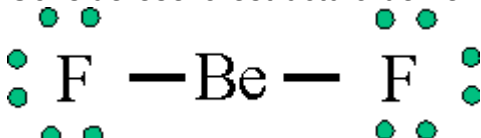
Orbitales híbridos

En el caso de las moléculas poliatómicas nos gustaría poder explicar:

- El número de enlaces formados
- Las geometrías que obtienen

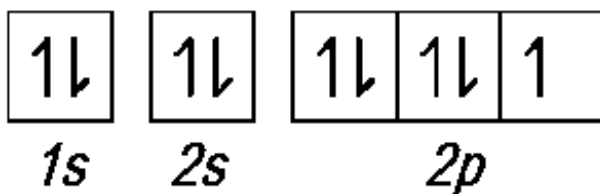
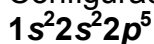
Orbitales híbridos *sp*

Considérese la estructura de Lewis de las moléculas gaseosas de BeF_2 :



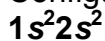
- El modelo de VSEPR predice que tendrán una estructura lineal
- ¿Qué es lo que la teoría de **unión valencia** predice acerca de esta estructura?

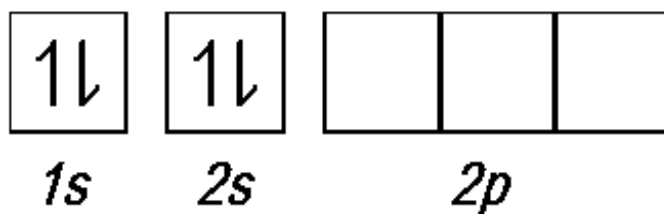
Configuración del átomo de Flúor:



- Hay un electrón desapareado en un orbital **2p**
- Este electrón **2p** desapareado puede aparearse con un electrón del átomo de Be para formar un enlace covalente

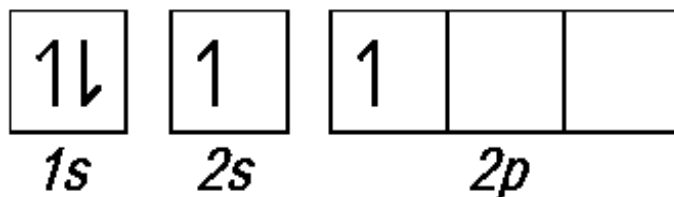
Configuración del átomo de Berilio:





■ En el estado basal (el de menor energía) de este elemento no hay electrones desapareados, el átomo de Be así es incapaz de formar un enlace covalente con el átomo de flúor

■ Sin embargo, el átomo de Be puede obtener electrones desapareados promoviendo un electrón del orbital $2s$ al orbital $2p$:



De hecho, esto en realidad da como resultado dos electrones desapareados, uno en el orbital $2s$ y otro en el orbital $2p$

■ El átomo de Be podrá ahora formar dos enlaces covalentes con los átomos de flúor

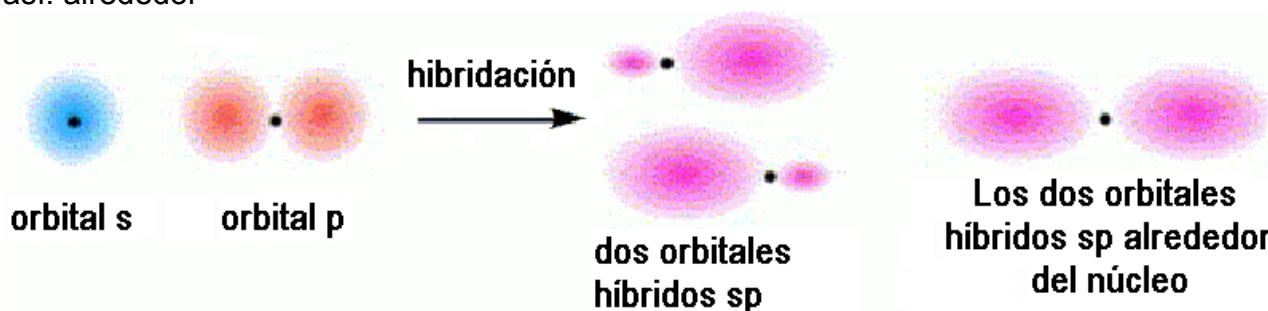
■ No podremos esperar que estos dos enlaces sean idénticos, pues uno está en un orbital $1s$ y el otro está en un orbital $2p$

Sin embargo, la estructura del BeF_2 es lineal y las longitudes de enlaces son idénticas

☑ Para resolver este problema, podemos **combinar** las **funciones de onda** de los electrones $2s$ y $2p$ para producir un orbital híbrido para ambos electrones

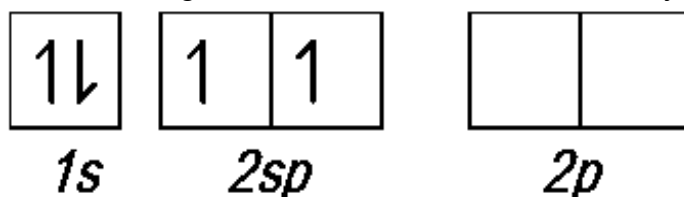
☑ Este orbital es un orbital ***sp* híbrido**

☑ El diagrama del orbital hibridado se representa así: alrededor



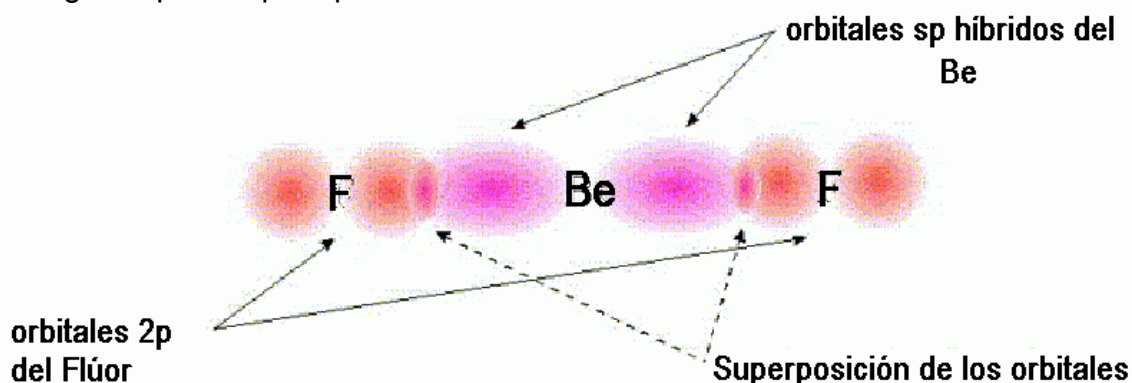
Nótese:

■ Los orbitales $2sp$ del Be son idénticos y están orientados 180° uno del otro (es decir, las longitudes de enlace serán idénticas y la molécula será lineal)



■ La promoción de un electrón $2s$ del Be a un orbital $2p$ para obtener el orbital ***sp*** requiere de energía.

- Los orbitales sp al ser más elongados tienen un lóbulo más largo que les permite superponerse mejor (enlazarse) con otro átomo más efectivamente
- Ello conduce a un enlace más fuerte (mayor energía de enlace) que compensa la energía requerida para promover el electrón $2s$



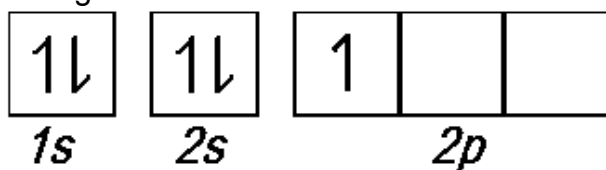
Orbitales híbridos sp^2 y sp^3

Siempre que los orbitales se mezclan (hibridan):

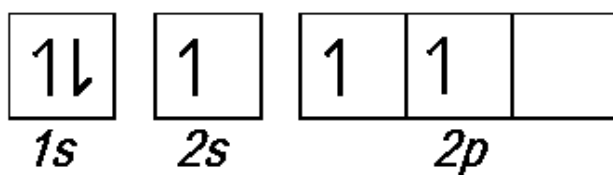
- El número de orbitales híbridos producido es igual a la **suma de los orbitales que se hibridan**
- Cada orbital híbrido es idéntico a los demás excepto que **se orientan en diferentes direcciones cada uno**

BF_3

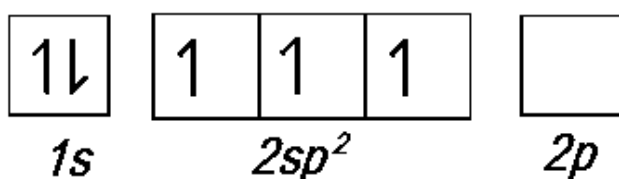
Configuración electrónica del Boro:



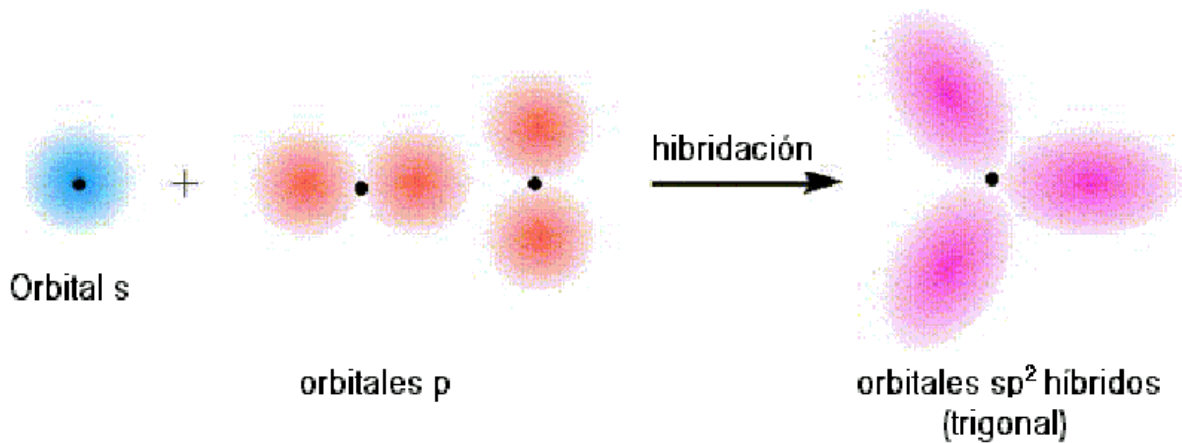
↓ Promoción



↓ Hibridación

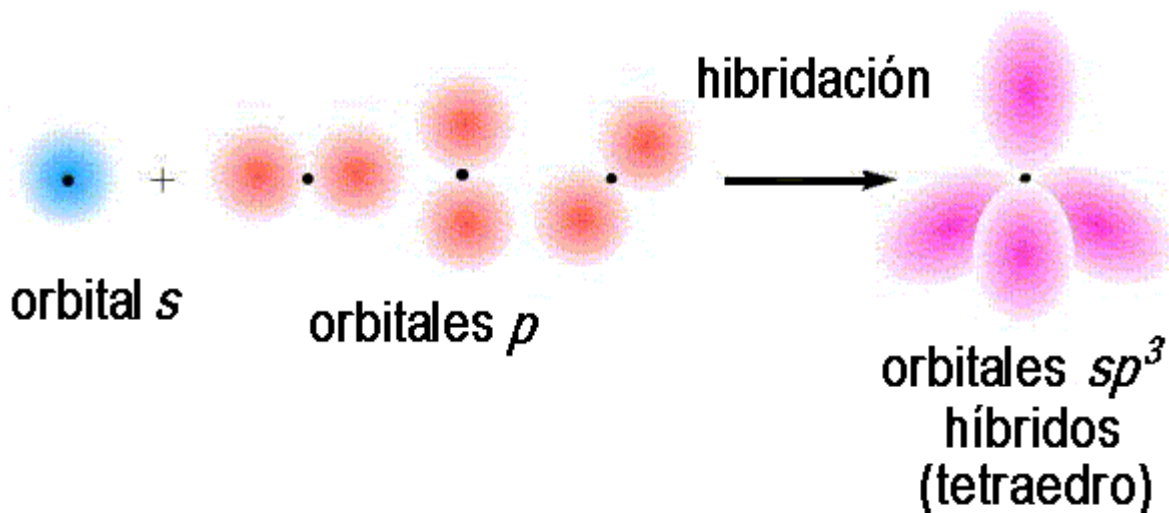


- Los tres orbitales híbridos sp^2 tienen geometría trigonal para minimizar la repulsión electrónica



Nota: sp^2 se refiere a un orbital híbrido que se construye de un orbital s y dos orbitales p . Aunque parece como una notación de la configuración electrónica, es superíndice '2' NO SE REFIERE al número de electrones en el orbital, sino al número de orbitales de esa clase que forman el híbrido.

Un orbital s puede mezclarse con los tres orbitales p de la misma subcapa CH_4



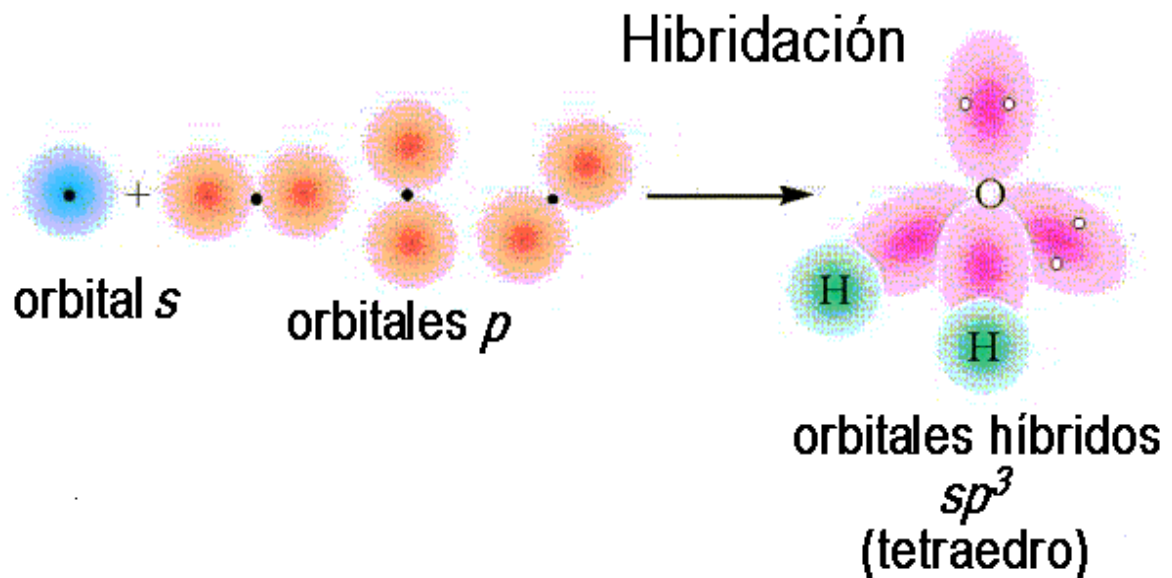
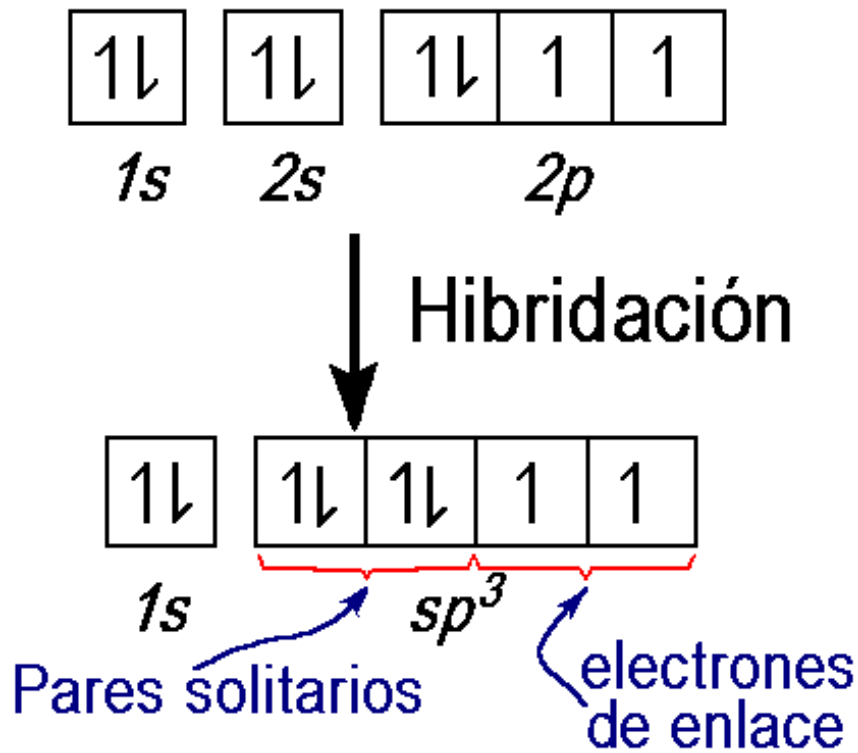
Entonces, usando la teoría de **unión valencia**, podemos describir los enlaces en el metano como sigue: cada uno de los orbitales híbridos sp^3 del átomo de carbono se superponen con los orbitales $1s$ del hidrógeno para formar un enlace con un par de electrones

NOTA: la etiqueta sp^3 se refiere a los orbitales híbridos contruidos con un orbital s y tres orbitales p . Aunque se parece a las etiquetas que usamos para hablar de la configuración electrónica de un átomo, el superíndice 3 NO SE REFIERE al número de electrones en un orbital, sino al número de orbitales de la clase p .

MÁS NOTAS: los dos pasos que se hacen para construir orbitales híbridos son 1) promover un electrón de valencia del estado basal a un orbital de mayor energía y 2) hibridar los electrones de valencia apropiados para obtener la geometría de los electrones de valencia adecuada (es decir, el número correcto de orbitales híbridos con la geometría apropiada)

H_2O

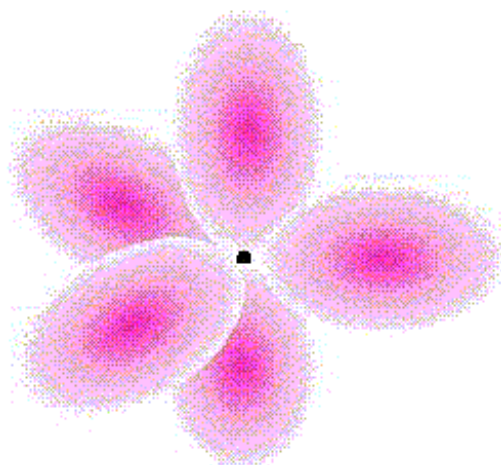
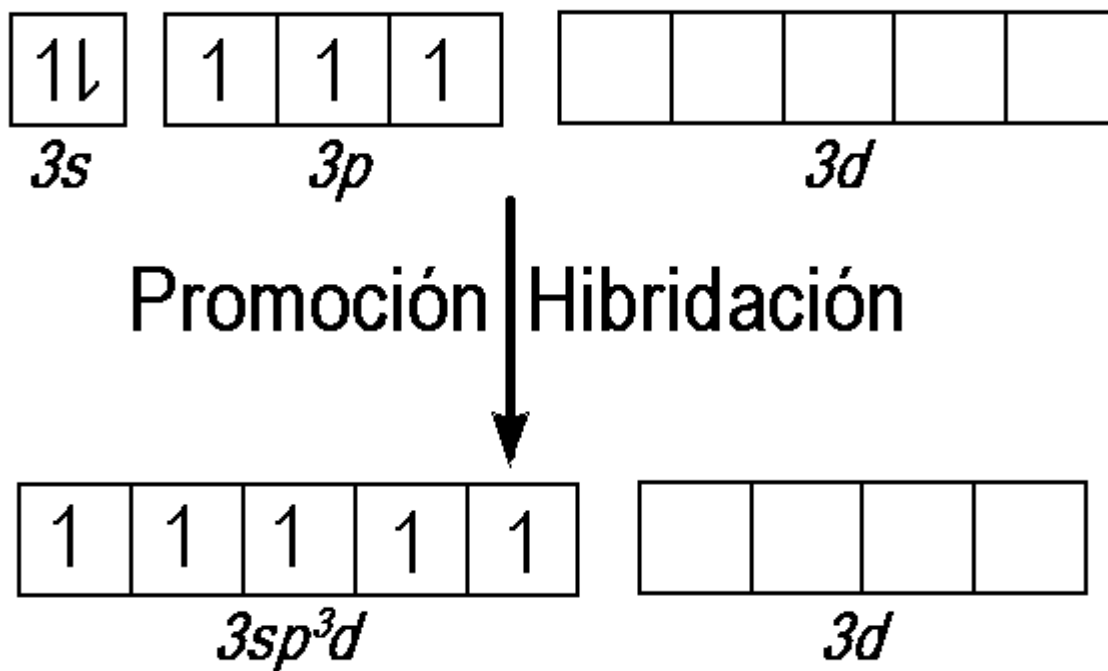
Oxígeno



Hibridación con los orbitales d

Los átomos del tercer periodo y superiores pueden utilizar los orbitales d para formar orbitales híbridos

PF₅



Bipirámide trigonal

De manera similar al hibridar un orbital s , tres p y dos d se obtienen seis orbitales híbridos idénticos sp^3d^2 . Estos estarán orientados en una **geometría octaédrica**.

Los orbitales híbridos nos permiten usar la teoría de **unión valencia** para describir los enlaces covalentes, considerando que dos átomos comparten electrones en orbitales que se superponen

Al conocer la geometría molecular de una molécula, podemos usar el concepto de hibridación para describir los orbitales electrónicos que usa el átomo central para enlazarse

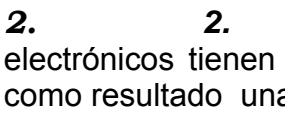
Pasos para predecir los orbitales híbridos que usa un átomo en el enlace:


1. Dibuja la estructura de Lewis
2. Determina la geometría de los pares electrónicos usando el modelo de **VSEPR**

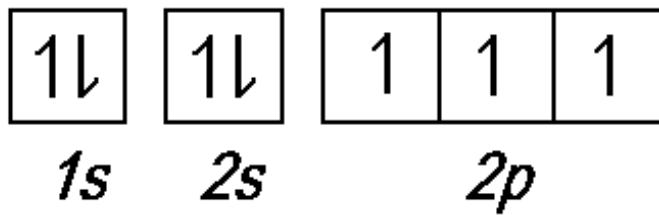
3. Especifica los orbitales híbridos necesarios para para acomodar los pares electrónicos en ese arreglo geométrico

NH₃

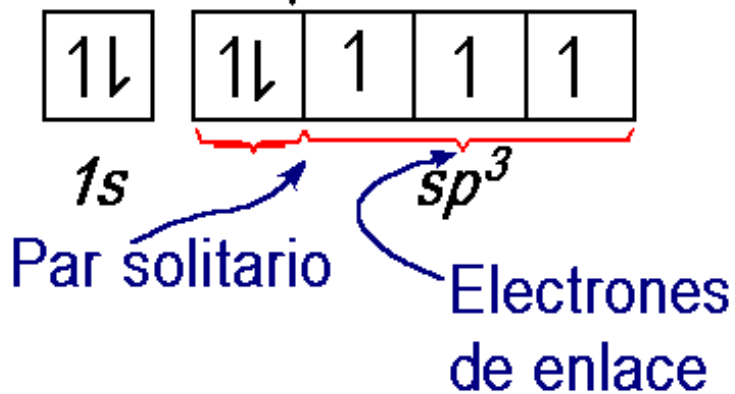
1.  Estructura de **Lewis**

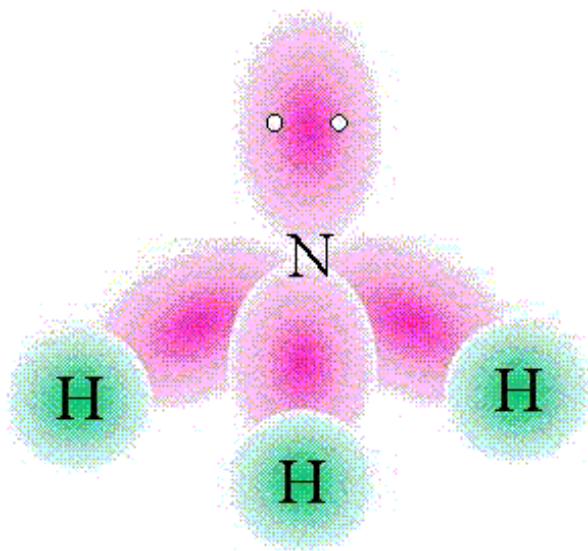
2.  El modelo de **VSEPR** indica que en este compuesto los pares electrónicos tienen **geometría tetraédrica**, con un par electrónico de no enlace dando como resultado una molécula cuya estructura es de **pirámide trigonal**

3.  El arreglo tetraédrico indica cuatro orbitales electrónicos equivalentes



↓
Hibridación



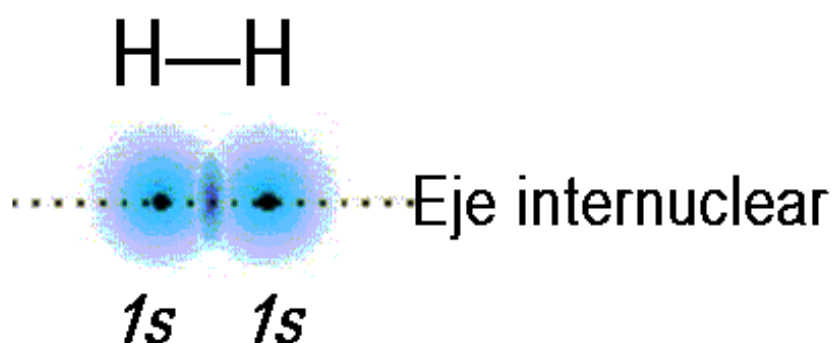


Orbitales sp^3 híbridos (teraédrico)

Geometría de los pares electrónicos de valencia	Número de Orbitales	de Orbitales Híbridos
Lineal	2	sp
Trigonal	3	sp^2
Tetraédrica	4	sp^3
Bipirámide Trigonal	5	sp^3d
Octaédrica	6	sp^3d^2

Enlaces múltiples

El eje internuclear es el eje imaginario que pasa a través de dos núcleos unidos cualesquiera en una molécula:

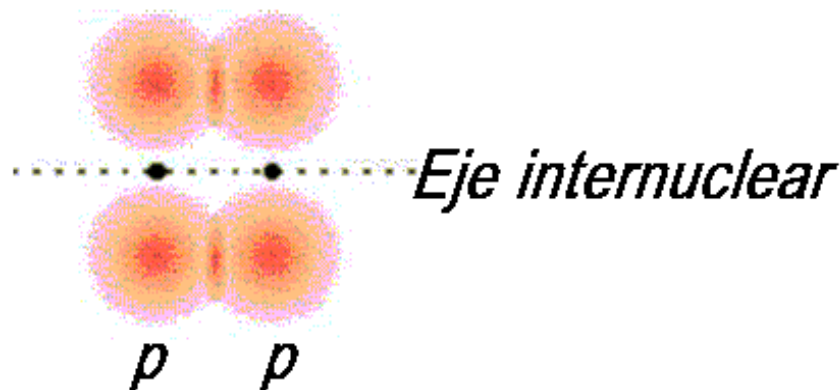


Los enlaces covalentes que hemos considerado hasta este momento, exhiben orbitales de enlace que son **simétricos respecto al eje internuclear**, (ya sea, orbitales s , que son simétricos en todas direcciones; o bien orbitales p que apuntan a lo largo del enlace hacia el otro átomo; o quizá los orbitales híbridos que hacen lo mismo)

A los enlaces en los cuales la densidad electrónica es simétrica respecto al eje internuclear se llaman enlaces sigma o σ

En el caso de los enlaces múltiples, los orbitales de enlace surgen de un tipo diferente de arreglo:

- Los enlaces múltiples se producen por medio de la superposición de dos orbitales p que son perpendiculares al eje del internuclear.



Este tipo de superposición de dos orbitales p , se le llama enlace π . Nótese que esto es un solo enlace el cual surge de la superposición dos orbitales p

En los enlaces :

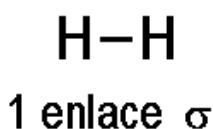
- Las regiones donde se superponen los orbitales p están arriba y abajo del eje internuclear

- La superposición en estos casos es menos efectiva que la del enlace , y por tanto la fuerza de enlace es típicamente menor que la del enlace

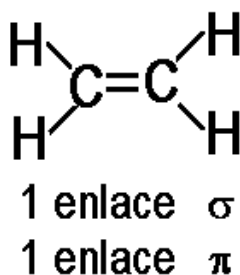
Podemos definir de manera muy general:

- Un enlace sencillo tiene un enlace
- Un enlace doble tiene un enlace y un enlace
- Un enlace triple tiene un enlace y dos enlaces

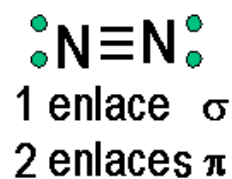
Molécula de Hidrógeno



Etileno



Molécula de Nitrógeno



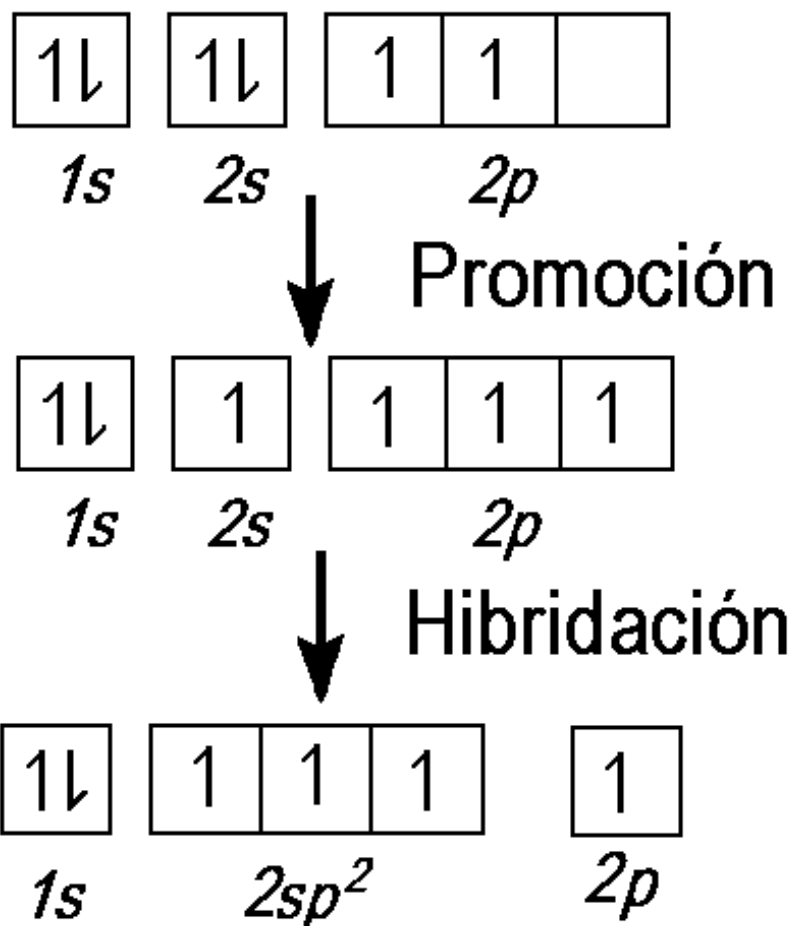
C_2H_4 (Etileno; ver arriba)

- El arreglo de los enlaces sugiere que la geometría de los enlaces alrededor de cada carbono es **trigonal**

- Esta geometría sugiere que son orbitales híbridos sp^2 los empleados en el enlace, todos los cuales serán

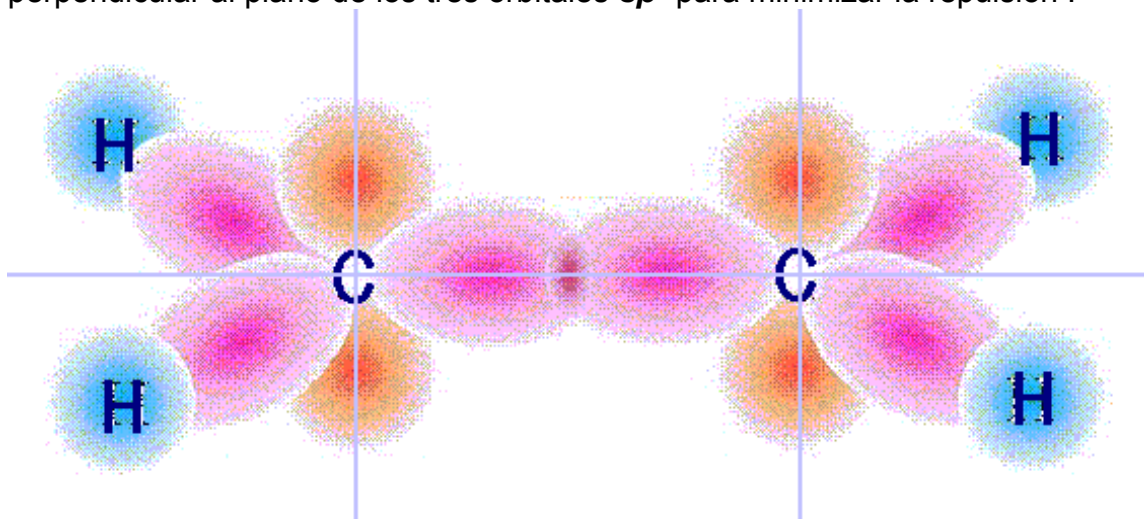
¿Y la configuración electrónica?

Carbono: $1s^2 2s^2 2p^2$

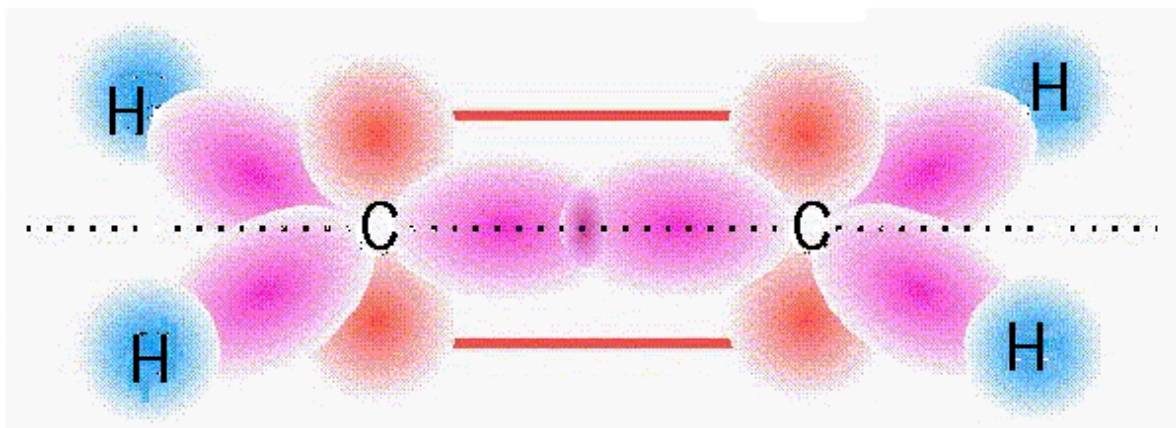


Ya tenemos tres orbitales híbridos sp^2 listos para unirse con el otro carbono y los dos hidrógenos, pero además nos sobra un electrón en un orbital p

Este orbital electrónico adicional es perpendicular al plano de los tres orbitales sp^2 para minimizar la repulsión :



Los orbitales p podrán superponerse por encima y por debajo del eje internuclear para que los electrones desapareados en dichos orbitales puedan formar un enlace covalente



Esta interacción por encima y por debajo del eje internuclear, representa un solo enlace entre los dos orbitales **p**.

Experimentalmente sabemos que:

Los 6 átomos de etileno están en el mismo plano.

Si hubiese un enlace sencillo entre los dos carbonos, no habría nada que detuviera la rotación de los átomos alrededor del eje internuclear.

Pero en este caso los átomos se mantienen en un plano rígidamente.

Esta orientación es la que permite la superposición de los orbitales **p** para formar el enlace .

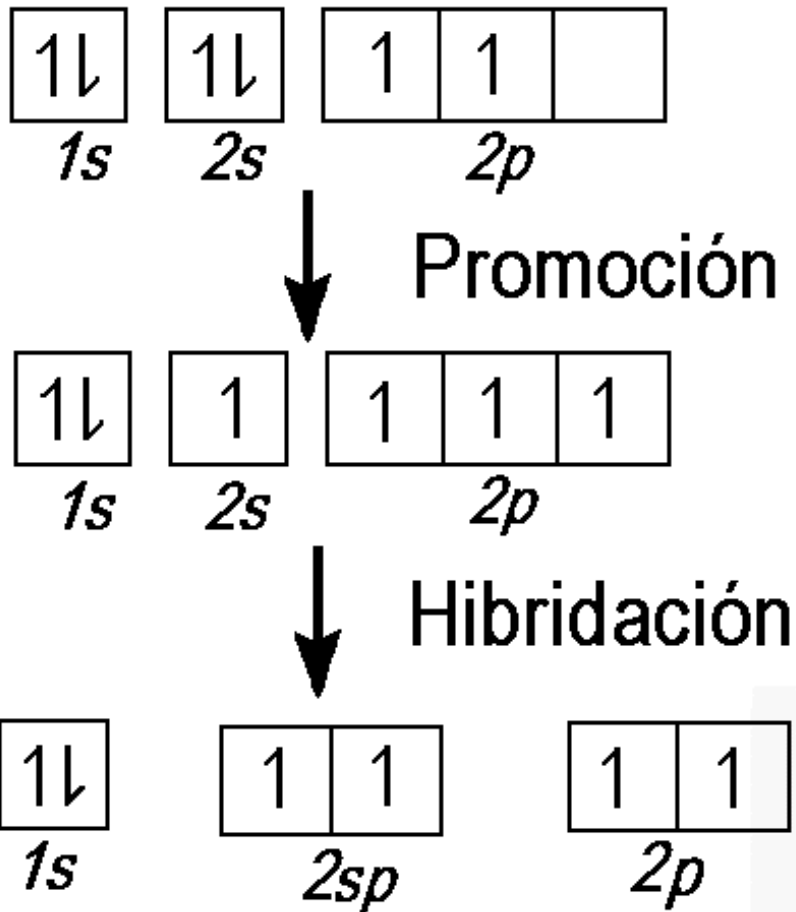
Además de la rigidez, el enlace C-C del etileno es más corto que el esperado para un enlace sencillo.

De esta manera, es lógico pensar que los electrones adicionales (del enlace) deben estar situados entre los dos núcleos de carbono.

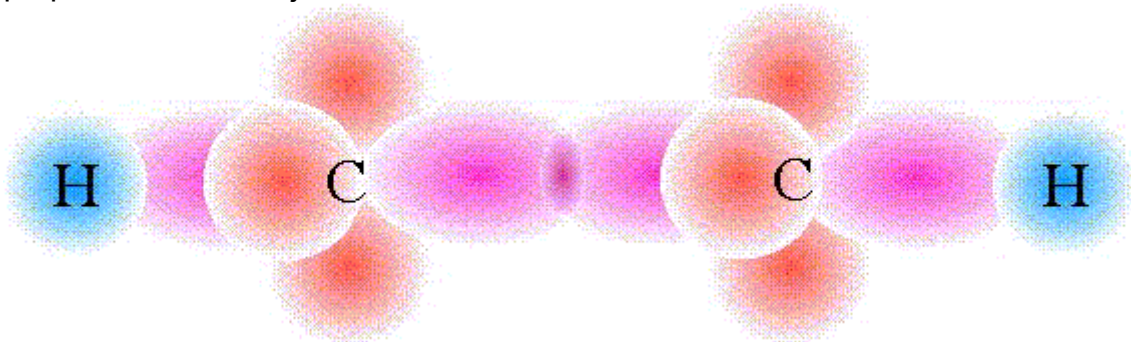
C₂H₂ (acetileno)

H-C≡C-H

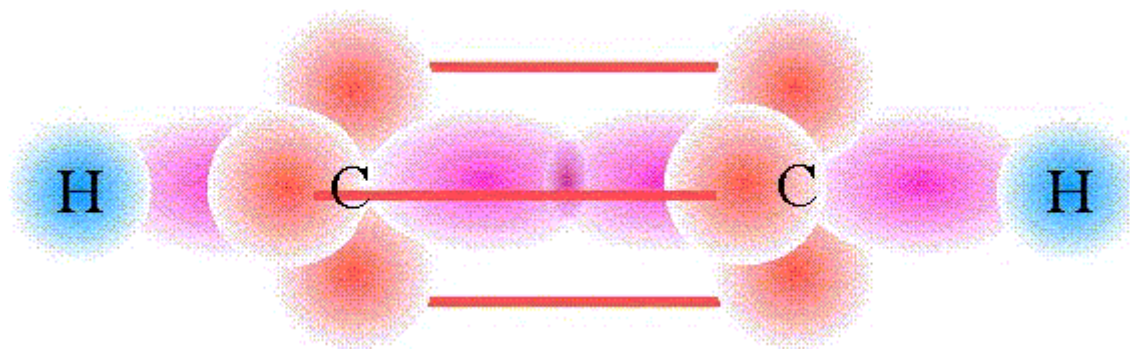
El arreglo lineal sugiere que cada átomo de carbono emplea dos orbitales híbridos **sp** para el enlace



- Esto deja dos electrones desapareados en el orbital p
- Para minimizar la repulsión electrónica, los electrones ocupan los orbitales p que son perpendiculares entre sí pero a la vez son perpendiculares al eje internuclear:



- Estos orbitales p pueden superponerse para formar dos enlaces π , además de enlace sencillo σ formando un enlace triple

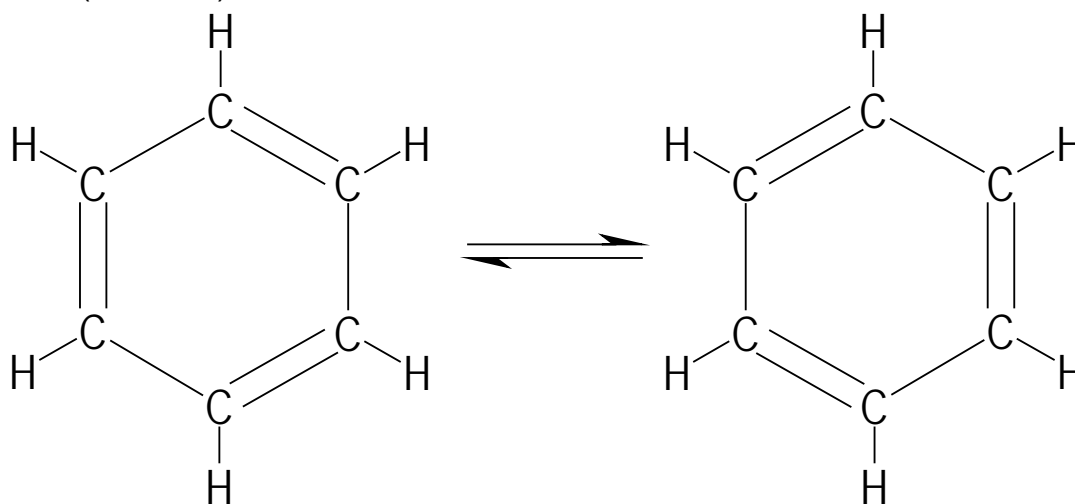


Enlace deslocalizado

Los **electrones localizados** son aquellos que están asociados completamente con los átomos que forman el enlace del que forman parte.

En algunas moléculas, particularmente aquellas con estructuras resonantes, no podemos asociar algunos electrones de enlace con átomos específicos

C₆H₆ (Benceno)



El benceno tiene dos estructuras resonantes y sabemos experimentalmente que:

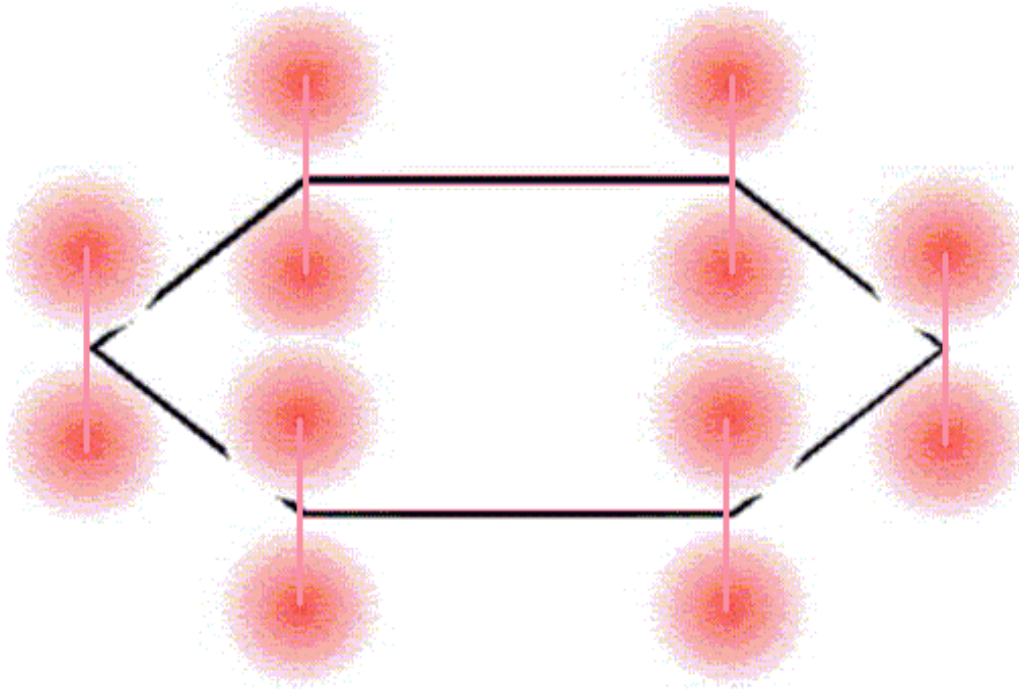
Los seis enlaces carbono-carbono tienen la misma longitud, la cual por cierto es menor a la de un enlace sencillo, pero es menor que la de un enlace doble

La molécula es plana

El ángulo de enlace de cada carbono es de aproximadamente 120°

Parece ser que este compuesto tiene una hibridación trigonal, lo cual es coherente con la geometría **sp²**

Esto nos dejaría un orbital **p** con un electrón en cada carbono y este será perpendicular al eje del enlace C-C



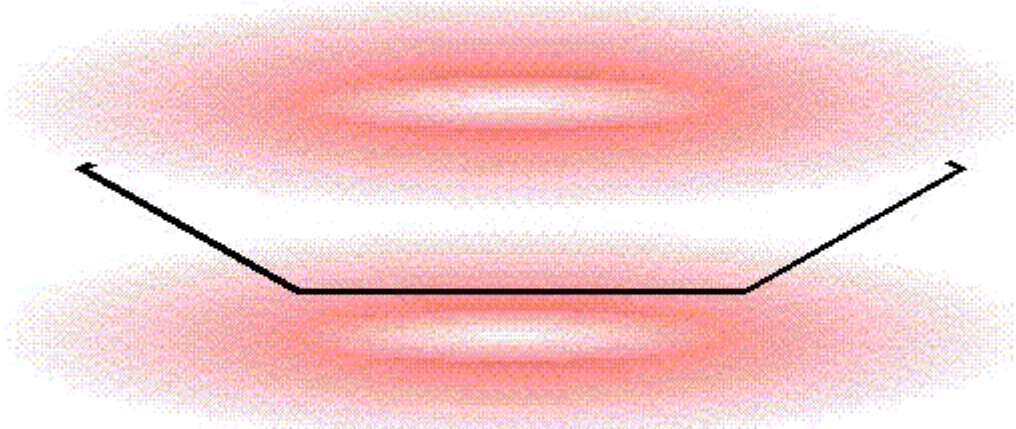
Con esos seis orbitales p podemos formar tres enlaces π (pues tenemos tres pares de electrones)

Sin embargo, esto daría como resultado tres enlaces sencillos y tres enlaces dobles en el anillo

Esto, causaría que las longitudes de enlace fuesen diferentes en el anillo, lo cual no ocurre

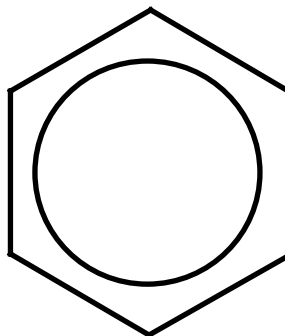
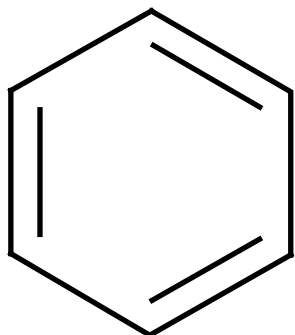
Esto también daría como resultado que una de las estructuras resonantes se tuviera que descartar

El mejor modelo para esta molécula (y muchas otras) es el que hace que los electrones π estén embarrados alrededor del anillo y no en un átomo particular



Y debido a que no podemos decir que los electrones en los enlaces π están localizados en un átomo particular, se describen como **deslocalizados** en los seis átomos de carbono

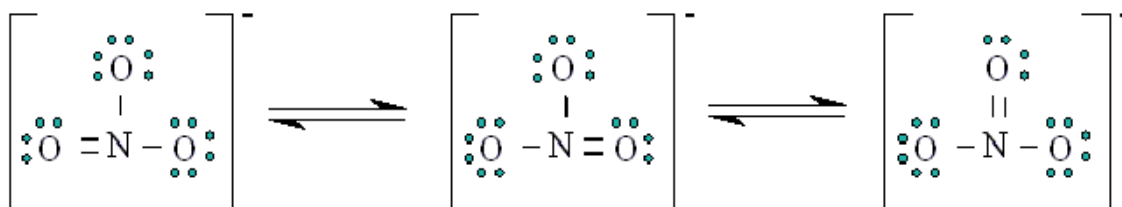
El benceno se dibuja de dos maneras diferentes:



El círculo indica la deslocalización de los electrones

El círculo indica la deslocalización de los electrones

Estructura del NO_3^-



La estructura de Lewis del ion NO_3^- sugiere que hay tres estructuras de resonancia que describen la estructura molecular.

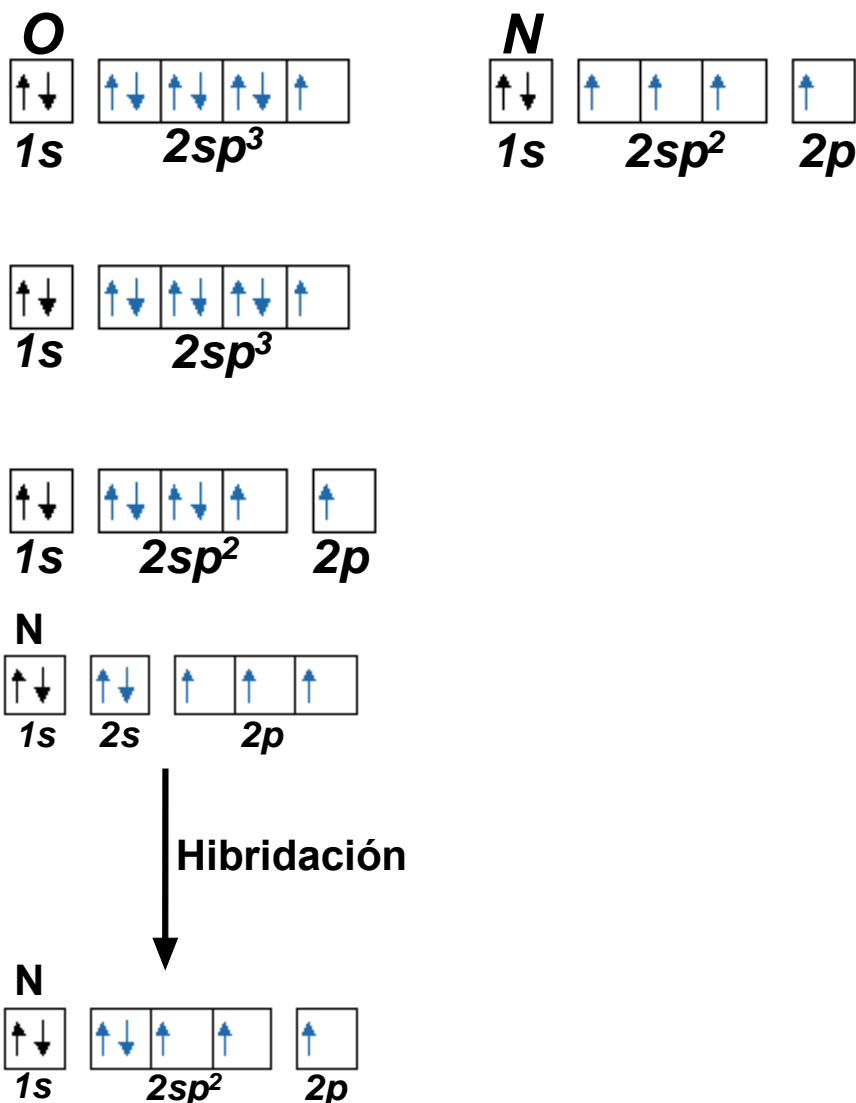
Para cualquiera de las tres estructuras, la estructura electrónica de del átomo central de N se predice que tiene orbitales híbridos sp^2 que participan en el enlace en la unión a cada átomo de O, y el electrón en el orbital p participa en el enlace formando un enlace doble.

Dos de los átomos de O tienen orbitales sp^3 , con un orbital participando en el enlace con el átomo de N y los otros orbitales están llenos con pares electrónicos de no enlace. El átomo de O restante tiene orbitales híbridos sp^2 , con un orbital participando en el enlace con el átomo de N y dos orbitales llenos con pares electrónicos de no enlace. Adicionalmente, este último átomo de O participa en un doble enlace con el átomo de N y por tanto debe tener un electrón en un orbital p para participar en el enlace con el átomo de N

Hay 24 electrones de valencia en los orbitales que esperamos

Al sumar los electrones de valencia tenemos: (3 x 6) para el O, más 5 para el N, más 1 para la carga iónica = 24

¿Como es este arreglo desde el punto de los diagramas de orbitales?



¿Que esperaríamos para la configuración electrónica con el átomo de N?

Diríamos que el N solo puede tener dos enlaces , pues tiene un par de electrones de no enlace y solo tiene dos electrones de enlace en los orbitales $2sp^2$ y un solo electrón p para participar en el enlace de uno de estos enlaces

Esto, es diferente a lo que la estructura de Lewis muestra, y de nuestra predicción de geometría

Si ahora vemos los átomos de O sp^3 de arriba vemos que e realidad tenemos 7 electrones (1 *más* que lo esperado), en tanto que el O sp^2 tiene los 6 esperados. Además, el átomo de N (en la configuración correcta sp^2) tiene 4 electrones (1 *menos* que lo esperado)

El electrón adicional de la carga iónica se consideró correctamente en la suma de electrones

Parece entonces que, la manera correcta de determinar la configuración electrónica es:

Iniciar prediciendo los orbitales hibridados

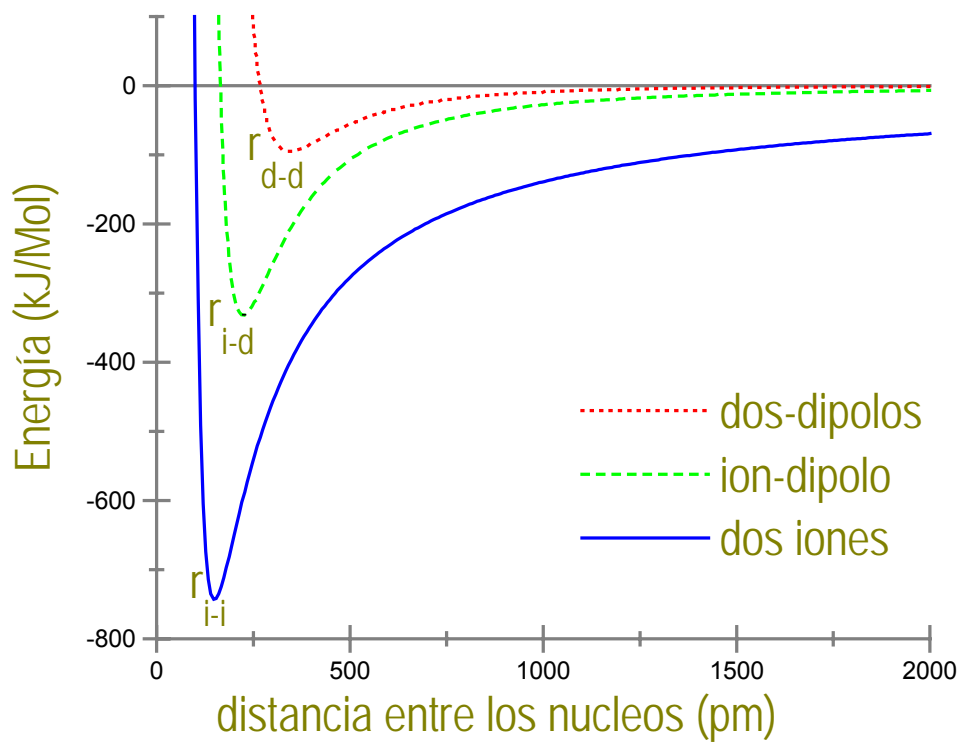
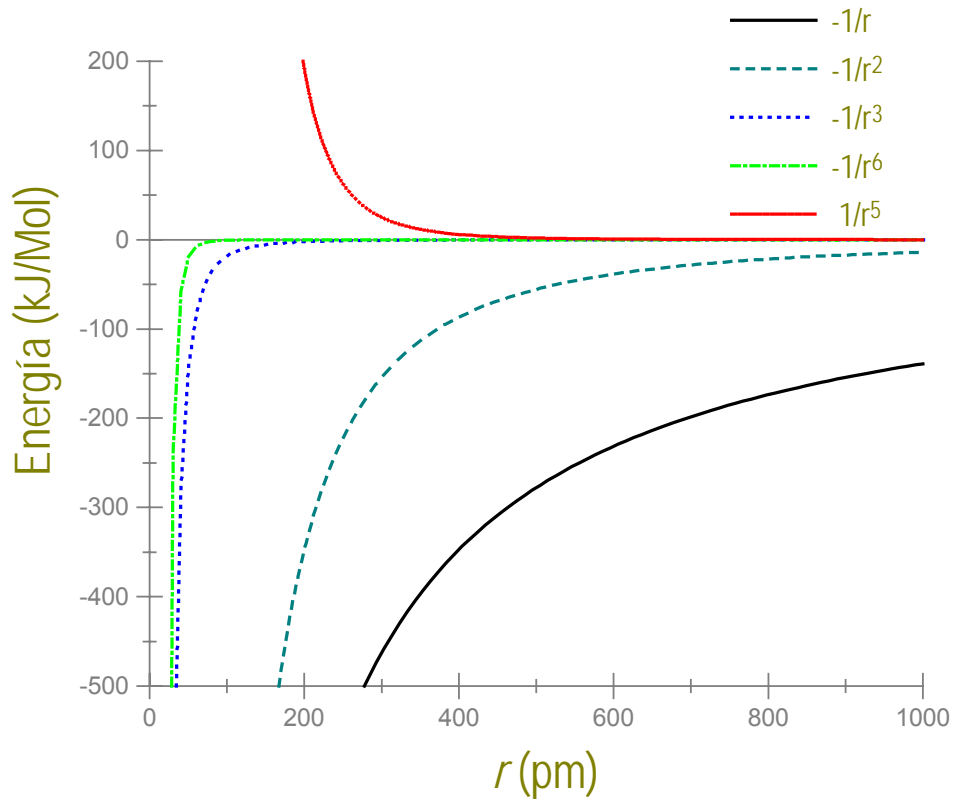
entonces se determina el arreglo de los pares solitarios y de los electrones de enlace y de cada átomo

se confirma que todos los electrones de enlace son correctos y que el total de electrones es correcto

Interacciones entre átomos y moléculas

Interacción	Modelo	Fuerza	Función de r
Covalente	Cuántica	muy fuerte	e^{-r} , {r } corto
Iónica	$E = \frac{Z^+ Z^-}{r}$	muy fuerte	$1/r$, {r } largo
ion - dipolo	$E = \frac{- Z^\pm \mu}{r^2}$	fuerte	$1/r^2$, {r } corto
dipolo-dipolo	$E = \frac{-2\mu_1 \mu_2}{r^3}$	mod. fuerte	$1/r^3$, {r } corto
Ion-dipolo inducido	$E = \frac{-Z^2 \alpha}{2r^4}$	débil	$1/r^4$, {r } muy corto
dipolo-dipolo inducido	$E = \frac{\mu_1^2 \alpha}{r^6}$	muy débil	$1/r^6$, {r } cortísimo
dispersión de London	$E = \frac{-2\mu_1 \alpha}{r^6}$	muy débil	$1/r^6$, {r } cortísimo

Interacciones electrostáticas atractivas y repulsivas



Capítulo V

Reacciones químicas

Reacciones químicas

El Mol

Pesos atómicos y moleculares

La escala de masa atómica

Masa atómica promedio

Masa Molar

Composición porcentual a partir de las fórmulas

Interconversión entre masas, moles y número de partículas

Fórmulas empíricas a partir del análisis

Fórmula molecular a partir de la fórmula empírica

Combustión en aire

Análisis de combustión

Estequiometría

Ecuaciones químicas

Reactividad química, uso de la tabla periódica

Balanceo de ecuaciones químicas

Tipos de reacciones químicas

Reacciones de descomposición

Reacciones de adición

Reacciones de desplazamiento

Reacciones de metátesis

Reacciones de precipitación

Reacciones de dismutación

Reacciones de sustitución

Reacciones Redox o de óxido reducción

Oxidación y reducción

Ecuaciones iónicas

Estequiometría

Definición

Las etapas esenciales

Cálculos de moles

Conversión de moles a gramos:

Cálculos de masa

Reactivo limitante

Rendimiento teórico

Reacciones acuosas y química de las disoluciones

Composición de una disolución

Algunas propiedades de las disoluciones

Electrolíticas

No electrolíticas

Concentración de las disoluciones

Convenciones de concentración

Fracción en peso

Por ciento en peso
 Partes por millón
 Fracción molar
 Molaridad
 Normalidad
 % en Volumen
 Molalidad
Transformaciones
 Molalidad a fracción mole
 Molalidad a molaridad
Preparación de disoluciones
 Dilución:
Estequiometría de disoluciones
 ¿Cuál es la concentración del agua?
Titulaciones
 Descripción de una titulación

Reacciones químicas

El Mol

- Hasta las cantidades más pequeñas de una sustancia tienen un número monstruosamente grande de átomos.
- Resulta entonces muy conveniente tener alguna clase de referencia para una colección de un número muy grande de objetos, (por ejemplo una docena se refiere a una colección de 12 objetos y una gruesa a una colección de 144 objetos).
- En química usamos una unidad llamada ***mol***.
Un mol se define como la cantidad de materia que tiene tantos objetos como el número de átomos que hay en exactamente en 12 gramos de ¹²C.
- Por medio de varios experimentos, se ha demostrado que este número es...

$$6,0221367 \times 10^{23}$$
- El cual normalmente se abrevia simplemente como $6,02 \times 10^{23}$, y se conoce con el nombre de ***número de Avogadro***.
- Un mol de átomos, carcachas, cucarachas, canicas, centavos, gente, etc. tiene 6.02×10^{23} estos objetos.

¿Pero que tan grande es este número?

Si pudiéramos un mol de canicas muy cuidadosamente en la superficie de la tierra de manera que quedaran muy bien acomodadas ocupando la mayor superficie posible, daría como resultado una capa de aproximadamente cinco kilómetros de espesor.

Pesos atómicos y moleculares

Los subíndices en las fórmulas químicas representan ***cantidades exactas***.

El H₂O, por ejemplo, indica que una molécula de agua está compuesta exactamente por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Tomando en consideración que contar a los átomos o a las moléculas de a uno en uno es un poco difícil, todos los aspectos cuantitativos de la química descansan en conocer las masas de los compuestos estudiados.

La escala de masa atómica

Los átomos de elementos diferentes tienen masas diferentes.

Los trabajos hechos en el S. XIX donde se separaba el agua en sus elementos constituyentes (hidrógeno y oxígeno) indicaban que 100 gramos de agua contenían 11,1 gramos de hidrógeno y 88,9 gramos oxígeno:

100 g de agua \longrightarrow 11.1 g de hidrógeno + 88.9 g de oxígeno

Un poco más tarde los químicos descubrieron que el agua estaba constituida por **dos** átomos de H por **cada átomo** de O.

Por tanto, al analizar la reacción de arriba, nos encontramos que en los **11,1 g de Hidrógeno hay el doble de átomos que en 88,9 g de Oxígeno.**

De manera que 1 átomo de **O** debe pesar alrededor de 16 veces más que 1 átomo de **H**:

$$\left(\frac{88.9g \text{ Oxígeno} / 1 \text{ átomo}}{11.1g \text{ Hidrógeno} / 2 \text{ átomos}} \right) = 16$$

Si ahora, al **H** (el elemento más ligero de todos), le asignamos una masa **relativa** de **1** y a los demás elementos les asignamos **masas atómicas relativas** a este valor, es fácil entender que al **O** debemos asignarle **masa atómica** de 16.

- Sabemos también que un átomo de **hidrógeno**, tiene una masa de **1,6735 x 10⁻²⁴** gramos, que el átomo de **oxígeno** tiene una masa de **2,6561 X 10⁻²³** gramos.
- Si ahora en vez de los valores en gramos usamos la unidad de masa atómica (**UMA**) veremos que será muy conveniente para trabajar con números tan pequeños. Recuerden que la unidad de masa atómica **uma** no se normalizó respecto al hidrógeno sino respecto al isótopo ¹²C del **carbono (uma = 12)**.
- Entonces, la masa de un **átomo de hidrógeno** (¹H) es de 1,0080 **uma**, y la masa de un **átomo de oxígeno** (¹⁶O) es de 15,995 **uma**.
- Una vez que hemos determinado las masas de todos los átomos, se puede asignar un valor correcto a las **uma**:

$$1 \text{ uma} = 1,66054 \times 10^{-24} \text{ gramos}$$

y al revés:

$$1 \text{ gramo} = 6,02214 \times 10^{23} \text{ uma}$$

Masa atómica promedio

Ya hemos visto que la mayoría de los elementos se presentan en la naturaleza como una mezcla de isótopos (es decir, poblaciones de átomos con diferente número de neutrones y por ello diferente masa).

Podemos calcular la **masa atómica promedio** de un elemento, si sabemos la masa y también la abundancia relativa de cada isótopo.

Ejemplo: El carbono natural es una mezcla de tres isótopos, 98.892% de ¹²C y 1.108% de ¹³C y una cantidad despreciable de ¹⁴C.

Por lo tanto, la masa atómica promedio del carbono será:

$$(0,98892) * (12 \text{ uma}) + (0,01108) * (13,00335 \text{ uma}) = 12,011 \text{ uma}$$

La masa atómica promedio de cada elemento se le conoce como **peso atómico**. Estos son los valores que se reportan en las tablas periódicas.

Masa Molar

- Un átomo de ¹²C tiene una masa de 12 **uma**.
- Un átomo de ²⁴Mg tiene una masa de 24 **uma**, o lo que es lo mismo, el doble de la masa de un átomo de ¹²C.
- Entonces, un mol de átomos de ²⁴Mg deberá tener el doble de la masa de un mol de átomos de ¹²C.
- Dado que por definición un mol de átomos de ¹²C pesa 12 gramos, un mol de átomos de ²⁴Mg debe pesar 24 gramos.

Nótese que la masa de un átomo unidades de masa atómica (uma) es numéricamente equivalente a la masa de una mol de esos mismos átomos en gramos (g).

La masa en gramos de 1 mol de una sustancia se llama **masa molar**.

La masa molar (en gramos) de cualquier sustancia siempre es numéricamente igual a su peso fórmula (en uma).

Peso molecular y peso fórmula

El **peso fórmula** de una sustancia es la suma de los pesos atómicos de cada átomo en su fórmula química.

Por ejemplo, el agua (H₂O) tiene el peso fórmula de:

$$2*(1,0079 \text{ uma}) + 1*(15,9994 \text{ uma}) = 18,01528 \text{ uma}$$

Si una sustancia existe como moléculas aisladas (con los átomos que la componen unidos entre sí) entonces la fórmula química es la fórmula molecular y el peso fórmula es el peso molecular.

Una molécula de H₂O pesa 18,0 uma; 1 mol de H₂O pesa 18,0 gramos

Un par iónico NaCl pesa 58,5 uma; 1 mol de NaCl pesa 58,5 gramos

Por ejemplo, el carbono, el hidrógeno y el oxígeno pueden unirse para formar la molécula del azúcar **glucosa** que tiene la fórmula química **C₆H₁₂O₆**.

Por lo tanto, el **peso fórmula** y el **peso molecular** de la glucosa será:

$$6*(12 \text{ uma}) + 12*(1,00794 \text{ uma}) + 6*(15,9994 \text{ uma}) = 180,0 \text{ uma}$$

Como las sustancias iónicas no forman enlaces químicos sino electrostáticos, no existen como moléculas aisladas, sin embargo, se asocian en proporciones discretas. Podemos describir sus pesos fórmula pero no sus pesos moleculares. El peso fórmula del NaCl es:

$$23,0 \text{ uma} + 35,5 \text{ uma} = 58,5 \text{ uma}$$

Composición porcentual a partir de las fórmulas

A veces al analizar una sustancia, es importante conocer el **porcentaje en masa** de cada uno de los elementos de un compuesto.

Usaremos de ejemplo al metano:



Peso fórmula y molecular:

$$1*(12,011 \text{ uma}) + 4*(1,008) = 16,043 \text{ uma}$$

$$\%C = 1*(12,011 \text{ uma})/16,043 \text{ uma} = 0,749 = 74,9\%$$

$$\%H = 4*(1,008 \text{ uma})/16,043 \text{ uma} = 0,251 = 25,1\%$$

Interconversión entre masas, moles y número de partículas

Es necesario rastrear las unidades en los cálculos de interconversión de masas a moles.

A esto lo conocemos formalmente con el rimbombante nombre de **análisis dimensional**.

Ejemplo

Oiga joven, traigame 1.5 moles de cloruro de calcio

Fórmula química del cloruro de calcio = **CaCl₂**

Masa molecular del **Ca** = **40.078 uma**

Masa molecular del **Cl** = **35.453 uma**

Peso fórmula del

CaCl₂ = (40.078) + 2(35.453) = 110.984 uma (Recuerda que es un compuesto iónico y no tiene peso molecular).

De manera que, **una mol** de **CaCl₂** tendrá una masa de **110.984** gramos. Y entonces, **1.5** moles de **CaCl₂** pesarán:

$$(1.5 \text{ mole})(110.984 \text{ gramos/mole}) = 166.476 \text{ gramos}$$

Ejemplo

¡Oiga, oiga joven! ¿Si tuviera 2.8 gramos de oro, cuántos átomos de oro tendría?"

Fórmula del oro: **Au**

Peso fórmula del Au = 196.9665 uma

Por lo tanto, **1 mol** de oro pesa **196.9665 gramos**.

De manera que, en **2.8 gramos** de oro habrán:

(2.8 gramos)(1 mol/196.9665 gramos) = 0.0142 mol

Sabemos por medio del número de Avogadro que hay aproximadamente **6.02 x 10²³ átomos/mole**.

Por lo cual, en **0.0142 moles** tendremos:

(0.0142 moles)(6.02x10²³ átomos/moles)=8.56x10²¹

átomos

Fórmulas empíricas a partir del análisis

Una fórmula empírica nos indica las proporciones relativas de los diferentes átomos de un compuesto.

Estas proporciones son ciertas también al nivel molar.

Entonces, el H₂O tiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.

De la misma manera, **1.0 mol de H₂O** está compuesta de **2.0 moles of hidrógeno** y **1.0 mol de oxígeno**.

También podemos trabajar en reversa (pero no como el Borrás) a partir de las proporciones molares:

Si conocemos las cantidades molares de cada elemento en un compuesto, podemos determinar la fórmula empírica.

El Mercurio forma un compuesto con el cloro que tiene **73.9%** de mercurio y **26.1%** de cloro en masa. **¿Cuál es su fórmula empírica?** Digamos que tenemos una muestra de **100 gramos** de este compuesto. Entonces la muestra tendrá **73.9 gramos de mercurio** y **26.1 gramos de cloro**.

¿Cuántas moles de cada átomo representan las masas individuales? Para el mercurio:

(73.9 g)*(1 mol/200.59 g) = 0.368 moles

Para el cloro:

(26.1 g)*(1 mol/35.45 g) = 0.736 mol

¿Cuál es la proporción molar de los dos elementos?

(0.736 mol Cl/0.368 mol Hg) = 2.0

Es decir, tenemos el doble de moles (o sea átomos) de Cl que de Hg. Fórmula empírica del compuesto sería: **HgCl₂**

Fórmula molecular a partir de la fórmula empírica

La fórmula química de un compuesto obtenida por medio del análisis de sus elementos o de su composición siempre será la fórmula empírica.

Para poder obtener la fórmula molecular necesitamos conocer el peso molecular del compuesto.

La fórmula química siempre será algún múltiplo entero de la fórmula empírica (es decir, múltiplos enteros de los subíndices de la fórmula empírica).

La **Vitamina C (ácido ascórbico)** tiene **40.92 %** de **C**, **4.58 %** de **H**, y **54.50 %** de **O**, en masa.

El **peso molecular** de este compuesto es de **176 uma**. ¿Cuáles serán su fórmula molecular o química y su fórmula empírica?

En 100 gramos de ácido ascórbico tendremos:

40.92 gramos C

4.58 gramos H

54.50 gramos O

Esto nos dirá cuantas moles hay de cada elemento así:

$$(40.92g(C)) \cdot \left(\frac{1mo}{12.011g} \right) = 3.407 moles(C)$$

$$(4.58g(H)) \cdot \left(\frac{1mol}{1.008g} \right) = 4.544 mol(H)$$

$$(54.50g(O)) \cdot \left(\frac{1mol}{15.999g} \right) = 3.406 mol(O)$$

Para determinar la proporción simplemente dividimos entre la cantidad molar más pequeña (en este caso 3.406 o sea la del oxígeno):

$$C = \frac{3.407 moles}{3.406 moles} = 1.0$$

$$H = \frac{4.544 moles}{3.406 moles} = 1.333$$

$$O = \frac{3.406 mole}{3.406 moles} = 1.0$$

Las cantidades molares de O y C parecen ser iguales, en tanto que la cantidad relativa de H parece ser mayor. Como no podemos tener fracciones de átomo, hay que **normalizar** la cantidad relativa de H y hacerla igual a un entero.

1.333 es como **1** y $\frac{1}{3}$, así que si multiplicamos las proporciones de cada átomo por **3** obtendremos valores enteros para todos los átomos.

$$C = (1.0) \cdot 3 = 3$$

$$H = (1.333) \cdot 3 = 4$$

$$O = (1.0) \cdot 3 = 3$$

Es decir **C₃H₄O₃**

Órale, esta es nuestra **fórmula empírica** para el ácido ascórbico. ¿Pero y la **fórmula molecular**?

Nos dijeron que el peso molecular de este compuesto es de **176 uma**.

¿Cuál es el peso molecular de nuestra fórmula empírica?

$$(3 \cdot 12.011) + (4 \cdot 1.008) + (3 \cdot 15.999) = 88.062 \text{ uma}$$

El peso molecular de nuestra fórmula empírica es significativamente menor que el valor experimental.

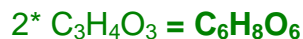
¿Cuál será la proporción entre los dos valores?

$$(176 \text{ uma} / 88.062 \text{ uma}) = 2.0$$

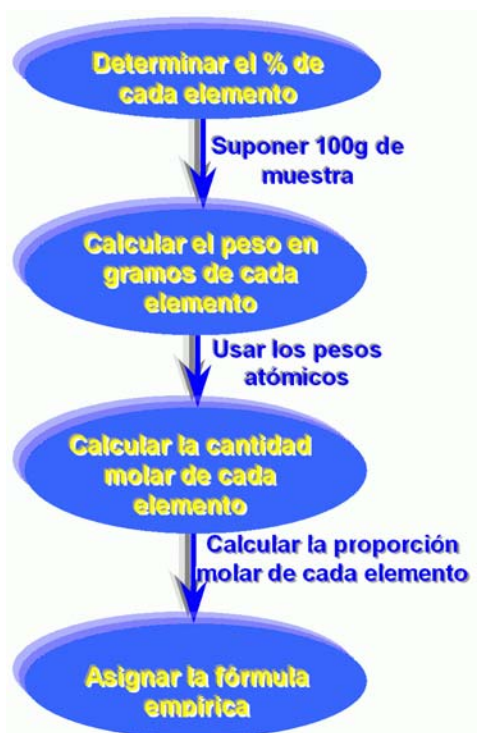
Parece que la fórmula empírica pesa esencialmente la mitad que la molecular.

Si multiplicamos la fórmula empírica por dos, entonces la masa molecular será la correcta.

Entonces, la fórmula molecular será:



Un diagrama de flujo de este proceso será:



Combustión en aire

Las reacciones de combustión son reacciones rápidas que producen una flama.

La mayoría de estas reacciones incluyen al oxígeno (O₂) del aire como reactivo.

Una clase de compuestos que puede participar en las reacciones de combustión son los hidrocarburos (estos son compuestos que solo tienen **C**, **H** y **O**).

Cuando los hidrocarburos se queman, reaccionan con el oxígeno del aire (O₂) para formar dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O).

Por ejemplo cuando el propano se quema la reacción de combustión es:



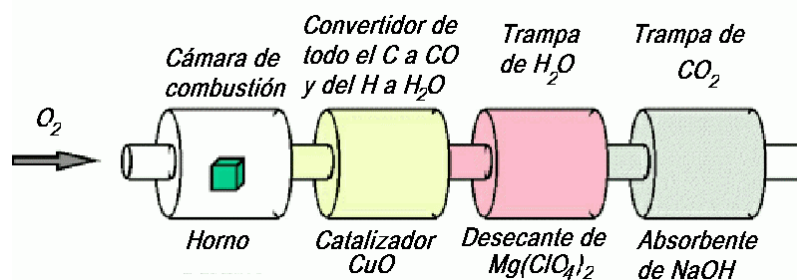
Ejemplos de hidrocarburos comunes:

Nombre	Fórmula Molecular
metano	CH ₄
propano	C ₃ H ₈
butano	C ₄ H ₁₀
octano	C ₈ H ₁₈

- En las reacciones de combustión, muchos otros compuestos que tienen carbono, hidrógeno y oxígeno (por ejemplo el alcohol *metanol* CH₃OH, y el azúcar *glucosa* C₆H₁₂O₆) también se queman en presencia de oxígeno (O₂) para producir CO₂ y H₂O.
- Cuando conocemos la manera en que una serie de sustancias reaccionan entre sí, es factible determinar cuantitativamente como reaccionaron y así poder calcular características cuantitativas de estas.
- Entre otras, su fórmula y hasta su fórmula molecular en caso de conocer el peso molecular de la sustancia.
- A esto se le conoce como análisis cuantitativo.

Análisis de combustión

Cuando un compuesto que tiene **H** y **C** se quema en presencia de **O** en un aparato especial, todo el carbono se convierte en **CO₂** y el hidrógeno en **H₂O**.



La cantidad de carbono producida se determina midiendo la cantidad de CO_2 producida.

Al CO_2 lo atrapamos usando el hidróxido de sodio, de manera que podemos saber cuanto CO_2 se ha producido simplemente midiendo el cambio de peso de la trampa de NaOH y de aquí podemos calcular cuanto **C** había en la muestra.

De la misma manera, podemos saber cuanto **H** se ha producido atrapando al H_2O y midiendo el cambio de masa en la trampa de perclorato de magnesio.

Ejemplo: consideremos la combustión del alcohol isopropílico. Un análisis de la muestra revela que esta tiene únicamente tres elementos: **C**, **H** y **O**.

Al quemar **0.255 g** de **alcohol isopropílico** vemos que se producen **0.561 g** de **CO_2** y **0.306 g** de **H_2O** .

Con esta información podemos calcular la cantidad de **C** e **H** en la muestra, ¿Cuántas moles de **C** tenemos?

$$0.561g(\text{CO}_2) \cdot \left(\frac{1.0\text{mol}(\text{CO}_2)}{44.0g} \right) = 0.0128\text{moles}(\text{CO}_2)$$

Dado que una mol de **CO_2** tiene una mol de **C** y dos de **O**, y tenemos **0.0128** moles de **CO_2** en la muestra, entonces hay **0.0128** moles de **C** en nuestra muestra.

¿Cuántos gramos de **C** tenemos?

$$0.0128\text{moles}(\text{C}) \cdot \left(\frac{12.01g}{\text{mol}(\text{C})} \right) = 0.154g(\text{C})$$

¿Cuántas moles de Hidrógeno tenemos?

$$0.306g(\text{H}_2\text{O}) \cdot \left(\frac{1.0\text{mol}(\text{H}_2\text{O})}{18.0g} \right) = 0.017\text{moles}(\text{H}_2\text{O})$$

Dado que **una mol** de **H_2O** tiene **una mol** de oxígeno y **dos** moles de hidrógeno, en **0.017 moles** de **H_2O** , tendremos **$2 \cdot (0.017) = 0.034$** moles de **H**.

Como el hidrógeno es casi 1 gramo / mol, entonces tenemos **0.034 gramos de hidrógeno** en la muestra.

Si ahora sumamos la cantidad en gramos de **C** y de **H**, obtenemos:

0.154 gramos (C) + 0.034 gramos (H) = 0.188 gramos

Pero sabemos que el peso de la muestra era de **0.255 gramos**.

La masa que falta debe ser de los átomos de oxígeno que hay en la muestra de alcohol isopropílico:

0.255 gramos - 0.188 gramos = 0.067 gramos (O)

¿Pero esto cuantas moles de **O** representa?

$$0.067g(O) \cdot \left(\frac{1.0mol(O)}{15.994g} \right) = 0.0042moles(O)$$

Entonces resumiendo, lo que tenemos es:

0.0128 moles Carbono

0.0340 moles Hidrógeno

0.0042 moles Oxígeno

Con esta información podemos encontrar la fórmula empírica, si dividimos entre la menor cantidad para obtener enteros:

C = 3.05 átomos

H = 8.1 átomos

O = 1 átomo

Si consideramos el error experimental, es probable que la muestra tenga la fórmula empírica:

C₃H₈O

Estequiometría

Ecuaciones químicas

¿Que le pasa a la materia cuando le ocurre un cambio químico?

Ley de la conservación de la masa: *Los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química*

- Entonces, el mismo conjunto de átomos está presente antes, durante y después de la reacción.
- Los cambios que ocurren en una reacción química simplemente conciernen al rearrreglo de los átomos.
- Ahora estudiaremos la **estequiometría**, es decir la medición de los elementos).
- Las reacciones químicas se representan en el papel usando **ecuaciones químicas**.
- Por ejemplo el hidrógeno gaseoso (H₂) puede reaccionar (quemarse) con oxígeno gaseoso (O₂) para formar agua (H₂O).
- La ecuación química de esta reacción se escribe así:

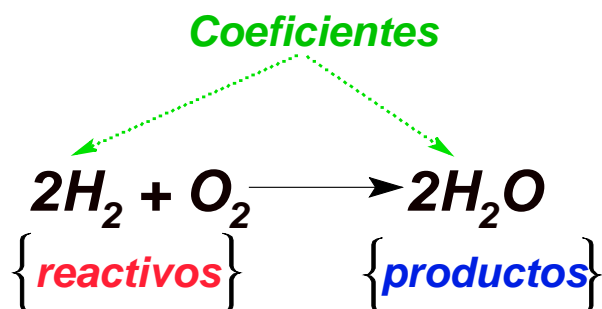


El signo '+' se lee como 'reacciona con' y la flecha significa 'produce o nos da'.

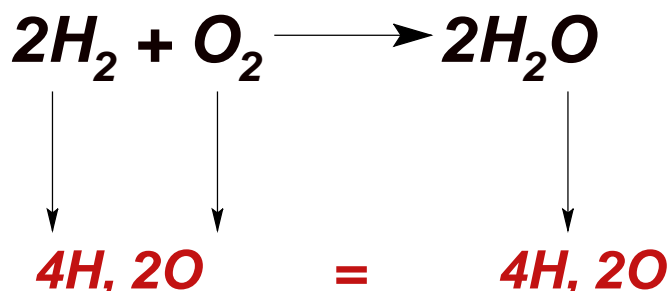
Las fórmulas químicas de la **izquierda** representan a las sustancias de partida y se les llama **reactivos**.

Las sustancias de la **derecha** son el producto final y se conocen con el nombre de **productos**.

Los números frente a las fórmulas se llaman **coeficientes**) pero si valen 1 generalmente se omiten.



Dado que los átomos no se crean ni se destruyen durante el curso de la reacción, **una ecuación química debe tener el mismo número de átomos de cada elemento en cada lado de la flecha** (esto significa que la ecuación está balanceada, es decir que lo de la derecha pesa lo mismo que lo de la izquierda).



Pasos que necesarios para escribir una reacción balanceada:

- Se determina experimentalmente cuales son los reactivos y los productos
- Se escribe una ecuación no balanceada usando las fórmulas de los reactivos y de los productos
- Se balancea la reacción determinando los coeficientes que nos dan números iguales de cada tipo de átomo en cada lado de la flecha de reacción, generalmente números enteros

NOTA los subíndices no deben cambiarse al tratar de balancear una ecuación NUNCA.

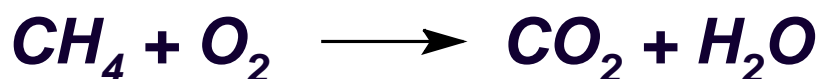
■ **Cambiar un subíndice cambia la identidad del reactivo o del producto.**

■ **Balancear una reacción química únicamente se trata de cambiar las cantidades relativas de cada producto o reactivo**

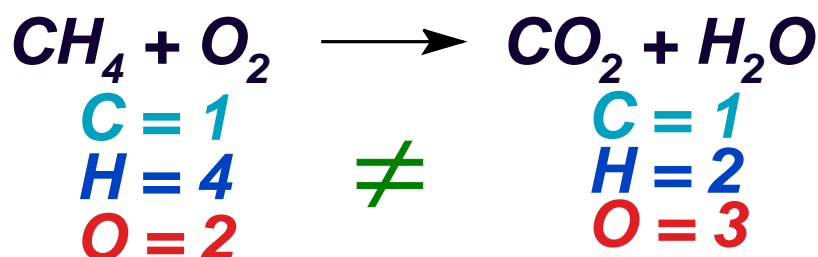
Consideremos la reacción de la combustión del metano gaseoso (CH_4) en aire.

Sabemos que en esta reacción se consume (O_2) y produce agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2).

Con esta información hemos cubierto el primer paso. Ahora, escribimos la reacción sin balancear (paso 2):

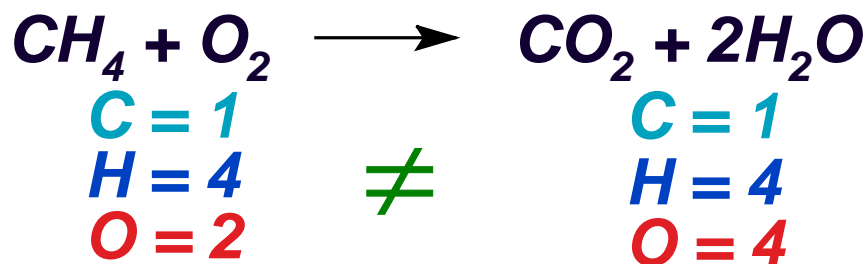


Ahora contamos los átomos de cada reactivo y de cada producto y los sumamos:



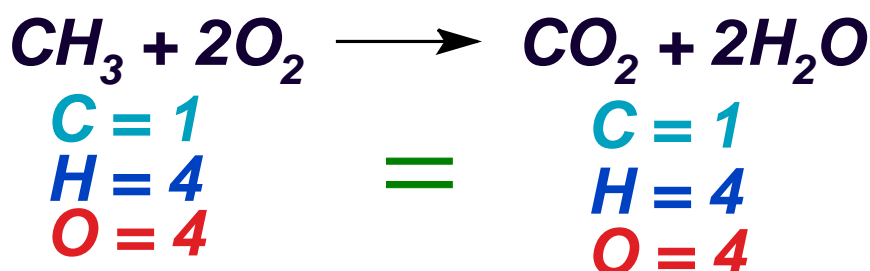
Todo parece ir bien con el número de carbonos en ambos lados de la ecuación, pero solo tenemos la mitad de los átomos de hidrógeno en el lado de los productos que en el lado de los reactivos.

Podemos corregir esto duplicando el número de aguas en la lista de los productos:



Nótese que aunque hayamos balanceado los átomos de carbono y de hidrógeno, ahora tenemos 4 átomos de oxígeno en los productos en tanto que únicamente tenemos 2 en los reactivos.

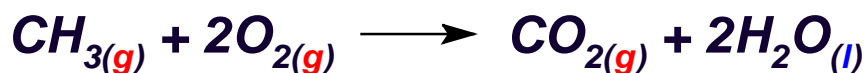
Si duplicamos el número de átomos de oxígeno en los reactivos, podemos balancear al oxígeno:



Hemos cubierto la etapa 3, y hemos balanceado la reacción del metano con el oxígeno. Entonces,

una molécula de metano reacciona con dos moléculas de oxígeno para producir una molécula de dióxido de carbono y dos moléculas de agua.

El estado físico de cada sustancia puede indicarse usando los símbolos (g), (l), y (s) (para gas, líquido y sólido, respectivamente):



Reactividad química, uso de la tabla periódica

- A menudo podemos predecir el comportamiento químico de una sustancia, si hemos visto o sabemos como se comporta una sustancia similar.
- Por ejemplo, el sodio (Na) reacciona con agua (H₂O) para formar hidróxido de sodio (NaOH) y H₂ gaseoso:



nota: (aq) indica que está disuelto en agua

- Como el Potasio (K) está en la misma familia (columna) que el sodio en la tabla periódica, es posible *predecir* que la reacción del K con el H₂O será similar a la del Na:

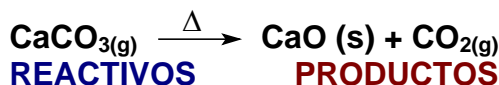


- No solo eso, de hecho podemos *predecir* que todos los metales alcalinos reaccionan con el agua para formar sus hidróxidos e hidrógeno.

Entonces, las ecuaciones químicas son la manera abreviada que tenemos los químicos para describir una reacción química, esta ecuación, usualmente debe incluir:

- **Todos los reactivos**

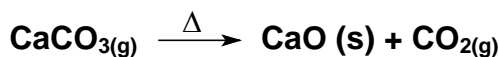
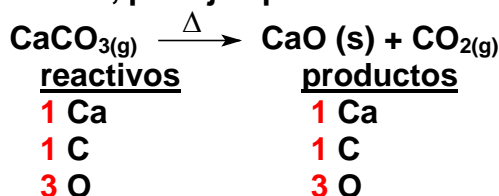
- Todos los productos
- El estado de cada sustancia
- Las condiciones usadas en la reacción.



Balanceo de ecuaciones químicas

Dado que asumimos que la ley de la conservación de la masa se aplica en **TODAS LAS REACCIONES QUÍMICAS**,

para que una ecuación química sea válida, debe estar balanceada, es decir el número y tipo de átomos a la izquierda, debe estar a la derecha. O sea, deben sumar lo mismo en ambos lados, por ejemplo:

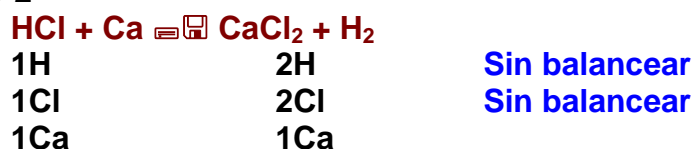


¿Cómo se hace? Siguiendo estos 4 pasitos:

- Paso 1. Cuenta el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación
- Paso 2. Inspecciona la ecuación y determina que átomos no están balanceados
- Paso 3. Balancea un átomo a la vez empleando los coeficientes de uno o más compuestos
- Paso 4. Cada vez que creas que ya está balanceada la ecuación repite el paso 1.
- Paso 5. ¡No te atarantes!

EJEMPLOS

Paso 1. Paso 1.y 2

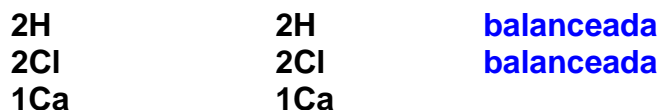


NO

Paso 2. Paso 2.

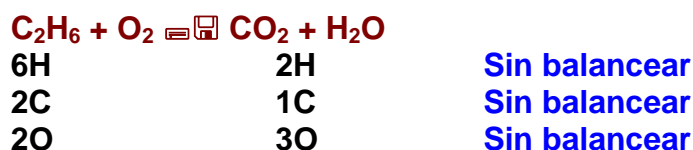


Paso 3. Paso 3.

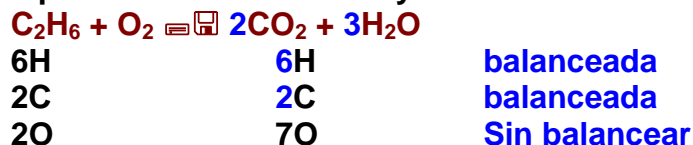


Paso 4. Ecuación balanceada $2\text{HCl} + \text{Ca} \rightleftharpoons \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$

Paso 1.



Paso 2. Balancear primero la molécula mayor



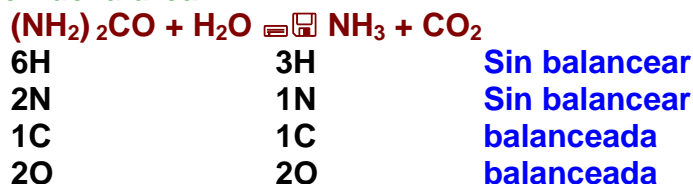
Paso 3.a Paso 3.a Ahora balanceamos O



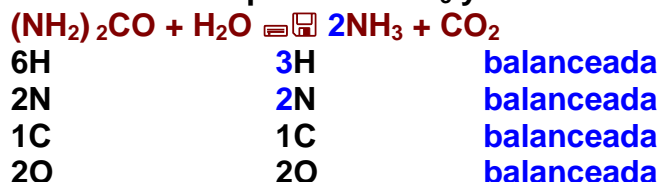
Paso 4.a Paso 4.a



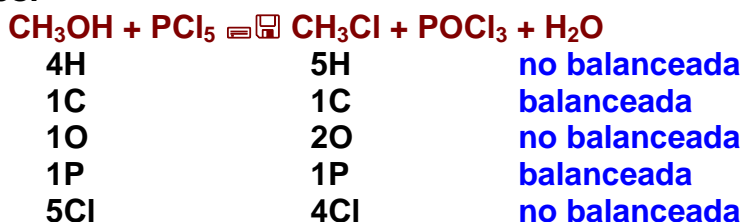
Descomposición de la urea:



Para balancear únicamente duplicamos NH_3 y así:



Más ejemplos:



Necesitamos mas cloro en la derecha:



Se necesita más C en la izquierda, duplicamos CH_3OH



¡Listo, ya está balanceada!

Tipos de reacciones químicas

Tipos:	Ejemplo
Adición	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons \boxed{1}\text{BrCH}_2\text{CH}_2\text{Br}$
Desplazamiento	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \boxed{2}\text{H}_2\text{O}$
Descomposición	$2\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \boxed{2}\text{H}_2\text{O} + \boxed{1}\text{O}_2$
Iónicas	$\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \boxed{1}\text{H}_2\text{O} + \boxed{1}\text{Na}^+ + \boxed{1}\text{Cl}^-$
Metatesis	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{S} \rightleftharpoons \boxed{1}\text{H}_2\text{S(g)} + \boxed{2}\text{NaCl}$
Precipitación	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightleftharpoons \boxed{1}\text{AgCl(s)} + \boxed{1}\text{NaNO}_3$
Redox	$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \boxed{1}\text{H}_2\text{SO}_3$
Dismutación	$12\text{OH}^- + 6\text{Br}_2 \rightleftharpoons \boxed{1}\text{BrO}_3^- + \boxed{10}\text{Br}^- + \boxed{6}\text{H}_2\text{O}$
Substitución	$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \boxed{1}\text{CH}_3\text{Cl} + \boxed{1}\text{HCl}$

Reacciones de descomposición

Aquellas reacciones donde un reactivo se rompe para formar dos o más productos. Puede ser o no redox.



Reacciones de adición

Dos o más reactivos se combinan para formar un producto.



Reacciones de desplazamiento

Aquellas reacciones donde un elemento desplaza a otro en un compuesto.



Reacciones de metátesis

Aquellas reacciones donde dos reactivos se enrocan



Reacciones de precipitación

Aquellas reacciones donde uno o más reactivos al combinarse genera un producto que es insoluble.



Reacciones de dismutación

Aquellas reacciones donde de los reactivos genera compuestos donde un elemento tiene dos estados de oxidación.



Reacciones de sustitución

Aquellas reacciones donde se sustituye uno de los reactivos por alguno de los componentes del otro reactivo.



Reacciones Redox o de óxido reducción

Aquellas reacciones donde los reactivos intercambian electrones



Ejemplos de las reacciones de óxido reducción o redox

Baterías y pilas (de auto, NiCd, alcalinas)

Corrosión y enmohecimiento de metales

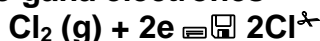
Muchas de las reacciones metabólicas

Oxidación y reducción

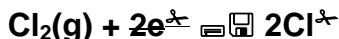
Oxidación: cuando un reactivo pierde electrones



Reducción: cuando un reactivo gana electrones

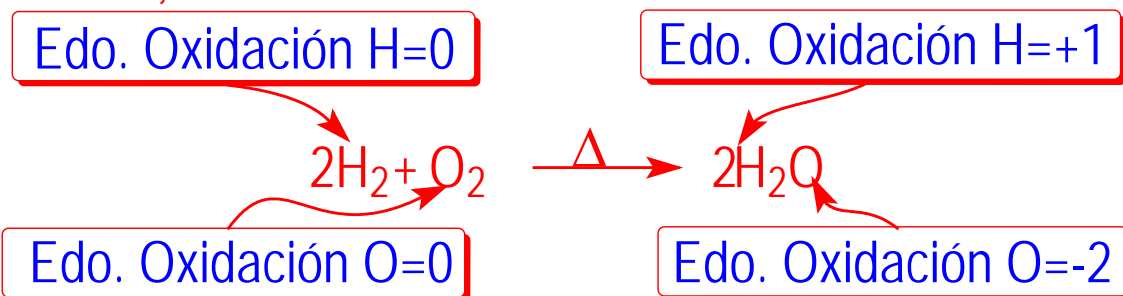


A estas ecuaciones se les llama **semireacciones** y siempre van en pares. Juntas hacen una reacción completa al sumarse (el Na le dio electrones al Cl):



Agente oxidante: Es una sustancia que causa que otra sustancia se oxide, al hacer esto, se reduce

Agente reductor: Es una sustancia que causa que otra sustancia se reduzca, al hacer esto, se oxida



El hidrógeno se oxida y es un agente reductor. El oxígeno se reduce y es un agente oxidante.

Estado de oxidación

El estado de oxidación: describe la carga de cada elemento en un compuesto. ¿Y cuánto vale?...

- El estado de oxidación del F es siempre -1
- El estado de oxidación del O en la gran mayoría de sus compuestos es siempre -2. Las excepciones incluyen los peróxidos (-1) y los óxidos de F
- El estado de oxidación de un elemento en su estado natural es de 0. Na^0 , N_2 , H_2 , P_4 , S_8
- En los iones simples, el estado de oxidación es el mismo que la carga del ion.
- Los halógenos en los halogenuros tienen estado de oxidación de -1
- Los metales alcalinos y alcalinotérreos tienen estado de oxidación igual que el número de la familia.
- El estado de oxidación del H en la mayoría de sus compuestos es de +1, pero si se une a un elemento poco electronegativo, puede ser -1.
- El máximo estado de oxidación de un elemento representativo es igual al total de electrones de su capa de valencia.
- El mínimo estado de oxidación de un elemento representativo, es igual al número de electrones que le faltan para llenar su capa de valencia.

Ejemplo:

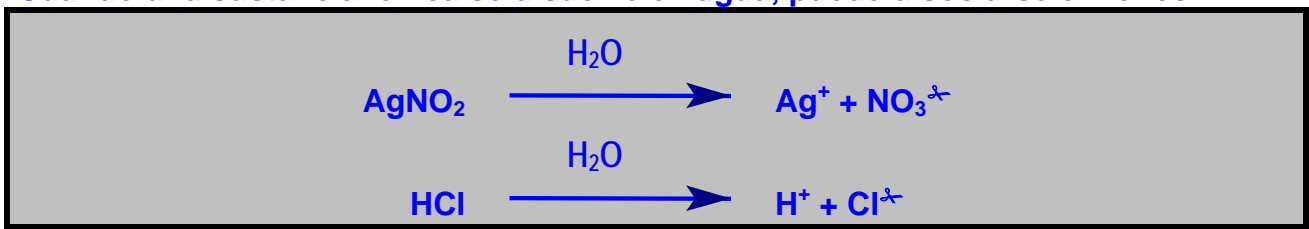
Asignar el estado de oxidación en cada elemento de H_2O . H +1, O = -2, carga = 0, $2(+1) - 2 = 0$, ¡ÓRALE!

Otro

Ahora el HNO_3 . Sabemos que H = +1, que O es -2, ¿y N?, pues sabiendo lo anterior sólo hay que obtener la diferencia: $1(+1) + 3(-2) = -5$ y como no hay carga, el N tiene 5+.

Ecuaciones iónicas

Cuando una sustancia iónica se disuelve en agua, puede disociarse en iones.



De manera que al mezclar este tipo de disoluciones, no es necesario que participen todos los iones en la reacción, es decir que puede ocurrir que solamente reaccionen unos de ellos, por ejemplo así:



Para hacer la reacción más sencilla y comprensible, solo incluimos a las especies que realmente intervienen en la reacción.

Ecuación iónica completa:



Ecuación iónica neta:

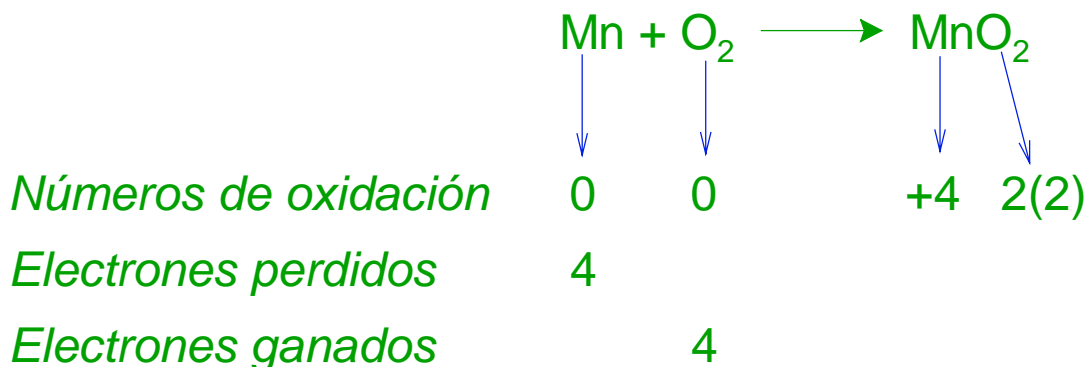


A los reactivos que no intervienen en la reacción, en este caso NO_3^- y H^+ , se les conoce como iones espectadores.

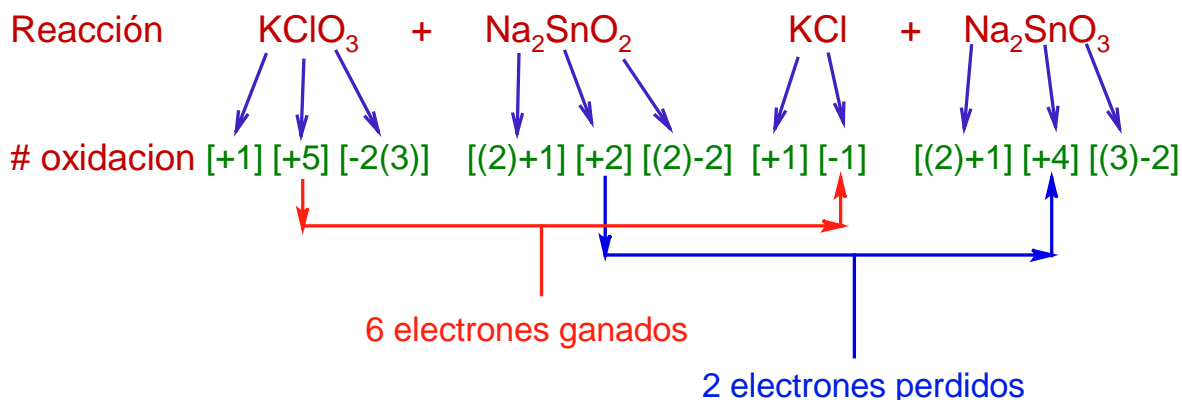
Método de balanceo de óxido reducción

El principio básico que rige el balanceo de ecuaciones con este método es el de igualar la ganancia total en el número de oxidación del agente reductor con la pérdida total en el número de oxidación del agente oxidante. O lo que es lo mismo, el número de electrones perdidos durante la oxidación debe ser igual al número de electrones ganados durante la reducción.

Por ejemplo:



En las reacciones más complejas, se puede efectuar el balanceo paso a paso:



Lo anterior puede representarse así:



Estequiometría

Es el cálculo de las cantidades de reactivos y productos de una reacción química. Invoca la relación que debe haber entre la mol y las reacciones químicas.

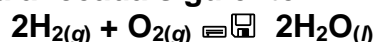


Definición

Información cuantitativa de las ecuaciones balanceadas

Los coeficientes de una ecuación balanceada, pueden interpretarse como el número relativo de moléculas que participan en una reacción, y como el número relativo de moles participantes en dicha reacción.

Por ejemplo en la ecuación balanceada siguiente:



la producción de dos moles de agua requieren el consumo de 2 moles de H_2 una mol de O_2 .

Por lo tanto, en esta reacción tenemos que:

2 moles de H_2

1 mol de O_2

y

2 moles de H_2O

son **cantidades estequiométricamente equivalentes**.

Esto se representa así:



Donde \rightsquigarrow significa **estequiométricamente equivalente a**.

Estas relaciones estequiométricas, derivadas de las ecuaciones balanceadas, pueden usarse para determinar las cantidades esperadas de productos para una cantidad dada de reactivos.

Por ejemplo si nos preguntamos ¿Cuántas moles de H_2O se producirán en una reacción donde tenemos 1.57 moles de O_2 , suponiendo que tenemos hidrógeno de sobra?

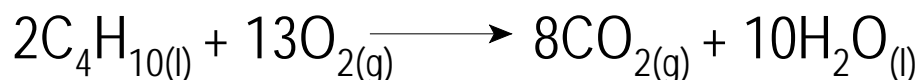
$$(1.57 \text{ moles } \text{O}_2) \cdot \left(\frac{2 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{O}_2} \right) = 3.14 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}$$

El cociente:

$$\left(\frac{2 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{O}_2} \right)$$

es la relación estequiométrica entre el H_2O y el O_2 de la ecuación balanceada de esta reacción.

Ejemplo: Para la reacción de combustión del butano (C_4H_{10}) la ecuación balanceada es:



Calcula la masa de CO_2 producida al quemar 1.00 gramo de C_4H_{10} .

Para ello antes que nada debemos calcular cuantas moles de butano tenemos en 100 gramos de la muestra:

$$(1.0g C_4H_{10}) \cdot \left(\frac{1mol C_4H_{10}}{58.0g C_4H_{10}} \right) = 1.72 \times 10^{-2} moles C_4H_{10}$$

de manera que, si la relación estequiométrica entre el C_4H_{10} y el CO_2 es:

$$\left(\frac{8moles CO_2}{2moles C_4H_{10}} \right)$$

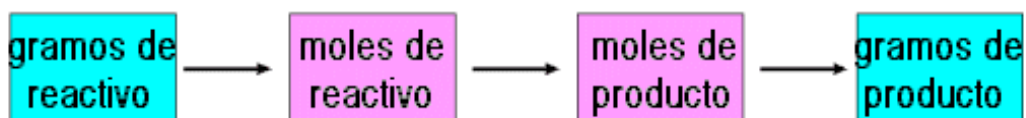
por lo tanto:

$$\left(\frac{8moles CO_2}{2moles C_4H_{10}} \right) \cdot 1.72 \times 10^{-2} moles C_4H_{10} = 6.88 \times 10^{-2} moles CO_2$$

Pero la pregunta pedía la determinación de la masa de CO_2 producida, por ello debemos convertir las moles de CO_2 en gramos (usando el **peso molecular** del CO_2):

$$(6.88 \times 10^{-2} moles CO_2) \cdot \left(\frac{44.0g CO_2}{1mol CO_2} \right) = 3.03g CO_2$$

Entonces la secuencia de pasos para resolver este tipo de problemas puede esquematizarse así:



De manera similar podemos determinar la masa de agua producida, la masa de oxígeno consumida, etc.

Las etapas esenciales

- Balancear la ecuación química
- Calcular el peso molecular o fórmula de cada compuesto
- Convertir las masas a moles
- Usar la ecuación química para obtener los datos necesarios
- Reconvertir las moles a masas si se requiere

Cálculos de moles

La ecuación balanceada muestra la proporción entre reactivos y productos en la reacción



de manera que, para cada sustancia en la ecuación se puede calcular las moles consumidas o producidas debido a la reacción.

Si conocemos los pesos moleculares, podemos usar cantidades en gramos.

Conversión de moles a gramos:

Ej: N_2 ¿Cuántas moles hay en 14g?

PM = $14.01 \times 2 = 28.02 \text{g/mol}$,

$$N_2 = 14g \frac{1 \text{mol}}{28.02g} = 0.50 \text{moles}$$

Cálculos de masa

- Normalmente no medimos cantidades molares, pues en la mayoría de los experimentos en el laboratorio, es demasiado material. Esto, no es así cuando trabajamos en una planta química
- En general mediremos gramos, o miligramos de material en el laboratorio y toneladas en el caso de plantas químicas
- Los pesos moleculares y las ecuaciones químicas nos permiten usar masas o cantidades molares

Los pasos son:

- Balancear la ecuación química
- Convertir los valores de masa a valores molares
- Usar los coeficientes de la ecuación balanceada para determinar las proporciones de reactivos y productos
- Reconvertir los valores de moles a masa.

Para la reacción:

Tenemos un exceso de HCl, de manera que está presente todo el que necesitamos y más.



Notese que por cada Ca producimos 1 H_2

- 1° 1° Calculamos el número de moles de Ca que pusimos en la reacción.

$$\begin{aligned} \text{moles de Ca} &= \frac{\text{gramos de Ca}}{\text{peso formula Ca}} = \frac{10.00g}{40.08 \frac{g}{\text{mole}}} \\ &= 0.25 \text{moles de Ca} \end{aligned}$$

- 2° 2° 10g de Ca son 0.25 moles, como tenemos 0.25 moles de Ca, únicamente se producirán 0.25 moles de H_2 . ¿Cuántos gramos producirémos?

$$\begin{aligned} g \text{ de } H_2 &= \text{moles producidos} \times \text{peso molecular de } H_2 \\ &= 0.25 \text{mol} \times 2.016 \frac{g}{\text{mol}} = 0.504g \end{aligned}$$

¿Cuántos g de CaCl_2 se hicieron? También serán 0.25 moles. Y entonces:

$$\begin{aligned} g \text{ de } \text{CaCl}_2 &= \text{moles producidos} \times \text{peso molecular de } \text{CaCl}_2 \\ &= 0.25 \text{mol} \times 110.98 \frac{g}{\text{mol}} = 27.75g \end{aligned}$$

Reactivo limitante

En la reacción anterior, se nos acabó el Ca porque el HCl estaba en exceso. De esta manera, la reacción se detuvo cuando al acabarse el Ca.

Cuando un reactivo detiene la reacción porque este se acaba, se le llama **reactivo limitante**.

Reactivo limitante es aquel que se encuentra en defecto basado en la ecuación química balanceada.

Ejemplo:



¿Cuál es el reactivo limitante si tienes 5 g de hidrógeno y 10 g de oxígeno? Se necesitan 2 moles de H_2 por cada mol de O_2

$$\text{moles de } \text{H}_2 = \frac{5.0\text{g}}{2.016\frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2.5\text{moles}$$

$$\text{moles de } \text{O}_2 = \frac{10.0\text{g}}{32.0\frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0.3\text{moles}$$

Para la reacción:



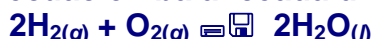
- Necesitas 2 moles de H_2 por cada mol de O_2
- Pero tienes 2.5 moles de H_2 y sólo 0.3 moles de O_2 .
- La proporción requerida es de 2 : 1
- Pero la proporción que tienes es de 2.5 : 0.3 o de 8.3 : 1
- Es claro que el reactivo en exceso es el H_2 y el limitante es el O_2

Supónganse que un día invitan a su casa a comer a un grupo de sus cuates y planean prepararles un arroz con mole.

El mole trajeron de Oaxaca y simplemente lo calientan, pero el arroz, lo preparan como siempre se ha hecho en su casa, es decir por cada taza de arroz agregan cuatro tazas de agua. Esta receta la han seguido siempre por que si no el arroz saldrá o bien como engrudo o bien como medio crudo. Si tienen exactamente cuatro tazas de arroz, entonces añadirán diez y seis tazas de agua ni una más ni una menos.

Esto es una situación similar a las que presentan las reacciones químicas cuando uno de los reactivos se termina antes que los otros.

Por ejemplo, si en la reacción de formación de agua, pudiéramos a reaccionar 10 moléculas de hidrógeno y 7 de oxígeno, formaríamos únicamente 10 moléculas de agua, porque ya vimos que la ecuación balanceada dice que:



cada dos moléculas de hidrógeno reaccionan con una de oxígeno y forman dos de agua, es decir, que nos sobrarían 2 moléculas de oxígeno.



Como ya dijimos que trabajar con moléculas es lo mismo que trabajar con moles.

Si ahora ponemos 10 moles de H_2 con 7 moles de O_2 entonces como la estequiometría de la reacción es tal que 1 mol de O_2 \rightsquigarrow 2 moles de H_2 , entonces el número de moles de O_2 necesarias para reaccionar con todo el H_2 es:

$$\left(\frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ moles } H_2} \right) \cdot (10 \text{ moles } H_2) = 5 \text{ moles } O_2$$

Es decir, que después que todo el hidrógeno se ha consumido, sobrarán dos moles de O_2 .

Aquel reactivo que se ha consumido por completo en una reacción química se le conoce con el nombre de reactivo limitante pues determina o limita la cantidad de producto formado.

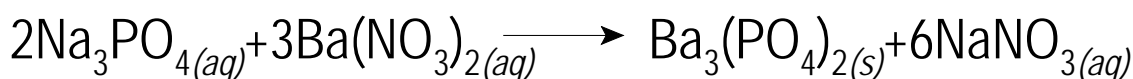
En el ejemplo de arriba, el H_2 es el reactivo limitante, y dado que la estequiometría es $2H_2 \rightsquigarrow 2H_2O$ (o sea $H_2 \rightsquigarrow H_2O$), limita la cantidad de producto formado (H_2O) a 10 moles.

En realidad pusimos a reaccionar suficiente oxígeno (O_2) para formar 14 moles de H_2O ($O_2 \rightsquigarrow 2H_2O$).

Una manera de resolver el problema de cuál es el reactivo es el limitante (conociendo la cantidad inicial de cada reactivo), consiste en calcular la cantidad de producto que se formará para cada una de las cantidades que hay de reactivos en la reacción, suponiendo que de cada uno hay una cantidad ilimitada.

De manera que el reactivo limitante será aquel que produce la menor cantidad de producto.

Ejemplo: para la siguiente reacción:



y supongamos que tengo una disolución que tiene 3.50 gramos de Na_3PO_4 y la mezclamos con otra disolución que tiene 6.40 gramos de $Ba(NO_3)_2$. ¿Cuántos gramos de $Ba_3(PO_4)_2$ pueden formarse?

- 1) 1) Antes que nada tenemos que convertir los gramos de reactivos en **moles**:

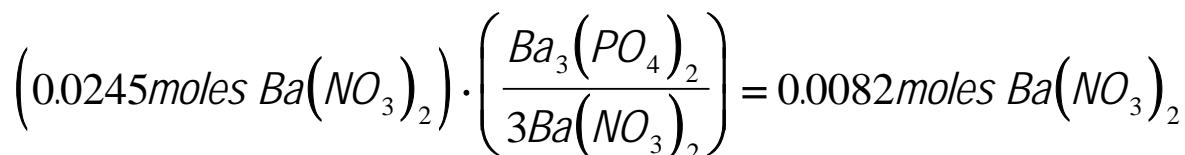
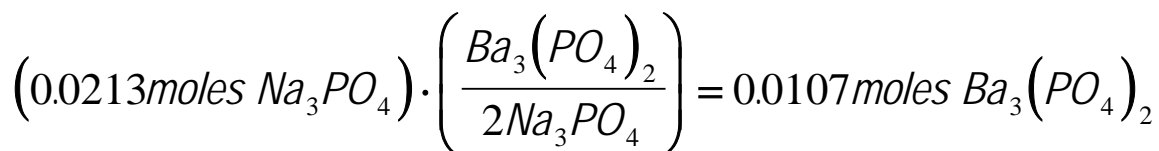
$$(3.50 \text{ g } Na_3PO_4) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol}}{163.94 \text{ g}} \right) = 0.0213 \text{ moles } Na_3PO_4$$

$$(6.40 \text{ g } Ba(NO_3)_2) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol}}{261.34 \text{ g}} \right) = 0.245 \text{ moles } Ba(NO_3)_2$$

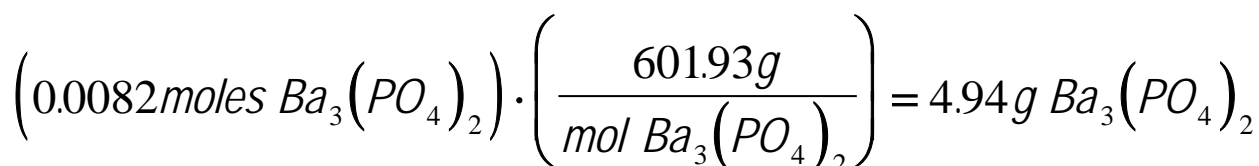
- 2) 2) Ahora debemos definir las proporciones estequiométricas entre los reactivos y el producto que nos interesa ($Ba_3(PO_4)_2$):



- 3) 3) Ahora podemos determinar las moles de producto formado si cada reactivo se consumiera por completo durante la reacción:



- 4) El reactivo limitante es entonces el $Ba(NO_3)_2$ y podremos obtener únicamente 0.0082 moles del producto $Ba_3(PO_4)_2$.
- 5) 0.0082 moles del $Ba_3(PO_4)_2$ serán:



Rendimiento teórico

La cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción, se conoce con el nombre de **rendimiento teórico**.

A la cantidad de producto realmente formado se le llama simplemente **rendimiento o rendimiento de la reacción**. Es claro que siempre se cumplirá la siguiente desigualdad

Rendimiento de la reacción \leq **rendimiento teórico**

por las siguientes razones:

- es posible que no todos los productos reaccionen
- es posible que haya reacciones laterales que no lleven al producto deseado
- la recuperación del 100% de la muestra es prácticamente imposible (como cuando le quieren sacar toda la mermelada del frasco)

Una cantidad que relaciona el rendimiento de la reacción con el rendimiento teórico se le llama **rendimiento porcentual o % de rendimiento** y se define así:

$$\% \text{ de rendimiento} = \left(\frac{\text{rendimiento de la reacción}}{\text{rendimiento teórico}} \right) \times 100$$

Ejemplo: si recordamos en el ejemplo anterior, calculamos se podían obtener 4.94 gramos de $Ba_3(PO_4)_2$.

Este es el rendimiento teórico.

Pero supongamos que únicamente obtuvimos de la misma reacción 4.02 gramos

¿Cuál será el rendimiento porcentual de dicha reacción?:

$$\left(\frac{4.02 \text{ g}}{4.94 \text{ g}} \right) \times 100 = 81\%$$

Reacciones acuosas y química de las disoluciones

Composición de una disolución

El agua posee una gran cantidad de propiedades poco usuales.

Una de las más importantes propiedades del agua es la capacidad de disolver una gran cantidad de sustancias.

Aunque para muchos esto pueda sonar extraño, el agua muy pura (agua absoluta, parafraseando el comercial) se considera como una sustancia corrosiva, debido a su capacidad de absorber iones y otras sustancias.

Las cuevas de carbonato (por ejemplo los cenotes de la península de Yucatán) se forman por la acción disolvente del agua en el carbonato de calcio sólido. Cuando el mineral disuelto puede precipitarse, se deposita como estalactitas y estalagmitas (Uno de los más bellos ejemplos de esta acción puede encontrarse en las grutas de Cacahuamilpa) conforme el agua se evapora, a continuación el proceso de disolución del carbonato:



Todas aquéllas disoluciones en las cuales el agua es el disolvente, se llaman **disoluciones acuosas**.

Muchísimas de las reacciones **fisiológicas** ocurren en disolución acuosa.

Es claro que para poder trabajar con una disolución, es necesario conocer su composición y a la vez tener una manera de expresar dicha composición, de manera que antes que nada, es necesario contestar la siguiente pregunta:

¿Cómo se puede indicar la composición de una disolución?

Otra pregunta que también conviene contestar es: ¿Cómo se presentan químicamente las sustancias en disolución acuosa?

Una **disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias que tiene las siguientes partes:**

- El **disolvente**: usualmente es la sustancia que se encuentra en mayor concentración en la mezcla
- El o los **solutos**: son el o los componentes minoritarios de la mezcla, y decimos que se han disuelto en el **disolvente**.

Por ejemplo, cuando disolvemos una pequeña cantidad de sal en una mayor cantidad de agua, decimos que el agua es el **disolvente** y la sal es el **soluto**.

Algunas propiedades de las disoluciones

Podemos clasificar a las disoluciones en dos grandes grupos:

Electrolíticas

- **Son compuestos iónicos o polares en disolventes polares**
- **Se disocian en disolución para formar iones**
- **Sus disoluciones conducen la electricidad**
- **Pueden disociarse completamente (electrolitos fuertes)**
- **Pueden disociarse parcialmente (electrolitos débiles)**

No electrolíticas

- **Son compuestos covalentes en disolventes no polares**
- **No se disocian, solamente se dispersan**
- **No conducen la electricidad**

De manera que para identificar un material, se prepara una disolución de este, y se mide si la corriente eléctrica pasa a través de la disolución.

Concentración de las disoluciones

Dado que un soluto y un disolvente pueden mezclarse en varias proporciones, es necesario además de identificar al soluto y al disolvente, indicar sus proporciones relativas.

La concentración se refiere a las cantidades relativas de los componentes de una disolución, expresada en cualesquiera unidades de cantidad de materia en que se quiera expresar.

Existen muchas escalas de concentración comúnmente usadas, pero todas ellas están basadas en dos principios: el de razón y el de fracción.

Convenciones de concentración

La primera define la concentración en términos de la cantidad de soluto relativa a la de disolvente.

$$razon \equiv \frac{cantidad\ de\ soluto}{cantidad\ de\ disolvente}$$

El segundo define a la concentración como la cantidad de soluto relativa a la cantidad total de disolución.

$$fraccion \equiv \frac{cantidad\ de\ soluto}{cantidad\ de\ disolucion}$$

Las escalas de concentración difieren entonces en las unidades escogidas para expresar la cantidad relativa.

Fracción en peso

Fracción en peso: **Fracción del peso total de la disolución debida al soluto.**

Es el número relativo de unidades de peso del soluto por cada unidad de peso de la disolución.

Se pueden emplear todas las unidades convencionales de peso siempre que sean las mismas para soluto y disolución.

No se pueden emplear las unidades de moles.

¡Son independientes de la temperatura!

Ejemplo: ¿Cuál es la fracción en peso de una disolución de 20g de NaCl en 180g de H₂O?, debemos contestar:

¿Cuántos gramos de NaCl hay por gramo de disolución?

$$? NaCl = 1g(disol) \times \frac{20g(NaCl)}{200g(disol)} = 0.1g(NaCl)$$

Por ciento en peso

Por ciento en peso o % en peso: **Porcentaje del peso total de la disolución debida al soluto.**

Es el número relativo de unidades de peso del soluto por cada cien partes de disolución.

Ahora la pregunta que debemos contestar es ¿cuántos g de NaCl hay en 100 g de disolución?

$$? NaCl = 100g(disol) \times \frac{20g(NaCl)}{200g(disol)} = 10g(NaCl)$$

De manera que el NaCl está al 10% en la disolución.

Partes por millón

Partes por millón: **Es el número relativo de unidades de peso del soluto por cada millón de partes de disolución. Se abrevia así: ppm. Esta escala se emplea para disoluciones muy diluidas.**

A un baño con 2 toneladas de agua se le añaden 0.5 kg de un tinte, ¿cuál es la concentración en ppm de la disolución?

$$10^6 kg(disol) \times \frac{1(tonelada)}{1000(kg)} \times \frac{0.5kg(tinte)}{2toneladas(disol)} = 250ppm(tinte)$$

En el caso del agua, se considera que las ppm de disoluciones muy diluidas es el **número de mg de soluto por litro de disolución**. Nótese que esta mezcla volumen y masa, que para el agua es correcto.

Fracción molar

Fracción molar: *Moles del soluto respecto al número total de moles de la disolución.*

Esta escala se define así:

$$X_A \equiv \frac{n_A}{n_A + n_B + n + \dots} = \frac{n_A}{n_{total}}$$

Donde X_A es la fracción molar de la especie A.

En el caso de disoluciones binarias se cumple que:

$$X_A = 1 - X_B$$

Molaridad

Molaridad: *Esta también se basa en el principio de la fracción pero la cantidad de soluto se mide en moles y la cantidad de disolución se mide en volumen.*

Esta es probablemente la escala de mayor uso en química.

Esta escala se define así:

$$M \equiv \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}(dm^3)} = \frac{\text{mmoles de soluto}}{\text{mL de disolución}(cm^3)}$$

El símbolo **C** o **c** se emplea también para denotar molaridad.

La manera usada más ampliamente para cuantificar la concentración es la **molaridad**.

La **molaridad** (cuyo símbolo es **M**) de una disolución se define como el **número de moles** del **soluto** en un litro de **disolución**:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disolución(Litros)}}$$

Esto quiere decir que una disolución 1.0 molar (1.0 M) contiene 1.0 moles de soluto en cada litro de la disolución.

Ejemplo: ¿Cuál es la molaridad de una una disolución hecha disolviendo 20 g de NaCl en 100 mL de agua?

Primero debemos saber cuantas moles son 20 g de NaCl:

$$20g(NaCl) \cdot \left(\frac{1mol}{58.5g} \right) = 0.34moles(NaCl)$$

Ahora determinamos la concentración de la disolución:

$$\left(\frac{0.34moles(NaCl)}{0.1L} \right) = 3.4 \frac{Moles}{L} = 3.4M$$

Si conocemos la molaridad de una disolución podemos calcular el número de moles del soluto que hay en un volumen cualquiera, es decir, la molaridad es un factor de conversión entre el volumen y las moles de soluto.

Por ejemplo, podemos calcular el número de moles de $CaCl_2$ en 0.78 L de una disolución 3.5 M:

$$\left(\frac{3.5 \text{ moles}(\text{CaCl}_2)}{1 \text{ L}} \right) \cdot 0.78 \text{ L} = 2.73 \text{ moles}(\text{CaCl}_2)$$

O también podemos calcular cuántos litros de una disolución 2.0 M de HNO_3 necesitamos para tener 5 moles de HNO_3

$$\left(\frac{1 \text{ L}}{2 \text{ moles}} \right) \cdot 5 \text{ moles} = 2.5 \text{ L}$$

Nótese que en esta última conversión hemos invertido la concentración de la disolución de partida (es decir, la convertimos a litros por mol) para poder calcular el volumen necesario (o sea usamos el análisis dimensional).

Ejemplos:

¿Cuál es la molaridad de 2L de una disolución que tiene 10 moles de NaOH?

■ Molaridad de NaOH = moles de NaOH / L de disolución

■ $M(\text{NaOH}) = 10 \text{ moles} / 2 \text{ L} = 5 \text{ M}$

¿Cuál es la molaridad de una disolución que tiene 18.3g de HCl en 2 L?

■ PM HCl=36.46

■ Número de moles= $18.3\text{g}(\text{HCl}) / 36.46\text{g} / \text{mol} = 0.5 \text{ moles}$

■ Dividir entre el volumen = $M(\text{HCl}) = 0.50 \text{ moles} / 2\text{L} = 0.25\text{M}$

Más ejemplos:

¿Cuál es la molaridad de 3.7g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en 250 mL?

$$? M \text{ de } \text{Ca}(\text{OH})_2 = 1 \text{ L} \times \frac{10^3 \text{ mL}}{\text{L}} \times \frac{3.7 \text{ g}}{250 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol}}{74 \text{ gCa}(\text{OH})_2} = 0.2 \text{ M}$$

¿Cuántos g de Na_2SO_4 se necesitan para hacer 0.5 L de una disolución 0.5 M?

$$? M \text{ de } \text{Na}_2\text{SO}_4 = 0.5 \text{ L} \times \frac{0.5 \text{ mol}}{\text{L}} \times \frac{142 \text{ g}}{\text{mol}} = 35 \text{ g}$$

¿Qué volumen de HCl 1.2 M se requiere para hacer 100 mL de una disolución 0.3M?

$$? \text{ mL HCl} = 100 \text{ mL} \times \frac{0.3 \text{ mol}}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ mL}}{1.2 \text{ mmol}} = 25 \text{ mL}$$

Normalidad

Normalidad: *Es igual que la molaridad excepto que se emplea la masa del soluto en gramos equivalentes.*

El peso equivalente es el peso molecular corregido por su valencia.

% en Volumen

$$\%V = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen total}} \times 100$$

Si 10 mL de alcohol se disuelven en agua para hacer 200 mL de disolución, ¿cuál es su concentración?

$$\%V = (10/200) \times 100 = 5\% V / V$$

Molalidad

Molalidad: Se basa en el principio de la razón o proporción. La cantidad de soluto se mide en moles y la cantidad de disolvente se mide en gramos.

Esta escala se emplea para las mediciones termodinámicas que requieran que el valor no cambie con la temperatura.

Esta escala se define así:

$$m \equiv \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramos de disolvente}} = \frac{\text{mmoles de soluto}}{\text{gramos de disolvente}}$$

Es claro que debido a la ley de la conservación de la masa, esta cantidad no cambia al cambiar la temperatura o la presión.

Ejemplos

¿Cuál es la molalidad de una disolución de 3.2g de CH₃OH en 200g de agua?

$$? m \text{ de } CH_3OH = 1Kg \times \frac{10^3 g}{kg} \times \frac{3.2g}{200g} \times \frac{1mol}{32g} = 0.5m$$

¿Cuál es la molalidad de una disolución que tiene 15g de HCl y 500 g de H₂O?

$$? m \text{ de } HCl = 1kg \times \frac{10^3 g}{kg} \times \frac{1.5g}{200g} \times \frac{1mol}{36.47g} = 0.205m$$

Para indicar la cantidad de **soluto** disuelto en una cantidad de **disolvente** o de **disolución**, utilizamos la palabra **concentración** para referirnos a ello.

Transformaciones

Molalidad a fracción mole

Se puede llevar a cabo de muchas maneras, pero es cómodo aprender esta fórmula:

$$X_B = \frac{m_B \times (PM)_A}{1000 + m_B (PM)_A}$$

Si además se cumple que:

$$m_B \times (PM)_A \ll 1000 \Rightarrow X_B = \frac{m_B \times (PM)_A}{1000}$$

Molalidad a molaridad

Para poder llevar a cabo esta conversión se requiere conocer o determinar la densidad de la disolución. Una ecuación que permite hacerla es:

$$M = \frac{m \times \delta \times 10^3}{10^3 + m(PM)_B}$$

Donde B es el soluto.

Preparación de disoluciones

¿Cómo se prepara una disolución?

Típicamente haciendo lo siguiente:

- midiendo (por peso o volumen) las cantidades apropiadas de ambos, el soluto y el disolvente
- mezclando las cantidades medidas

■ **diluyendo una disolución de concentración conocida**

¿Pero que pasos se deben seguir?

Ejemplo: Preparar 100 mL de NaCl 0.5M

¿Qué hacer?

Tenemos que saber cuántas moles de NaCl hay en 100 mL de una disolución 0.5M.

$$\text{moles} = M \times V \text{ (en litros)} = 0.5 M \times 0.1 L = 0.05 \text{ moles de NaCl}$$

Ahora hay que saber cuantos gramos de NaCl debemos pesar

$$g = \text{moles} \times PM_{NaCl} = 0.05 \text{ moles} \times 58.44 \text{ g/mole} = 2.92 \text{ g}$$

Por fin estamos listos para hacer la disolución:

■ Pesamos exactamente 2.922g de NaCl puro y seco y lo transferimos a un matraz volumétrico.

■ Llenamos el matraz hasta aproximadamente un tercio de su volumen total con agua destilada y agitamos suavemente hasta que la sal se disuelva.

■ Diluimos exactamente hasta la marca, tapamos y mezclamos.

Dilución:

Una vez que tenemos la disolución preparada, puede diluirse añadiendo más disolvente.

Los cálculos que se deben hacer parten de esta fórmula:

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

Donde podemos usar cualquier escala o unidades de concentración, siempre y cuando sean las mismas en ambos lados de la ecuación.

■ Por razones de conveniencia, las disoluciones se compran o se preparan muy concentradas.

■ A estas se les conoce como disoluciones *patrón* o *stock* (almacenamiento), por lo que es necesario **diluir**las antes de usarlas.

■ Al tomar una muestra de una disolución *patrón*, tendremos un cierto número de moles o moléculas en esa muestra. Al diluirla, alteraremos la **concentración** o **molaridad** de la disolución pero no el total de **moles** o **moléculas** que pusimos en la disolución, en otras palabras, una dilución no crea ni destruye moléculas.

■ Una de las ecuaciones más empleadas para determinar los efectos de la disolución de una muestra se obtiene igualando el producto (**concentración por volumen**) antes y después de la dilución.

■ Debido a que el término (**concentración por volumen**) nos da el **número total de moles** en la muestra, y dado que este **no cambia**, ambos productos (antes y después de la dilución) deben ser iguales:

$$\begin{aligned} (\text{Concentracion})_i \cdot (\text{Volumen})_i &= (\text{Concentracion})_f \cdot (\text{Volumen})_f \\ \left(\frac{\text{moles}}{L}\right)_{\text{antes}} \cdot (L)_{\text{antes}} &= \left(\frac{\text{moles}}{L}\right)_{\text{después}} \cdot (L)_{\text{después}} \end{aligned}$$

o sea:

moles = moles

Ejemplo

¿Cuál es la concentración de una disolución producida al diluir 100.0 mL de NaOH 1.5M en 2.000L?

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$M_1 = 1.5M$$

$$V_1 = 100.0mL$$

$$M_2 = \frac{M_1 V_1}{V_2}$$

$$M_2 = \frac{(1.5M)(100.0mL)}{(2000.mL)} = 0.075M$$

Estequiometría de disoluciones

- Ahora trabajaremos en una extensión de los problemas de estequiometría pero empleando disoluciones.
- Esta vez tendremos que determinar el número de moles dependiendo de la concentración de la disolución y del volumen de la disolución usados.
- Posteriormente debemos re-convertir los datos a volúmenes o concentraciones dependiendo del problema tratado.
- Seguimos requiriendo de la ecuación balanceada

Ejemplo: Calcula el volumen requerido de HCl 0.100 M, para hacer reaccionar completamente 250 mL de NaOH 2.5 M.

Ecuación química balanceada:



- ¿Cuántas moles de NaOH tenemos? Tenemos 250 mL de NaOH 2.5 M

$$\text{moles}_{\text{NaOH}} = 0.250L \times 2.5 \text{ moles}/L = 0.625 \text{ moles}_{\text{NaOH}}$$

- O sea necesitamos 0.625 moles HCl, entonces el volumen de HCl 0.1M requerido es:

$$\text{Litros} = \text{moles}_{\text{HCl}} / M_{\text{HCl}} = 0.625 \text{ moles}_{\text{HCl}} / 0.100M = 6.25L$$

Ejemplo: ¿si tengo una disolución de cloruro de sodio 5 M y debo preparar 250 mL de una disolución 1.5 M, cuántos mililitros necesito?

$$\left(\frac{5 \text{ moles}}{L} \right) \cdot (x L) = \left(\frac{1.5 \text{ moles}}{L} \right) \cdot (0.25 L)$$

al despejar obtenemos:

$$x L = \left(\frac{1.5 \text{ moles}}{L} \right) \cdot (0.25L) \cdot \left(\frac{L}{5 \text{ moles}} \right)$$

$$x = 0.075L = 75mL$$

Es decir, necesitamos 75 mL de la disolución 5 M. Para completar los 100 mL es necesario añadir agua:

$$250 \text{ mL} - 75 \text{ mL} = 175 \text{ mL}$$

De manera que necesitaremos 0.075 L de la disolución 5 M de NaCl y debemos añadir 0.175 L de agua para obtener el volumen final de 0.25 L con una concentración de 1.5 moles / L (o sea, 1.5 M)

¿Cuál es la concentración del agua?

El peso molecular del agua es = 18.0 g / mol

La densidad del agua es = 1 g / mL o 1000 g / L

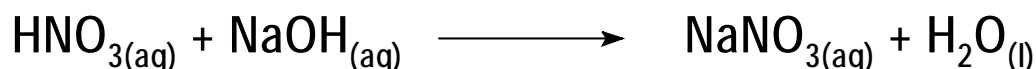
$$\left(\frac{1\text{mol}}{18\text{g}}\right) \cdot \left(\frac{1000\text{g}}{\text{L}}\right) = 55.6 \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

El agua pura es 55.6 M H₂O

Para calcular el número de moles de una ecuación química balanceada de una reacción que ocurre en disolución es necesario que conozcamos la concentración de las disoluciones (en **moles / L**, o **Molaridad**) y los volúmenes (en **litros**).

Ejemplo ¿Cuántas moles de agua se forman al hacer reaccionar 25 mL de ácido nítrico (HNO₃) 0.100 M hasta que se han neutralizado por completo con NaOH (una base)?

1. Antes que nada necesitamos escribir la ecuación balanceada de la reacción:



2. Esta ecuación nos indica que la relación estequiométrica entre HNO₃ y H₂O indica que la cantidad de HNO₃ es equivalente a la cantidad de H₂O, por tanto, por cada mol de HNO₃ que se consume por completo (es decir, se neutraliza) en la reacción, debe producirse una mol de H₂O.
3. Ahora bien necesitamos saber cuantas moles de HNO₃ tenemos al inicio de la reacción, para poder saber cuantas moles de agua habrá al final de la reacción.

$$(0.025 \text{ L}) \cdot \left(\frac{0.001 \text{ mol}}{\text{L}}\right) = 0.0025 \text{ moles de HNO}_3$$

4. De manera que deben haberse producido la misma cantidad de agua, es decir **0.0025 moles de H₂O**.

Titulaciones

¿Cómo podemos saber la concentración de una disolución desconocida que nos interesa?

Una de las respuesta a este problema descansa en el método de **titulación**.

En una titulación usamos una **segunda disolución** que se conoce como disolución estándar y que tiene las siguientes características:

- Esta disolución estándar tiene una sustancia que reacciona de una manera definida con el soluto de la primera disolución y cuya **estequiometría conocemos**.
- También conocemos la **concentración** del soluto de esta disolución estándar.

Entre las titulaciones más conocidas se encuentran las llamadas **ácido - base**.

En las cuales, una disolución de un ácido cuya concentración se desconoce se titula con una disolución de concentración conocida de una base (o *viceversa*).

Descripción de una titulación

Por ejemplo pudiera ser que tengamos una disolución de ácido clorhídrico (HCl) cuya concentración desconocemos y una disolución estándar de NaOH. El proceso de titulación consiste en medir una cantidad precisa de la disolución de HCl.

A esta disolución se le añade poco a poco cantidades fijas de la disolución estándar (en este caso de NaOH) hasta que el ácido se ha neutralizado completamente. Es decir, hasta que una cantidad estequiométricamente equivalente de HCl y NaOH se hayan combinado.

Esto se conoce con el nombre de **punto de equivalencia** de la titulación.

Si conocemos la concentración de la disolución estándar y además conocemos precisamente la cantidad que hemos añadido para llegar a la equivalencia

estequiométrica, podemos entonces determinar la cantidad de moles de HCl en el volumen original de la muestra.



¿Y cómo sabemos que hemos llegado al punto de equivalencia en un experimento de titulación?

En este tipo de experimentos, se utilizan unas sustancias llamadas **indicadores**.

Por ejemplo, la **fenoftaleína**, que es incolora en disoluciones ácidas pero se cambia su color a **rojo en disoluciones básicas**.

Entonces, en el experimento de arriba, añadiríamos una pequeñísima cantidad de este indicador y añadiríamos base hasta que empezamos a observar un cambio de color a rojo. Por cierto, la fenoftaleína no se usa únicamente en las titulaciones ácido base, sino que además es un excelente laxante...

Ejemplo:

Titulamos 25 mL de una disolución de HCl cuya concentración desconocemos, con una disolución estándar de NaOH 0.5 M.

El indicador de fenoftaleína comienza a cambiar de color después de haber añadido 2.8 mL de la disolución estándar.

¿Cuál será la concentración de la disolución de HCl?

Ecuación balanceada de la reacción:



Como añadimos 2.8 mL de la disolución de NaOH 0.5 M, debemos determinar cuántas moles hay en este volumen:

$$(0.0028\text{L}) \cdot \left(\frac{0.5\text{moles}}{\text{L}} \right) = 0.0014\text{moles}$$

Conociendo cuantas moles se han consumido, ahora necesitamos saber la concentración del ácido clorhídrico:

$$\left(\frac{0.0014\text{mos}(\text{HCl})}{0.025\text{L}} \right) = 0.056 \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

de manera que la concentración del HCl es **0.056 M**.

Capítulo VI

Fuerzas intermoleculares y estados de la materia

Fuerzas intermoleculares

Gases

Líquidos

Sólidos

¿Cómo cambia el estado de una sustancia?

Cambio de la temperatura

Cambio de la Presión

Ion-dipolo

Interacciones Dipolo-Dipolo

Fuerzas de dispersión de London

¿Cómo actúan las fuerzas de dispersión de London?

Enlace o puentes de hidrógeno

Propiedades de los líquidos; viscosidad y tensión superficial

Viscosidad

Tensión superficial

Cambios de estado

El proceso de fusión

El proceso de vaporización

Curvas de calentamiento

Temperatura y presión críticas

Presión de vapor

Las bases moleculares de la presión de vapor

Incremento de la presión de vapor con el incremento de la temperatura

Diagramas de fase

Diagrama de fases del agua

Estructuras de los sólidos

Sólidos cristalinos

Sólidos amorfos

Celda unitaria

La estructura cristalina del NaCl

Empacamiento de esferas cercanas

El enlace en los sólidos

Sólidos moleculares

Redes de sólidos covalentes

Los sólidos iónicos

Los sólidos metálicos

Polaridad y solubilidad

Propiedades de los compuestos iónicos

Propiedades de los compuestos covalentes

Puntos de fusión y ebullición

Fuerzas intermoleculares

Las propiedades **físicas** de una sustancia dependen de su estado físico.

El vapor de agua, el agua líquida y el hielo tienen exactamente las mismas **propiedades químicas**, pero sus **propiedades físicas** son considerablemente diferentes.

El tipo de enlace de una sustancia determina:

- Distancias y ángulos de enlace
- Energías de enlace
- Es decir sus propiedades **químicas**

Las fuerzas intermoleculares de una sustancia determinan sus propiedades físicas

Gases

- Son una colección de moléculas muy separadas entre sí, pues la energía cinética de las moléculas es mayor que las fuerzas atractivas entre las moléculas
- La ausencia de cualquier fuerza atractiva significativa entre las moléculas, les permite expandirse hasta llenar el recipiente que lo contiene
- Si las fuerzas atractivas empiezan a ser significativas, los gases exhiben comportamiento diferente que al del gas ideal

Líquidos

- Las fuerzas de atracción intermolecular son suficientemente grandes como para mantener a las moléculas cerca unas de otras
- Los líquidos son más densos y menos compresibles que los gases
- Los líquidos tienen un volumen definido que es independiente de la forma y tamaño del recipiente que los contiene
- Las fuerzas atractivas no son suficientes como para mantener a las moléculas vecinas en posición fija y las moléculas se mueven. De manera que los líquidos pueden vaciarse y asumen la forma del recipiente.

Sólidos

- Las fuerzas intermoleculares entre moléculas vecinas son ahora suficientemente grandes para mantenerlas en posiciones fijas unas respecto a las otras
- Los sólidos (como los líquidos) no son compresibles debido a la ausencia de espacio entre las moléculas vecinas
- Si las moléculas en un sólido adoptan un empaquetamiento ordenado, se dice que la estructura de las moléculas es cristalina
- Debido a la magnitud de las fuerzas intermoleculares entre moléculas vecinas, los sólidos son rígidos

Un examen de las propiedades de los diferentes estados de la material, nos convence de que el estado de una sustancia depende del balance entre la energía cinética de las partículas individuales que componen a cada sustancia (moléculas, iones o átomos) y las fuerzas intermoleculares.

La Energía Cinética mantiene a las moléculas en movimiento y depende de la temperatura (está en función de la temperatura) de la sustancia

Las fuerzas intermoleculares intentan mantener a las moléculas juntas

- **Los gases tienen fuerzas moleculares más débiles que los líquidos**
- **Los líquidos tienen fuerzas moleculares más débiles que los sólidos**

■ Tanto los sólidos como los líquidos tienen sus partículas muy cercanas unas a otras, por ello les llamamos *fases condensadas* para distinguirlas de los gases

¿Cómo cambia el estado de una sustancia?

Cambio de la temperatura

Calentar o enfriar una sustancia cambia la temperatura de la sustancia y por tanto la **energía cinética** de las partículas que la componen. De manera, que así podemos cambiar el estado físico de una sustancia. Al calentarla o enfriarla.

■ Al enfriar un líquido, podemos cambiar su estado a líquido

■ Enfriar un líquido puede causar que cambie su estado a sólido

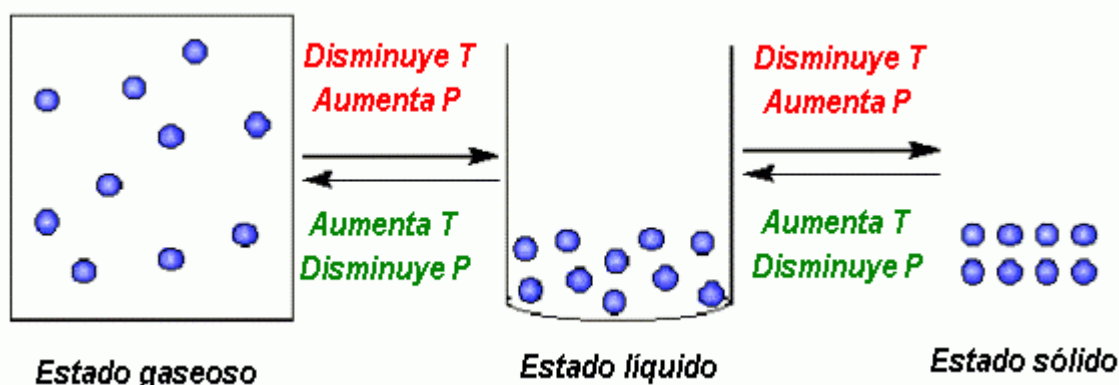
Cambio de la Presión

Cuando incrementamos la presión de una sustancia forzamos a las moléculas que la componen a estar más cerca unas de otras. Esto hace que las fuerzas intermoleculares entre las moléculas sean mayores.

■ Incrementar la presión de un gas puede hacer que cambie su estado físico a líquido

■ Incrementar la presión de un líquido puede hacer que cambie su estado a sólido.

En general, las interacciones intermoleculares son mucho menores que los enlaces químicos.



■ Se necesitan 431 kJ/mol para romper el enlace covalente entre los átomos de H y de Cl átomos en la molécula de HCl

■ En cambio sólo se requieren 16 kJ/mol para vencer la atracción intermolecular entre las moléculas de HCl en estado líquido, es decir la energía necesaria para vaporizar la muestra

Cuando una sustancia molecular cambia de estado, los átomos dentro de la molécula permanecen sin cambio

La temperatura a la cual un líquido hierve refleja la cantidad de energía cinética que se requiere para vencer las fuerzas atractivas intermoleculares, esto también se aplica al caso de los sólidos pero cuando hablamos del punto de fusión de una sustancia.

Entonces, se puede decir que la fortaleza de las interacciones moleculares determina las propiedades de físicas de una sustancia

Interacciones atractivas entre moléculas neutras y cargadas (iónicas)

Todas estas interacciones serán de naturaleza electrostática

■ **Interacciones ion-dipolo**

Interacciones atractivas entre las moléculas neutras

- **Interacciones dipolo-dipolo**
- **Interacciones de dispersión de London**
- **Interacciones de puente de hidrógeno**

Típicamente las interacciones dipolo-dipolo y de dispersión se agrupan y se les conoce como fuerzas de *van der Waals*.

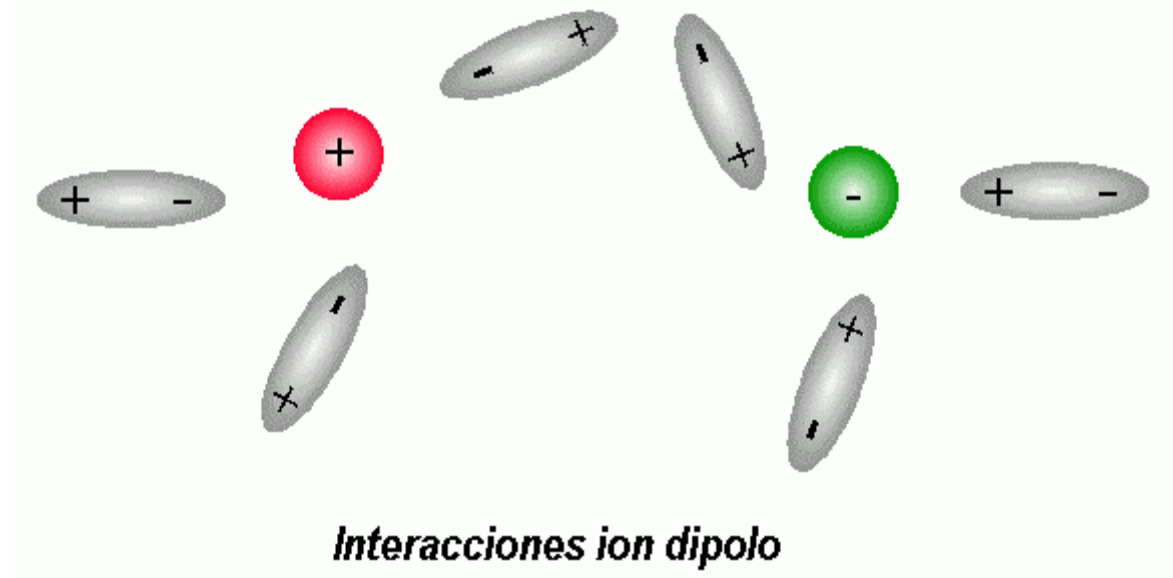
En algunas ocasiones, las interacciones de puente de hidrógeno también se incluyen en este grupo, pero normalmente por su importancia se estudian por separado

Ion-dipolo

- Se trata de una interacción entre un **ion cargado** y una **molécula polar** (es decir un **dipolo**)
- Los cationes se verán atraídos por el lado negativo de un dipolo
- Los aniones se verán atraídos por el lado positivo de un dipolo
- La magnitud de la energía de esta interacción depende de la carga del ion (Q), el momento dipolo de la molécula (μ) y la distancia del centro del ion al punto medio del dipolo (d)

$$E \propto \frac{Q \cdot \mu}{d^2}$$

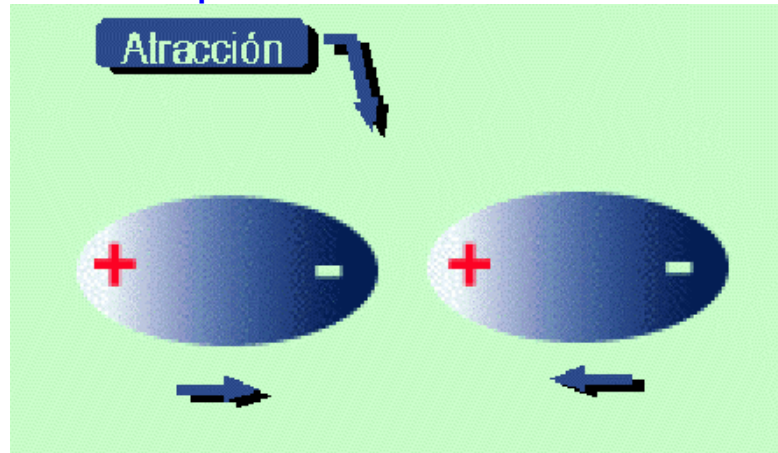
- Este tipo de interacciones tienen gran importancia al estudiar el comportamiento de las disoluciones de sustancias iónicas en disolventes polares (por ejemplo sal en agua)



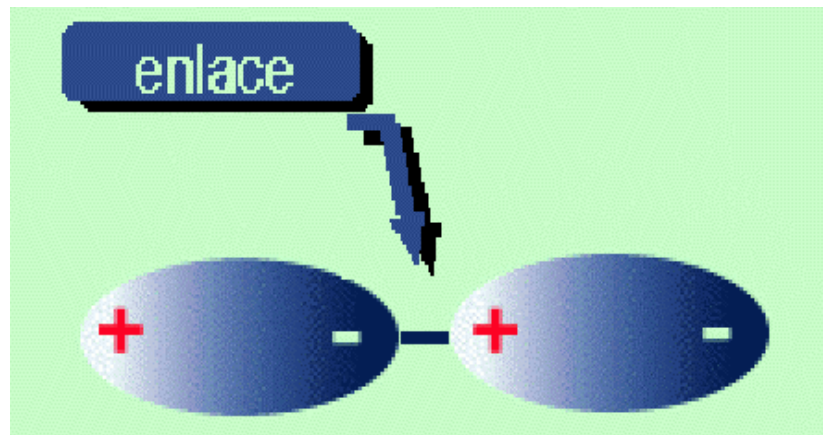
Interacciones Dipolo-Dipolo

Enlace dipolo - dipolo

- Ocurre cuando los átomos de una molécula tienen diferencias de χ , se polarizan, produciendo un dipolo

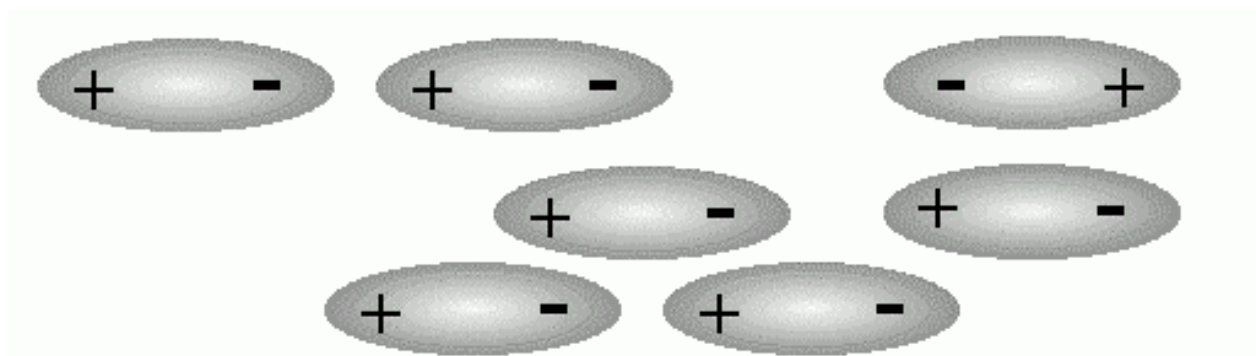


- Cuando dos dipolos se acercan, se atraen, dando como resultado un enlace.



- Si los átomos muy electronegativos se encuentran unidos directamente a un H, también se formará un dipolo.
Estas interacciones se presentan entre las moléculas neutras polares

- Las moléculas polares se atraen entre sí cuando la carga parcial positiva de una molécula está cerca de la carga parcial negativa de otra
- Las moléculas polares deben de estar cerca unas de otras para que la fuerza atractiva de la interacción sea significativa
- Las interacciones **dipolo-dipolo** son mucho menores que las interacciones **ion-dipolo**
- Las fuerzas **dipolo-dipolo** crecen al incrementarse la polaridad de una molécula



Interacciones atractivas dipolo-dipolo

Los puntos de ebullición de las moléculas polares de masa parecida crecen al crecer el dipolo:

Substancia	Masa molecular (amu)	Momento dipolo, μD	Punto de ebullición ($^{\circ}\text{K}$)
Propano	44	0.1	231
Dimetil éter	46	1.3	248
Cloruro de metilo	50	2.0	249
Acetaldeído	44	2.7	294
Acetonitrilo	41	3.9	355

Fuerzas de dispersión de London

No pareciera que las moléculas no-polares tengan ninguna base física para tener interacciones atractivas.

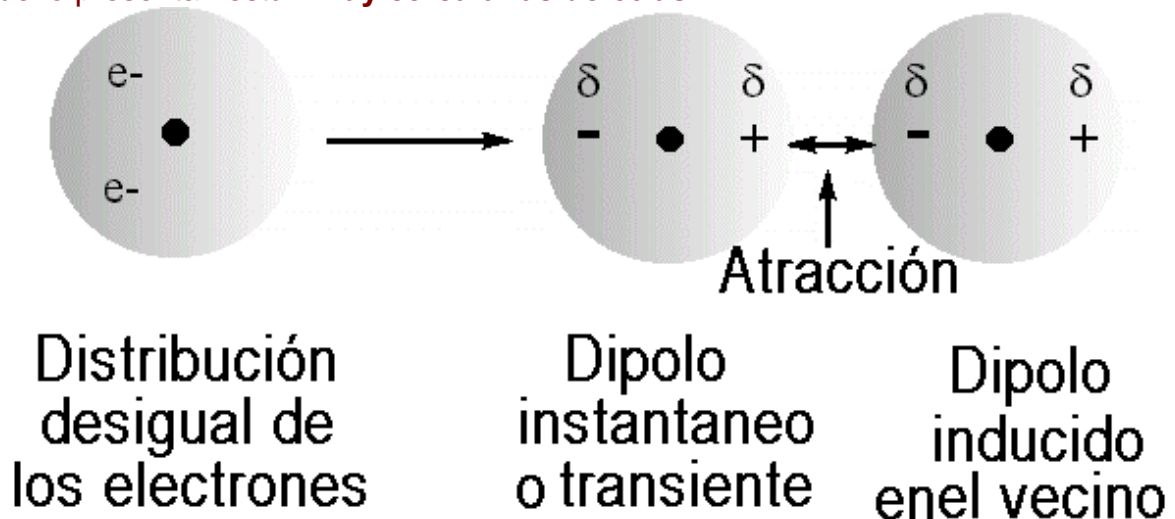
■ Sin embargo, los gases de las moléculas no-polares pueden licuarse, y esto indica que si la energía cinética se reduce, existe algún tipo de interacciones atractivas que predominan.

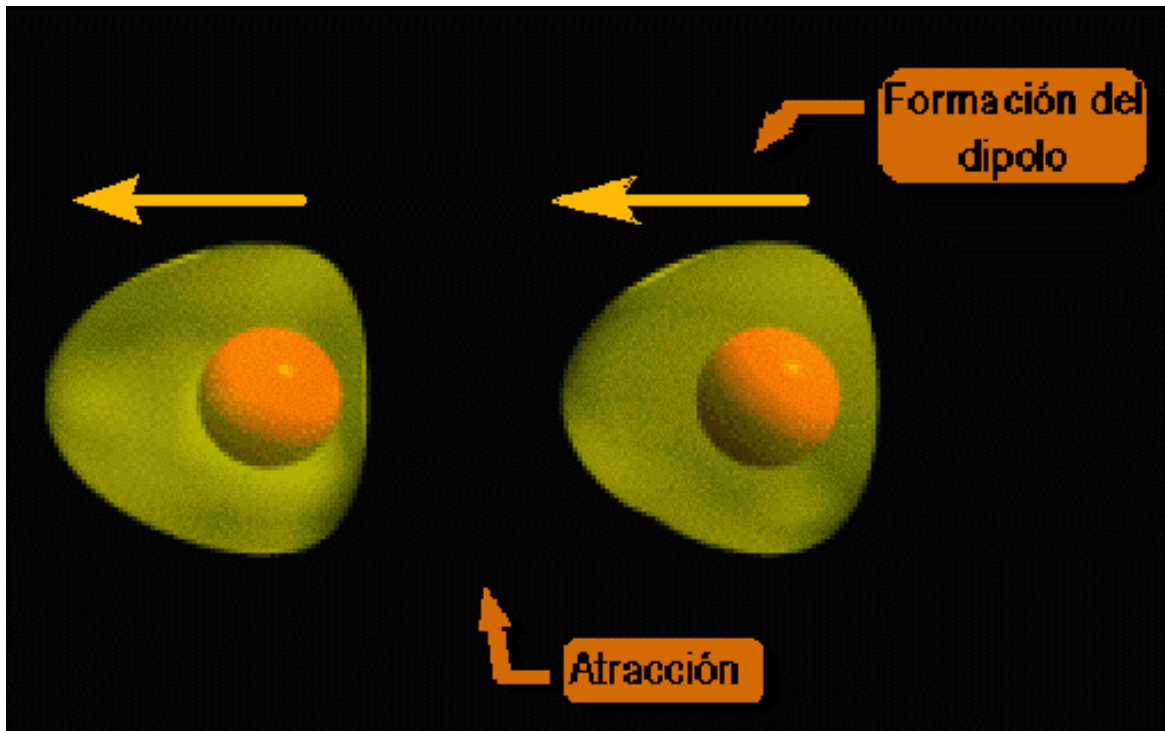
■ Fritz London (1930) sugiere que el movimiento de los electrones en un átomo o una molécula no polar puede dar como resultado un dipolo transiente (**transiente** quiere decir que tiene tiempos de vida muy cortos)

¿Cómo actúan las fuerzas de dispersión de London?

El helio tiene 2 electrones

- consideremos que estos electrones son partículas
 - la distribución **promedio** de los electrones alrededor del núcleo es esféricamente simétrica
 - los átomos no tienen dipolo y por tanto su momento dipolo es cero
 - sin embargo, puede ocurrir que la distribución de los electrones alrededor del núcleo de cada átomo **en un instante dado, no sea completamente simétrica**.
- Así puede pasar que:
- Ambos electrones queden en el mismo lado del núcleo
 - Esto, dará como resultado que en ese instante el átomo tenga un dipolo aparente y por tanto un el momento dipolo sea diferente de cero, es decir que haya un dipolo **transiente**
 - Un átomo vecino que se encuentre cerca de este átomo, se verá influido por este dipolo, los electrones de este átomo se alejarán de la región negativa del dipolo
- Es decir, debido a la repulsión electrónica, un dipolo temporal puede inducir un dipolo similar en un átomo vecino, si este está lo suficientemente cercano**
- Esto, causará que los átomos vecinos se sientan **atraídos unos a los otros**
 - A este fenómeno se le conoce con el nombre de interacciones de dispersión de London (o simplemente fuerzas de dispersión)
 - Estas interacciones son significativas únicamente cuando los átomos o moléculas que lo presentan están **muy cerca unas de otras**





La facilidad con la que un campo eléctrico externo (por ejemplo el de otra molécula) puede inducir un dipolo (es decir, alterar la distribución electrónica) en una molécula se le conoce como **polarizabilidad** de esa molécula

Entre **mayor sea la polarizabilidad** de una molécula **será más fácil inducir** un momento dipolo momentáneo y **serán más fuertes** las interacciones de dispersión

Entre mayor sea la molécula mayor será su polarizabilidad, esto ocurre porque:

- Sus electrones están más lejos del núcleo, dado que a mayor separación entre las cargas mayor es el dipolo producido
- El número de electrones es mayor y por tanto hay mayor probabilidad de que se genere una distribución asimétrica
- Entonces, las interacciones de dispersión tienden a incrementarse al incrementar la masa de la molécula
- Las interacciones de dispersión también están presentes entre todas las moléculas, sean o no polares

Enlace o puentes de hidrógeno

■ **Puentes de hidrógeno, es la atracción inter e intramolecular resultante de la interacción de dipolos donde participa el H.**

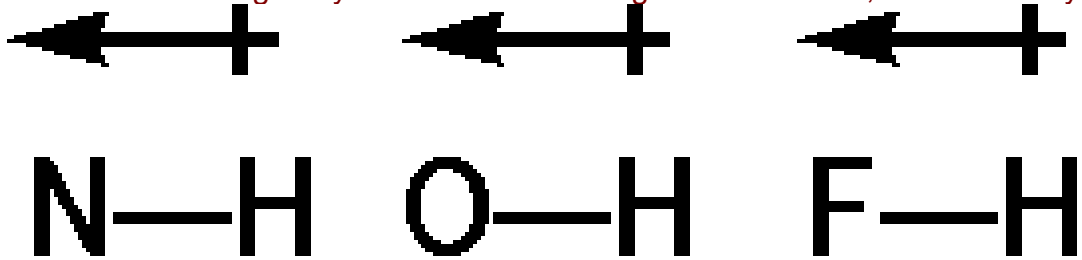
■ **Esta atracción es responsable de muchas de las propiedades características del H₂O, entre ellas están:**

- **Tensión superficial**
- **puntos de fusión y ebullición**
- **viscosidad**
- **tensión superficial**
- **capacidad de la misma para disolver muchas clases de sustancias.**

■ Un átomo de hidrógeno en un enlace polar (por ejemplo H-F, H-O o H-N) puede experimentar una fuerza atractiva hacia una molécula polar o un ion vecino que cuenta con pares electrónicos sin compartir, usualmente átomos de F, O o N

■ A este tipo de interacción se le conoce con el nombre de enlace de hidrógeno y en última instancia no es más que una interacción del tipo **dipolo-dipolo**

Un enlace entre un hidrógeno y un átomo electronegativo como el F, O o N es muy polar:



Tomando en consideración que el átomo de H no tiene electrones de core, entonces el lado del átomo que está hacia afuera del dipolo es virtualmente un núcleo desnudo

- La carga parcial positiva se verá atraída a la carga parcial negativa de un átomo electronegativo de una molécula cercana
- Debido a que el átomo de hidrógeno en un enlace polar tiene deficiencia de electrones (particularmente en un lado, es decir, el lado opuesto al enlace covalente polar)
- Entonces, puede acercarse mucho al átomo electronegativo de la molécula vecina (el cual tiene carga parcial negativa) de manera que puede interactuar fuertemente con él
- Recuérdese que entre más cerca pueda estar mayor será la atracción electrostática

La energía de los enlaces de hidrógeno va de alrededor de 4 kJ/mol a 25 kJ/mol, es decir, son más débiles que los enlaces covalentes.

Pero son mayores que las interacciones dipolo-dipolo o las fuerzas de dispersión.

Este tipo de interacción tiene gran importancia en la organización de las moléculas biológicas y su influencia es notable en la estructura de las proteínas y los ácidos nucleicos

El agua tiene una capacidad poco común para formar una red de enlaces de hidrógeno muy extensa

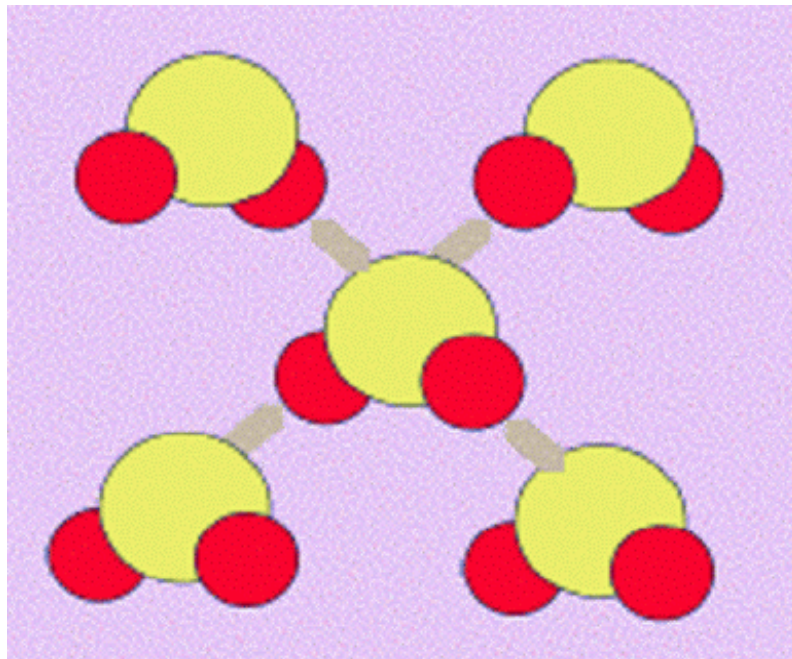
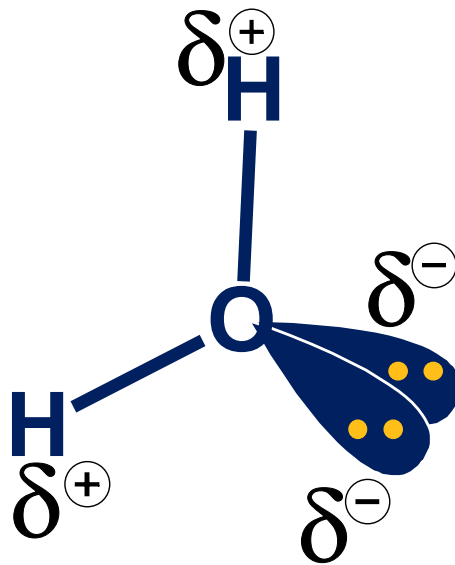
Como líquido, la energía cinética de las moléculas previene que un arreglo ordenado extenso de los átomos de hidrógeno

Al enfriarse, las moléculas van perdiendo energía cinética y esto permite que las moléculas se vayan ordenando en un arreglo que maximiza las interacciones atractivas de los enlaces de H

- Este arreglo de las moléculas tiene un volumen mayor (es decir, es menos denso) que el agua líquida, de manera que el agua se expande al congelarse
- El arreglo de moléculas de agua en el hielo normal tiene geometría hexagonal (es decir que está compuesto de anillos con seis moléculas de agua), lo cual es la base estructural de la forma hexagonal de los copos de nieve.
- Cada molécula de agua puede participar en cuatro enlaces de H

Es decir uno con cada par de no enlace del oxígeno

Y uno con cada átomo de hidrógeno



Propiedades de los líquidos; viscosidad y tensión superficial

Viscosidad

Es la resistencia de un líquido a fluir

- Entre mayor sea la viscosidad de un líquido fluye más lentamente

¿Cómo se mide la viscosidad?

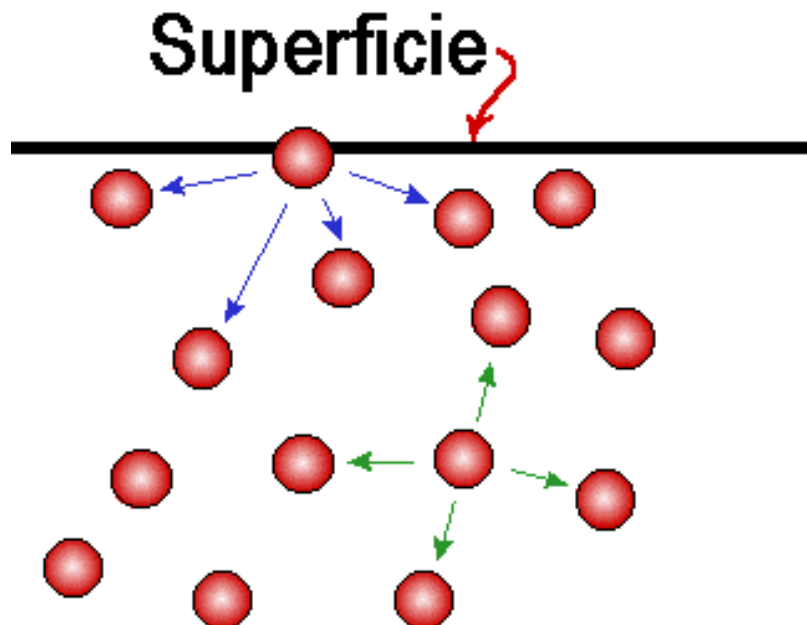
- Una pregunta que podemos hacer es: ¿Cuánto tiempo le toma a un líquido salir de una pipeta debido a la fuerza de gravedad?
- Otra pregunta que podríamos hacer es ¿Que tan rápido se sumerge un objeto (por ejemplo, una esfera de acero de masa y radio conocidos) en un líquido cualquiera debido a la fuerza de gravedad?

Bases físicas de la viscosidad

- La viscosidad es una medida de la facilidad o dificultad con la que las moléculas se deslizan unas sobre otras
- Dependerá de las fuerzas atractivas entre las moléculas estudiadas
- Dependerá de las interacciones que pueden causar que dos moléculas vecinas se “enreden” entre sí
- La viscosidad decrece al incrementar la temperatura, es decir, al incrementar la energía cinética, esta se impone a las fuerzas atractivas de las moléculas de manera que pueden deslizarse más fácilmente unas sobre otras.

Tensión superficial

- Por definición, las moléculas de un líquido exhiben atracción intermolecular unas con otras.
- ¿Que ocurre con las moléculas que están en la superficie comparadas con aquellas que están en el interior del líquido?



- Las moléculas en el interior experimentan fuerzas atractivas con las moléculas que las rodean por todos los lados
- Las moléculas en la superficie tienen moléculas vecinas únicamente en los lados que están en el interior y entonces experimentan fuerzas atractivas que tienden a jalarlas al interior

El resultado de esta arreglo asimétrico de fuerzas en la superficie es que:

La superficie del líquido se reorganizará de manera que haya el menor número posible de moléculas en la superficie

En otras palabras la el área superficial se minimizará

Para ello adquirirá la forma con aquella superficie que tenga la menor proporción área / volumen es decir, una esfera

- Las moléculas superficiales se empacarán un poco más cerca que las del interior del líquido
- Las moléculas superficiales estarán un poco más ordenadas que las del interior y por tanto serán más resistentes a las rupturas moleculares
- Entonces, la superficie parecerá una *piel*

Las fuerzas de atracción molecular hacia el interior que deben vencerse para incrementar el área superficial, se conocen como **tensión superficial**

La tensión superficial es la energía requerida para incrementar el área superficial de un líquido una unidad

Algunos ejemplos

Agua

- Tipo de interacciones intermoleculares: enlace de hidrógeno
- Tensión superficial a 20°C: $7.29 \times 10^{-2} \text{ J/m}^2$

Mercurio

- Tipo de interacciones intermoleculares: enlace metálico
- Tensión superficial a 20°C: $4.6 \times 10^{-1} \text{ J/m}^2$

Las fuerzas cohesivas unen a las moléculas del mismo tipo unas a otras

Las fuerzas adhesivas unen una sustancia a una superficie

Por ejemplo, existen fuerzas atractivas (enlace de hidrógeno) entre los materiales de vidrio (dióxido de silicio) y el agua.

- Esto es la base de la acción capilar donde el agua sube por un capilar delgado contra la gravedad, la tensión superficial jala las moléculas vecinas.
- El líquido asciende hasta que las fuerzas cohesiva y adhesiva se balancean con la gravedad

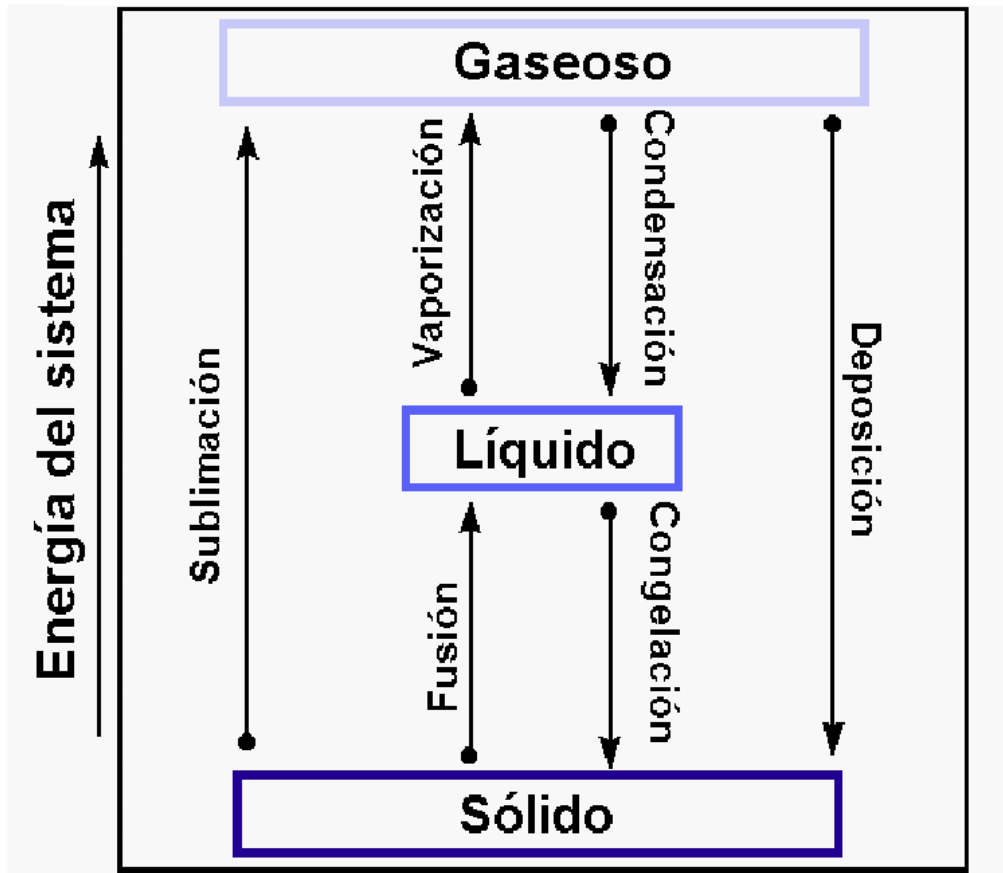
Cambios de estado

Los tres estados de la materia son

- sólido
- líquido
- gaseoso

En general, la materia en un estado puede transformarse a cualquiera de los otros dos estados.

A tales transformaciones se les conocen como cambios de fase



¿Cuáles son los cambios de energía que acompañan los cambios de estado?

Cada cambio de estado está acompañado por un cambio en la energía del sistema

- Siempre que el cambio incluya la ruptura de las interacciones intermoleculares atractivas, es necesario darle energía al sistema
- La ruptura de las interacciones atractivas intermoleculares además, hace que el estado al que se llega **sea menos ordenado** que del que se parte
- Conforme la fortaleza de las interacciones moleculares crece, se requieren mayor cantidad de energía para vencerlas durante el cambio de estado

El proceso de fusión

- La entalpía del cambio asociado con la fusión de un sólido se le llama **calor de fusión** (ΔH_{fus})

- El valor de H_{fus} para el hielo es de 6.01 kJ/mol

El proceso de vaporización

- El calor necesario para vaporizar un líquido se le llama **calor de vaporización** (ΔH_{vap})

- El valor de H_{vap} para el agua es de 40.67 kJ/mol

Se necesita menos energía para que las moléculas puedan deslizarse unas sobre otras que para separarlas completamente

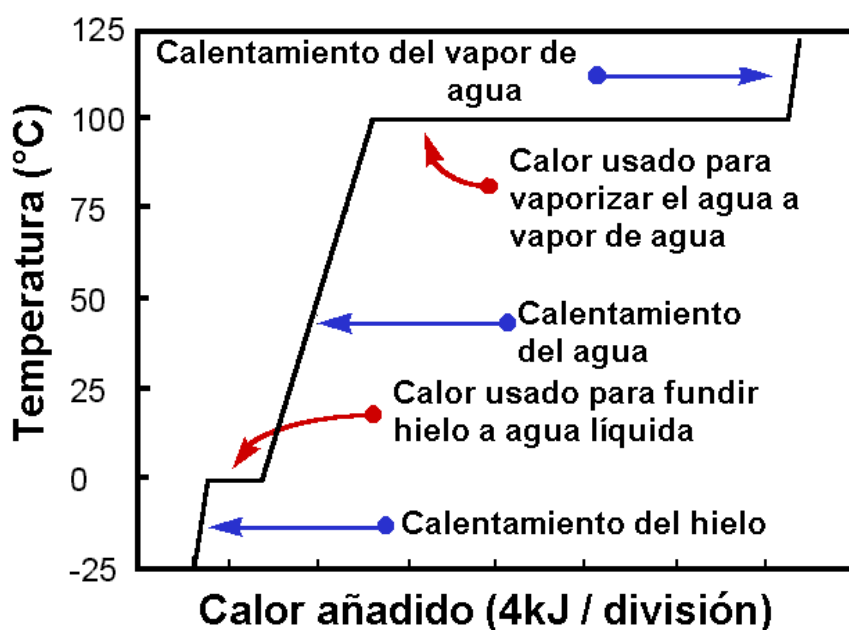
La vaporización requiere de un gasto energético

- Este fenómeno lo aprovechan nuestros cuerpos para eliminar el exceso de calor. Así sudamos y para evaporar el sudor se necesita sacar calor de algún lado, por ejemplo, el calor en exceso de nuestro cuerpo.

- Los refrigeradores usan la evaporación de un gas por ejemplo el freón (CCl_2F_2) o el amoníaco (NH_3) para eliminar el calor de dentro del congelador. El gas se condensa fuera del gabinete (generalmente un tubo embobinado) en un proceso en el cual se libera energía (el tubo embobinado se calienta)

Curvas de calentamiento

Curva de calentamiento del H_2O de -25 a 125 °C



El calentamiento del hielo de -25 °C a +125 °C a presión constante (1 atm) exhibe las siguientes características

■ Inicialmente el calor consumido se usa para incrementar la temperatura del hielo (incrementando claro la energía cinética de las moléculas) pero el hielo no cambia de fase pues no es suficiente para vencer la fuerza de las interacciones intermoleculares (permanece sólido)

■ Conforme la temperatura se aproxima a un punto crítico (es decir, la temperatura de fusión), la energía cinética de las moléculas es suficiente para permitirles a deslizarse unas con otras.

■ Conforme el hielo empieza a fundirse, el consumo adicional de energía calorífica no hace que la temperatura suba, sino que se emplea para vencer las atracciones intermoleculares durante el **cambio de fase** de sólido a líquido

■ Una vez que el agua está en la fase líquida, se incrementa el consumo de calor el cual hace que la temperatura del agua vuelva a subir

■ Conforme la temperatura se aproxima a otro punto crítico (temperatura de ebullición o de vaporización de la sustancia), la energía cinética de las moléculas ha crecido lo suficiente para permitir la separación de las moléculas pasando a la fase gaseosa

■ Una vez que el líquido empieza a hervir, el consumo adicional de calor no sube la temperatura del líquido, sino que se emplea para vencer las atracciones moleculares durante el **cambio de fase** de líquido a gas

■ Con el agua en la fase gaseosa, el consumo de calor adicional sube la temperatura del vapor

■ Nótese que se necesita mayor cantidad de energía para vaporizar el agua que para fundirla

Calentamiento del hielo, el agua y el vapor

En la región de la curva donde no hay una **transición de fase**, simplemente se cambia la temperatura de una de las fases del agua (ya sea sólida, líquida o gaseosa) en función del consumo de energía calorífica

■ La pendiente de la curva relaciona la temperatura con el consumo de calor

■ Entre mayor sea la pendiente, mayor es el cambio de temperatura por unidad de energía calorífica consumida.

■ La cantidad de calor necesario para cambiar la temperatura de una sustancia es dado por el **calor específico** o **capacidad calorífica molar**

■ Calor específico del hielo = $2.09 \text{ J/g } ^\circ\text{K}$

■ Calor específico del agua = $4.18 \text{ J/g } ^\circ\text{K}$

■ Calor específico del vapor = $1.84 \text{ J/g } ^\circ\text{K}$

■ En las regiones de la curva donde hay una **transición de fase**, el consumo de energía calorífica no incrementa la temperatura sino que se usa para romper las interacciones moleculares

■ $H_{fus} = 6.01 \text{ kJ/mol}$

■ $H_{vap} = 40.67 \text{ kJ/mol}$

Calcular el cambio en la entalpía requerido para convertir 2 moles de hielo a -25°C a vapor a $+125^\circ\text{C}$

Conversión de moles a gramos: $(2 \text{ mol}) \cdot (18 \text{ g/mol}) = 36 \text{ g}$

Calentamiento de hielo de -25 a 0°C :

$$(25^\circ\text{C}) \cdot (2.09 \text{ J/g } ^\circ\text{K}) \cdot (36 \text{ g}) = 1.88 \text{ kJ}$$

Fusión del hielo a agua líquida:

$$(6.01 \text{ kJ/mol}) \cdot (2 \text{ mol}) = 12.02 \text{ kJ}$$

Calentamiento del agua de 0 a 100°C :

$$(100^\circ\text{C}) \cdot (4.18 \text{ J/g } ^\circ\text{K}) \cdot (36 \text{ g}) = 15.05 \text{ kJ}$$

Vaporización del agua a vapor:

$$(40.67 \text{ kJ/mol}) \cdot (2 \text{ mol}) = 81.34 \text{ kJ}$$

Calentamiento del vapor de agua de 100 a 125°C:

$$(1.84 \text{ J/g } ^\circ\text{K}) \cdot (25^\circ\text{C}) \cdot (36 \text{ g}) = 1.66 \text{ kJ}$$

$$\text{TOTAL: } 1.88 + 12.02 + 15.05 + 81.34 + 1.66 = 111.95 \text{ kJ}$$

Temperatura y presión críticas

Los gases pueden licuarse ya sea disminuyendo la temperatura o aumentando la presión

■ Siempre y cuando la temperatura no sea demasiado grande, podemos usar la presión para licuar un gas

■ Conforme la temperatura sube, se vuelve más difícil usar la presión para licuar un líquido, debido al incremento de la energía cinética de las moléculas de la sustancia

■ Para cualquier sustancia hay una temperatura por encima de la cual es imposible licuar un gas independientemente del incremento en la presión

■ **La mayor temperatura a la cual una sustancia puede existir como líquido se conoce como temperatura crítica**

■ **La presión crítica es aquella que se requiere para condensar un gas a su temperatura crítica**

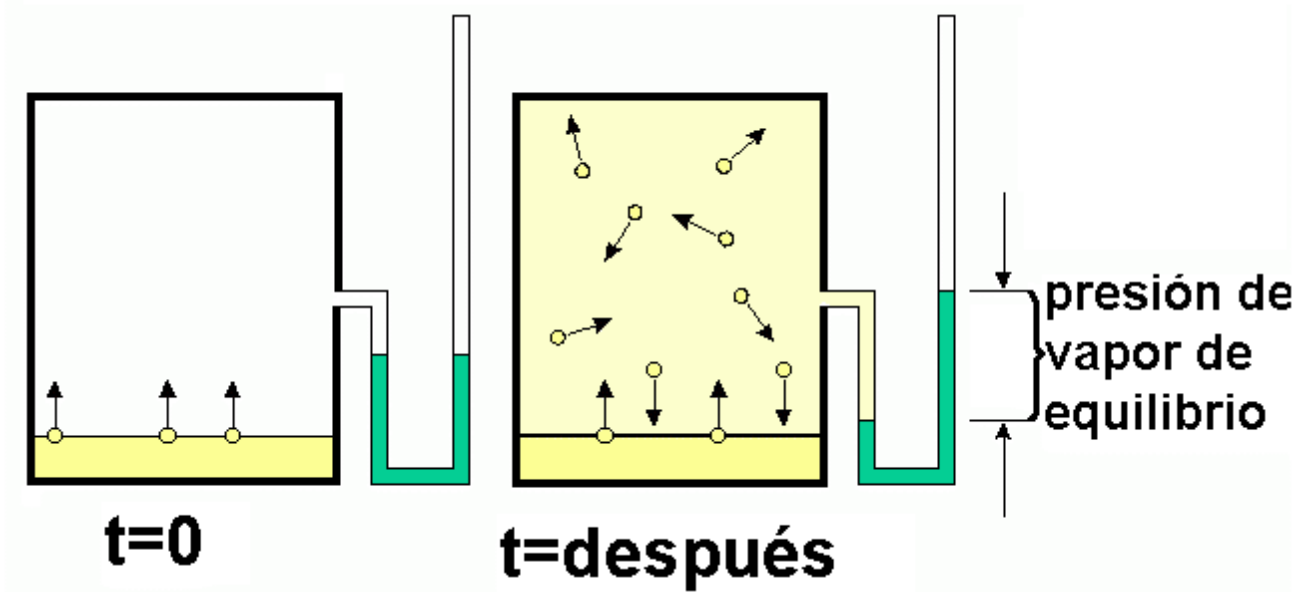
Por ejemplo, el oxígeno tiene una temperatura crítica de 154.4 °K. Y no puede licuarse hasta que la temperatura se ha reducido a este valor. A esta temperatura la presión necesaria para licuar este gas es de 49.7 atm.

Presión de vapor

■ Supongamos que tenemos un recipiente cerrado en el cual ponemos un poco de agua. Tan pronto como añadimos el agua cerramos el recipiente y verificamos un medidor de presión conectado al recipiente.

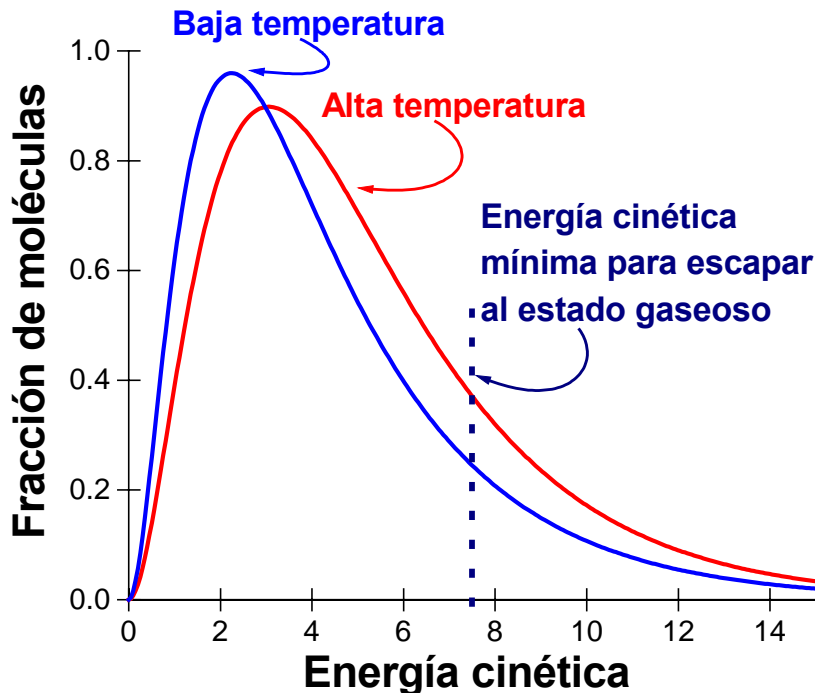
■ Lo dejamos en paz por un rato y verificamos otra vez la presión. ¿Que indicará el medidor de presión?

■ Conforme el agua se evapora, la presión ejercida por el vapor que está encima del líquido crece hasta un punto en el cual la presión llega a un valor constante, al cual llamamos **presión de vapor de la sustancia**:



Las bases moleculares de la presión de vapor

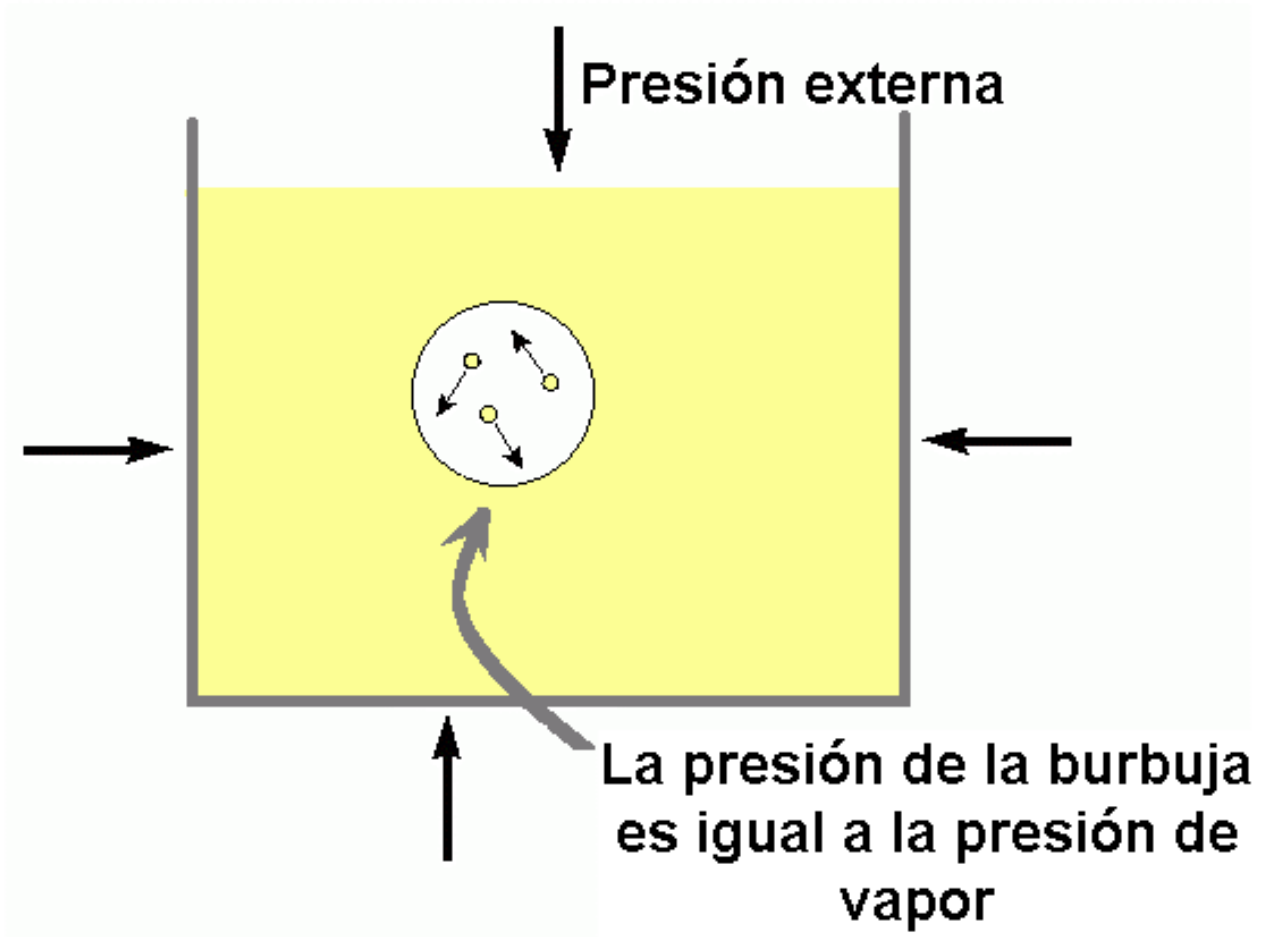
La energía cinética de las moléculas en la superficie del líquido varía a lo largo de un intervalo de valores:



- En la gráfica se puede ver que algunas moléculas tienen suficiente energía cinética para vencer las interacciones atractivas entre las moléculas
- Entre menores sean estas interacciones, la fracción de moléculas con suficiente energía cinética para escapar de la superficie del líquido será mayor
- Es decir, entre mayor sea la fracción de moléculas que pueden escapar de la superficie del líquido, mayor será la presión de vapor
- Al mismo tiempo que las moléculas de agua pueden escaparse de la superficie del líquido, hay moléculas de la fase gaseosa que chocan contra la superficie del líquido perdiendo energía cinética debido al choque
- Aunque inicialmente no hay moléculas en la fase de vapor, de manera que el número de choques contra la superficie del líquido es cero
- Conforme el tiempo pasa, habrá más y más moléculas en la fase gaseosa y el número de moléculas que chocan contra la superficie del líquido se incrementa
- En un momento dado, el número de moléculas de vapor que se reúnen a la fase líquida será igual al número de moléculas que se escapan del líquido de manera que la presión deja de cambiar
- Se ha establecido un **equilibrio** y la presión se ha estabilizado en el valor característico de la **presión de vapor de la sustancia**

Incremento de la presión de vapor con el incremento de la temperatura

- A mayor temperatura más moléculas tendrán la energía cinética necesaria para escapar de las fuerzas atractivas de la superficie del líquido
- Entre más moléculas estén en la fase gaseosa, mayor será la presión de vapor
- *¿Que ocurre si las moléculas del interior del líquido adquieren la suficiente energía cinética como para poder vencer las interacciones atractivas intermoleculares y se tratan de escapar a la fase gaseosa?*

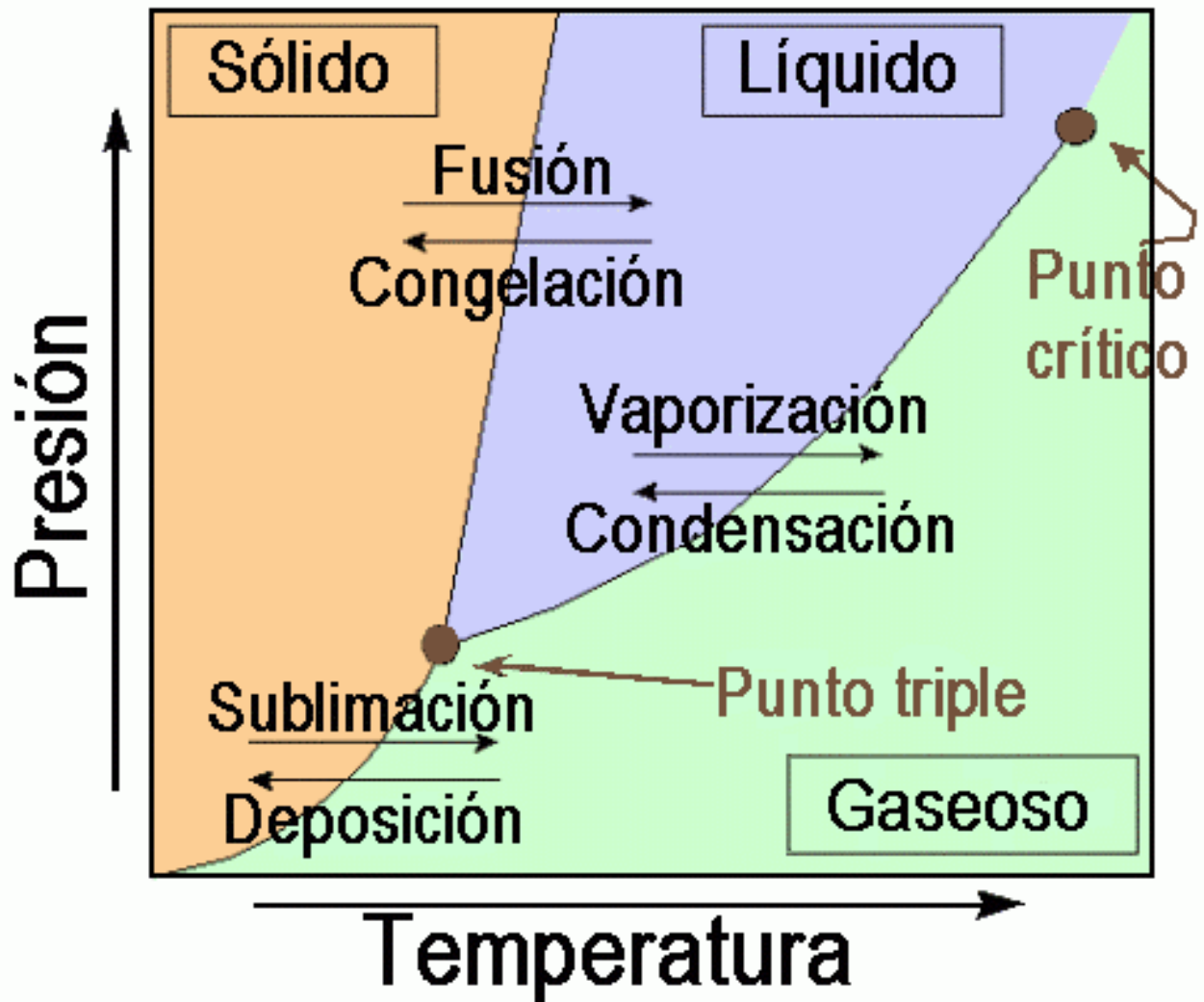


- Esta burbuja en el interior del líquido se colapsará rápidamente si la presión externa es mayor que la presión de vapor
- ***Si la presión externa es igual o menor a la presión de vapor, entonces la burbuja permanecerá o se expandirá haciendo que el líquido hierva.***
- A 100°C la presión de vapor del agua es de 760 torr (1 atm) o lo que es lo mismo es igual a la presión atmosférica que actúa sobre el líquido en un recipiente abierto
- A esta temperatura las burbujas no se colapsarán y el líquido hervirá

Diagramas de fase

■ Dado que el equilibrio no solo existe entre la fase líquida y la de vapor, sino que también existe entre la fase líquida y la sólida y la sólida y la de vapor de una sustancia, es necesario un método que nos permita describir todos estos fenómenos a la vez.

■ Los diagramas de fases son la manera gráfica de describir los efectos de la presión y la temperatura en las fases de una sustancia:



Las curvas indican las condiciones de temperatura y presión en las cuales se presenta el equilibrio entre las diferentes fases en que una sustancia puede existir

La curva de la **presión de vapor** es la frontera entre los estados líquido y gaseoso de una sustancia

- Para una temperatura dada, nos dice la presión de vapor de la sustancia
- La presión de vapor termina en un **punto crítico**.
- **La temperatura por encima de la cual el gas no podrá ser licuado independientemente de la presión aplicada, donde la energía cinética es demasiado grande para que las interacciones atractivas puedan vencerla, sin importar la temperatura aplicada.**

La línea entre las fases sólida y gaseosa indica la presión de vapor del sólido y las temperaturas a las que sublima

La línea entre las fases líquida y sólida indica la temperatura de fusión del sólido como función de la presión

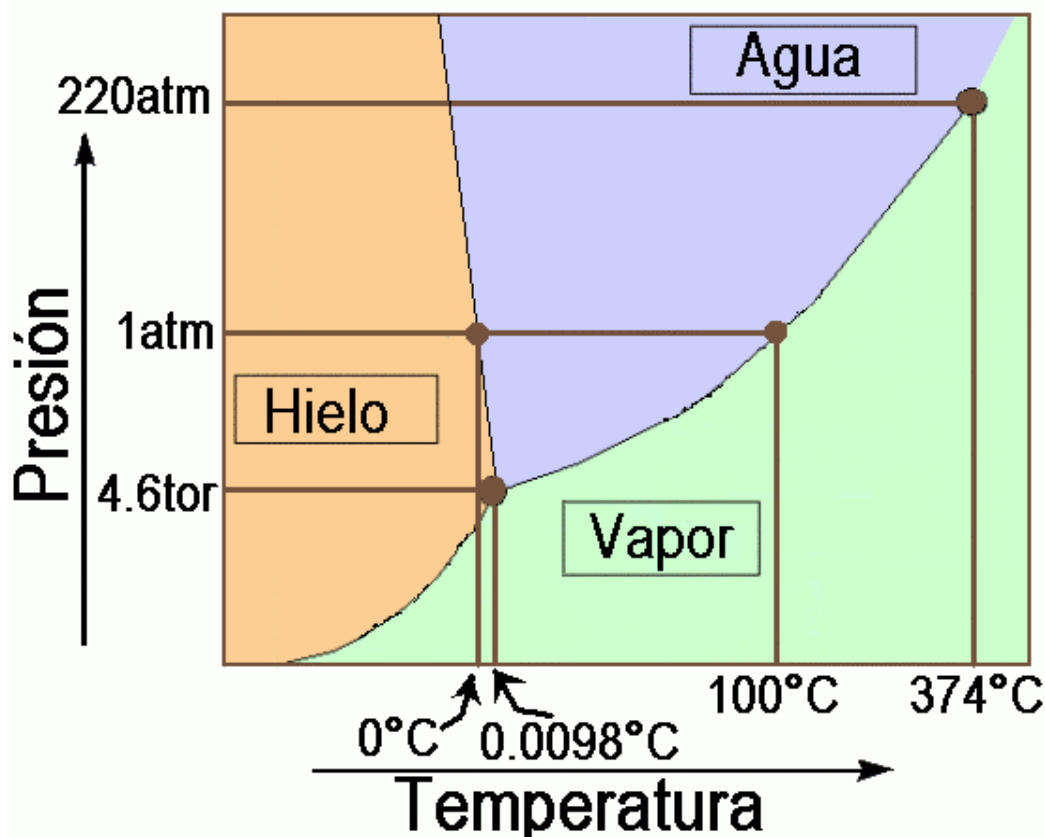
- Para la mayoría de las sustancias, el sólido es más denso que el líquido
- Un incremento en la presión, usualmente favorecería la fase sólida por ser más densa
- Usualmente se necesitan temperaturas mayores para fundir la fase sólida a presiones mayores

El **punto triple** es aquellas condiciones particulares de presión y temperatura donde coexisten en equilibrio las tres fases de una sustancia

Las regiones que están fuera de las líneas, representan condiciones de temperatura y presión donde únicamente está presente una fase.

- Los gases se encuentran en condiciones de temperatura alta y presión baja
- Los sólidos se presentan preferentemente en condiciones de alta presión

Diagrama de fases del agua



El estado sólido del agua(hielo) es **menos denso** que el estado líquido, entonces el estado líquido es más compacto que el sólido

■ Al incrementar la presión se favorecerá la compactación de las moléculas, es decir, se favorecerá el **estado líquido**

Es decir, al incrementar la presión se disminuirá la temperatura a la cual el sólido funde

■ Las pendientes de la curva de fusión se inclina a la izquierda, a diferencia de la mayoría de los compuestos

■ A los 100 °C la presión de vapor del agua es de 760 torr o 1 atm, de manera que a esta temperatura el agua hierve si está a 1 atm de presión

■ A presiones por debajo de los 4.58 torr, el agua estará presente ya sea como gas o como sólido y no se presentará como líquido

Estructuras de los sólidos

Sólidos cristalinos

■ Los átomos, moléculas o iones se empaquetan en un arreglo ordenado

■ Tales sólidos tienen típicamente superficies planas, con ángulos únicos entre las caras y además formas tridimensionales únicas

■ Entre los ejemplos de los sólidos cristalinos se encuentran los diamantes y los cristales de cuarzo

Sólidos amorfos

■ La estructura de estos sólidos no está ordenada

■ No muestran caras definidas ni ángulos ni formas específicas

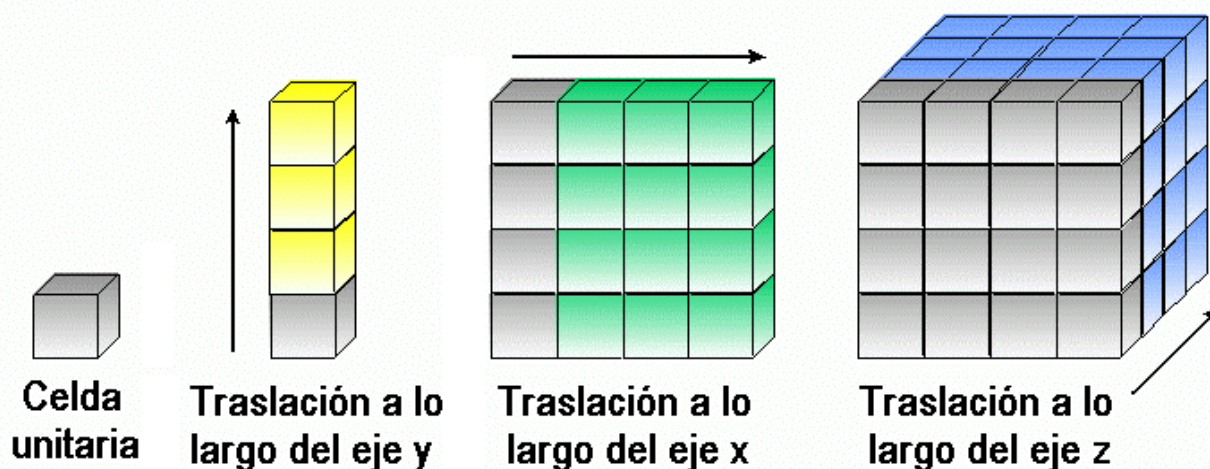
■ A menudo son mezclas de moléculas que no se apilan bien, o son moléculas muy grandes y flexibles

■ Entre los ejemplos más conocidos están el vidrio y el hule

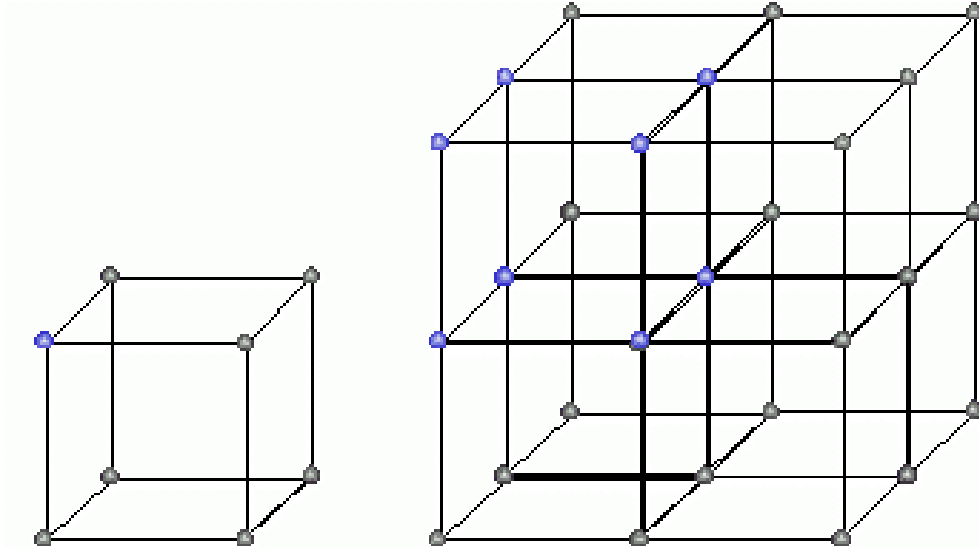
Celda unitaria

El arreglo ordenado de átomos, moléculas o iones; en un sólido nos permite describir al cristal como si estuviera construido por la repetición de una **unidad estructural simple**.

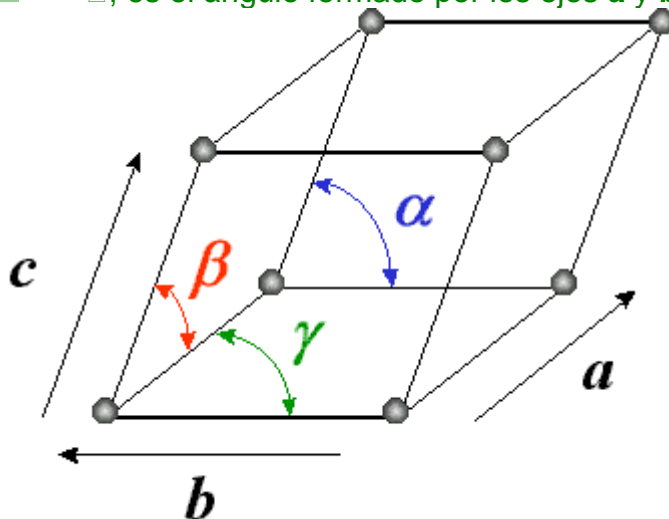
Un sólido cristalino puede construirse con una celda unitaria y operadores de traslación



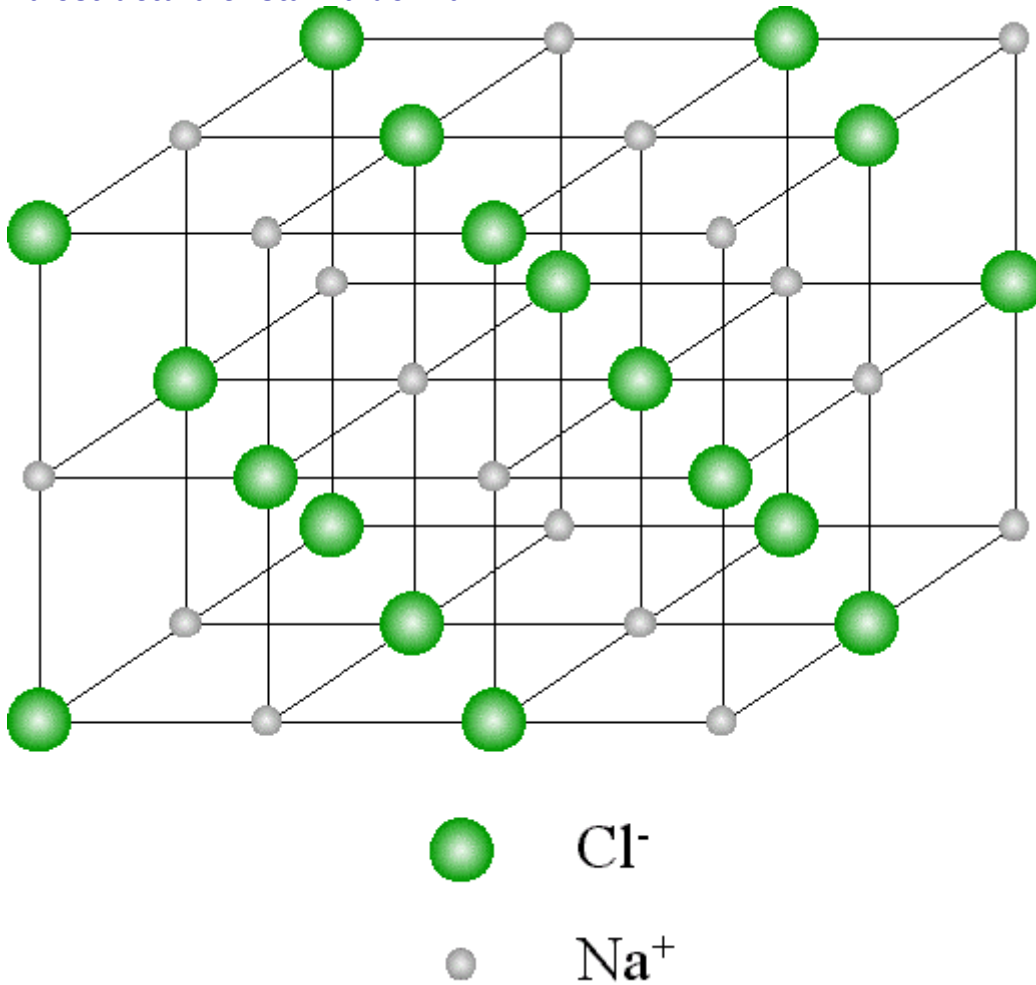
- Puesto que el cristal está hecho de un arreglo de celdas idénticas, entonces un punto cualquiera en una celda está repetido en cada celda y es idéntico a cada uno de estos, es decir tiene el mismo entorno en cada celda dentro del cristal
- Al arreglo de estos puntos idénticos se le conoce como **mallá cristalina**



- Las celdas unitarias mostradas aquí son **cúbicas**
- Todos los lados son iguales
- Todos los ángulos son de 90°
- Pero las celdas unitarias no necesitan ser cúbicas
- Los ejes de la celda unitaria se llaman **a**, **b** y **c** o dimensiones de la celda unitaria
- Los ángulos de la celda unitaria se definen así:
- α , es el ángulo formado por los ejes **b** y **c** de la celda
- β , es el ángulo formado por los ejes **a** y **c** de la celda
- γ , es el ángulo formado por los ejes **a** y **b** de la celda

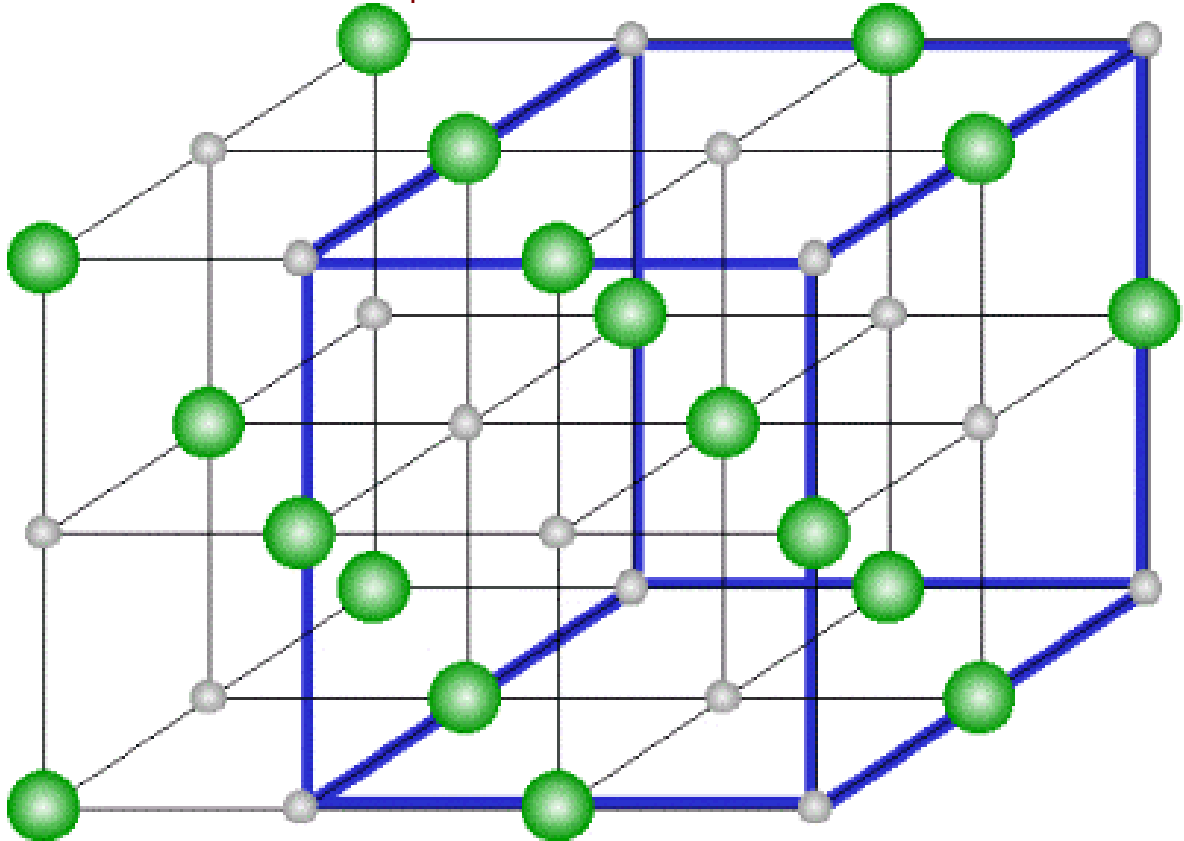


La estructura cristalina del NaCl

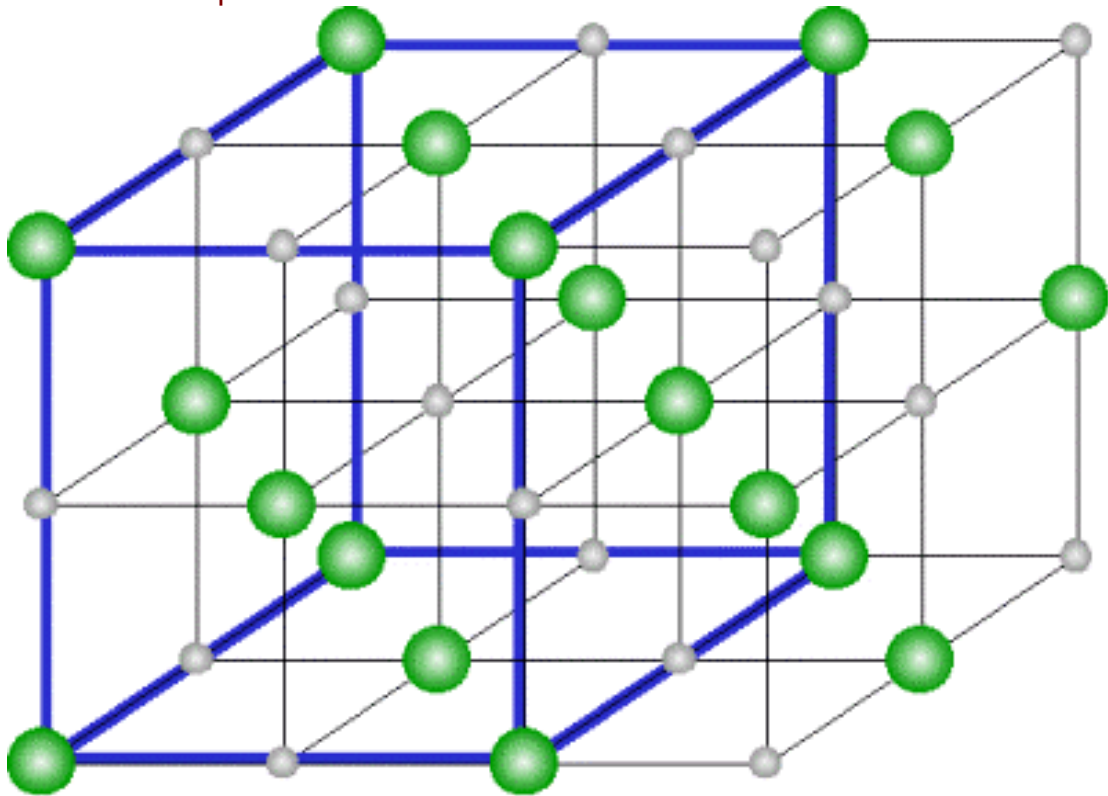


- La celda unitaria del cloruro de sodio es cúbica y esto se refleja en la forma de los cristales de sal
- La celda unitaria puede dibujarse tanto con los iones de Na^+ en las esquinas, como con los iones de Cl^- en las esquinas.

- Si la celda unitaria se dibuja con los iones de Na^+ en las esquinas, entonces los iones de Na^+ también están presentes en el centro de cada cara de la celda unitaria



- Si la celda se dibuja con los iones de Cl^- en las esquinas, entonces los iones de Cl^- también están presentes en el centro de cada cara de la celda unitaria



Dentro de la celda unitaria debe haber el mismo número de iones de Na^+ que de Cl^- . Por ejemplo, para la celda unitaria con los iones de Cl^- en el centro de las caras

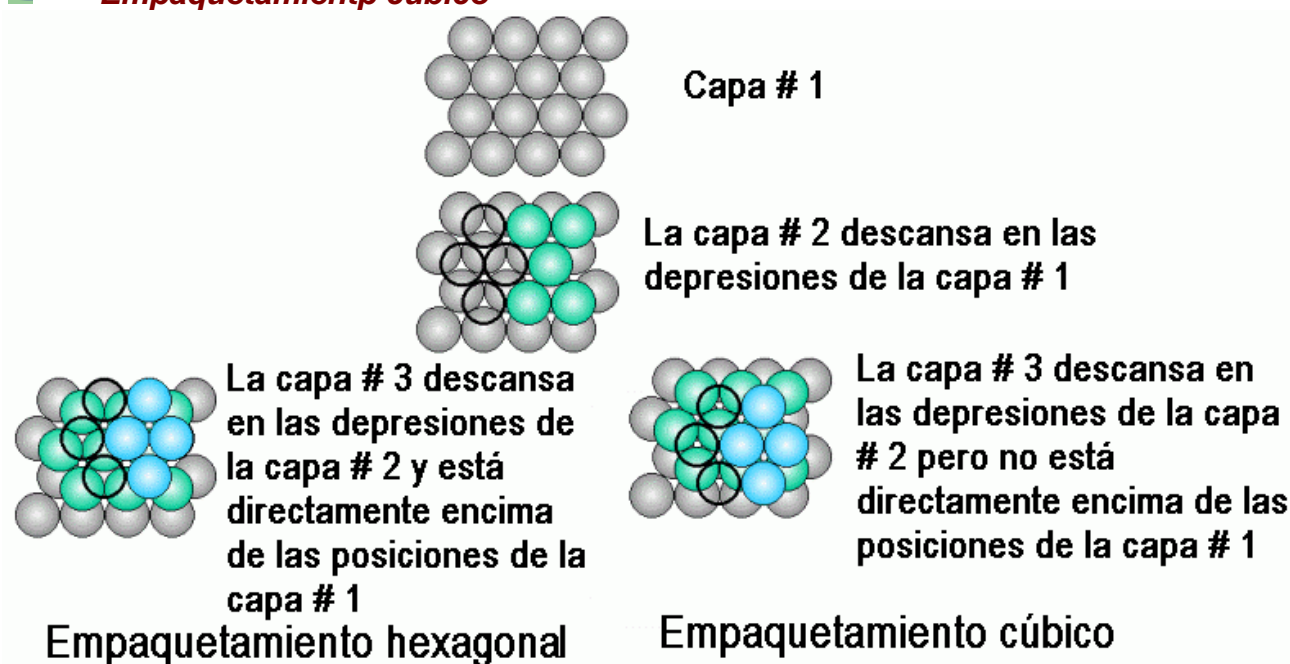
- la capa de arriba tiene $(\frac{1}{8}+\frac{1}{8}+\frac{1}{8}+\frac{1}{8}+\frac{1}{2})=1$ iones de Cl^- , y $(\frac{1}{4}+\frac{1}{4}+\frac{1}{4}+\frac{1}{4})=1$ iones de Na^+
- La capa intermedia tiene $(\frac{1}{2}+\frac{1}{2}+\frac{1}{2}+\frac{1}{2})=2$ de iones Cl^- y $(\frac{1}{4}+\frac{1}{4}+\frac{1}{4}+\frac{1}{4}+1)=2$ iones de Na^+
- La capa inferior tiene el mismo número de iones de Cl^- y Na^+ es decir, 1
- La celda unitaria tiene un total de 4 iones Cl^- y 4 iones Na^+ en ellas. *Esto es igual a la fórmula empírica del NaCl.*

Empacamiento de esferas cercanas

Muchos iones son esféricos y muchas moléculas pequeñas se empacan en una malla cristalina esencialmente como entidades esféricas.

Las esferas pueden empacarse en tres dimensiones en dos tipos generales de arreglos:

- **Empaquetamiento hexagonal**
- **Empaquetamiento cúbico**



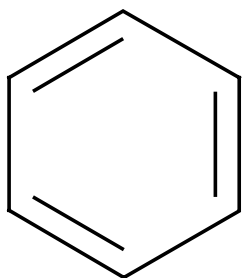
El **número de coordinación de un ion** es el número de partículas que lo rodean en la estructura cristalina.

- En los empaquetamientos mostrados arriba (hexagonal o cúbico), cada partícula en el cristal tiene un número de coordinación de 12
- El cloruro de sodio (cúbico centrado en la cara) tiene un número de coordinación de 6

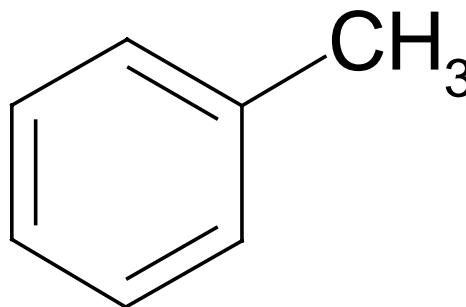
El enlace en los sólidos

Sólidos moleculares

- Consisten de átomos o moléculas unidos entre sí por fuerzas intermoleculares (dipolo-dipolo, dispersión y puentes de hidrógeno)
- Estas fuerzas son más débiles que el enlace covalente en sí y por tanto los sólidos moleculares son blandos y tienen temperaturas de fusión bajas
- La mayoría de las sustancias que son gases o líquidos a temperatura ambiente, forman sólidos moleculares a baja temperatura (e.g. H_2O , CO_2)
- Las propiedades de los sólidos moleculares dependen de la forma de la molécula



Benceno



Tolueno

- El benceno se empaqueta eficientemente en tres dimensiones
- El tolueno está relacionado al benceno, pero tiene un grupo metilo unido al anillo.
- No es simétrico y no se empaqueta eficientemente, su punto de fusión es menor que el del benceno

Redes de sólidos covalentes

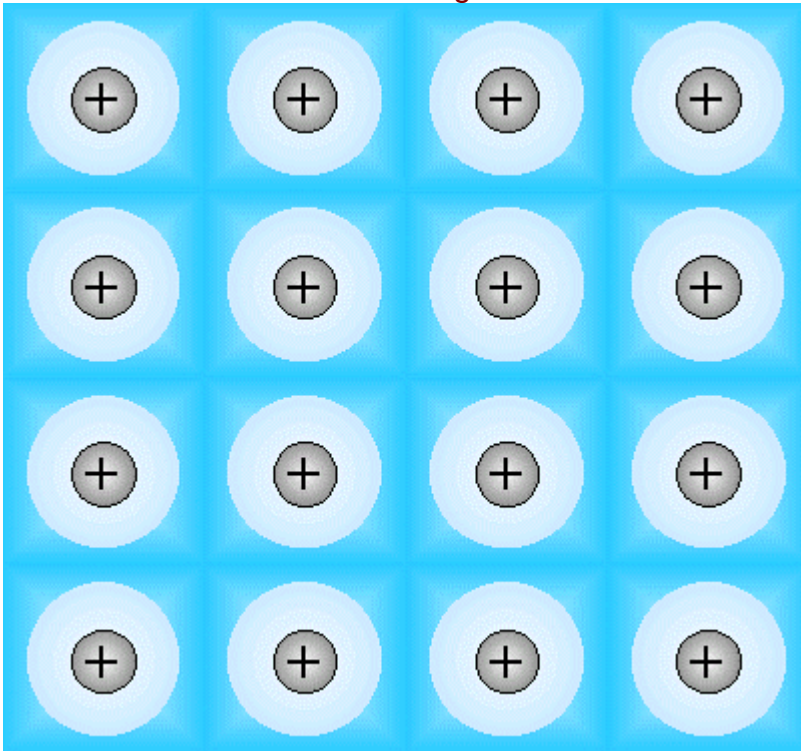
- Consisten de redes o cadenas de moléculas unidas entre sí por medio de enlaces covalentes
- Dado que los enlaces covalentes son más fuertes que las interacciones intermoleculares, las sustancias covalentes de este tipo son mucho más duras y tienen temperaturas de fusión mucho mayores.
- El diamante es la estructura covalente del Carbono. Es extraordinariamente duro y tiene un punto de fusión de 3550°C

Los sólidos iónicos

- Se mantienen unidos por medio de enlaces iónicos
- La fortaleza de las interacciones iónicas, depende de la magnitud de la carga de los iones.
- Entonces, el NaCl (que tiene dos iones monocargados) tiene un punto de fusión de 801°C .
- En tanto que el MgO (dos iones bicargados 2^+ , 2^-) tiene un punto de fusión de 2852°C

Los sólidos metálicos

- Consisten únicamente de átomos metálicos.
- Típicamente se empaquetan en estructuras cúbicas o cúbicas centradas en el cuerpo.
- Estas estructuras tienen números de coordinación de 12 y 8.
- El enlace se debe a que los electrones de valencia deslocalizados a través de todo el sólido.
- El enlace es más fuerte que las fuerzas de dispersión aunque no hay suficientes electrones para formar enlaces covalentes ordinarios.
- La fortaleza del enlace crece con el número de electrones disponibles para el enlace.
- Los electrones deslocalizados en los metales es la base física para la capacidad que tienen los metales de acarrear la corriente eléctrica (los electrones se pueden mover libremente en toda la estructura metálica)
- Los núcleos y el core electrónico interno están en un *mar* de electrones deslocalizados de valencia con gran movilidad



Polaridad y solubilidad

- **Solubilidad:** Cantidad máxima de una sustancia que puede disolverse en otra
- **Disolverse:** Acto de dispersar una sustancia en otra
- **Disolvente:** La sustancia que se encuentra en exceso en una disolución (Fase dispersora)
- **Soluto:** Una sustancia que puede disolverse en un líquido cualquiera (Fase dispersa)
- **Tipos de disoluciones:** Las disoluciones pueden ser de diferentes clases dependiendo de su estado de agregación

Fase del disolvente	Fase del soluto		
	sólida	líquida	gaseosa
Sólidas	Aleaciones	amalgamas	H ₂ en metales
Líquidas	Refrescos	Vinagre	Agua de mar
Gaseosas	Humos	Aire húmedo	Aire

- **Factores de los que depende la solubilidad**
- Para que una sustancia se disuelva en otra, las interacciones intermoleculares del disolvente con el soluto, deben ser mayores que las interacciones intermoleculares de las moléculas del soluto entre sí.
- **Tipos de interacción**
- Dipolo dipolo
- Enlace de Hidrógeno
- Fuerzas de Van der Waals
- Regla general
- *Lo semejante disuelve a lo semejante*

Propiedades de los compuestos iónicos

- Son sólidos a temperatura ambiente
- Conducen la corriente eléctrica fundidos o en disolución
- Típicamente tienen puntos de fusión muy grandes
- Están unidos por medio de atracciones electrostáticas
- Existen como redes tridimensionales (3D)
- La fórmula es el promedio simple de sus átomos

Propiedades de los compuestos covalentes

- Pueden existir en todos los estados a temperatura ambiente
- Son malos conductores de la electricidad en prácticamente cualquier circunstancia
- Los puntos de fusión son típicamente menores que los de los iónicos
- Consisten de unidades discretas moleculares
- Están unidas por enlaces dirigidos
- La fórmula expresa a los átomos de cada unidad

Puntos de fusión y ebullición**Punto de ebullición: temperatura a la que un líquido se convierte en gas****Punto de fusión: temperatura a la que un sólido se convierte en líquido**

Compuesto	Tipo	P.e.	P.f.
N ₂	Covalente no polar	-210	-196
O ₂	Covalente no polar	-219	-183
NH ₃	Covalente polar	-78	-33
H ₂ O	Covalente polar	0	100
NaCl	iónico	800	?

Capítulo VII

Relaciones energéticas en química

La termoquímica

La naturaleza de la energía
Unidades de energía
Energía cinética y energía potencial
El sistema y los alrededores
Disminución de la energía potencial del sistema

Entalpía

Calor y cambios de entalpía
Entalpías de Reacción
Propiedades de la entalpía
Calor de formación y estabilidad

Calorimetría

Calorimetría a presión constante
Calorimetría a volumen constante
Calor de combustión
Calor de reacción
Calor de neutralización
Calor de formación

La ley de Hess

Aplicaciones de la ley de Hess
Entalpías de formación

Movimientos Moleculares

¿Qué tipos de movimientos son posibles?
El principio de la equipartición de la energía
La energía térmica y de enlace
La energía interna
Cambios de energía interna
DU Intermolecular
DU Intramolecular

Espectro Atómico y Molecular

Espectro Atómico
Espaciamiento de los Niveles Energéticos
Espectro molecular
Distribución Molecular

Alimentos y combustibles

Alimentos
Combustibles

Relaciones energéticas en química

Cuando comes azúcar, se quema en tu organismo y produce CO_2 y H_2O . Durante este proceso justo como en todos los otros casos donde hay una combustión, se libera energía.

Esta energía se emplea entre otras cosas, para:

- ◆ Operar tus músculos
- ◆ Mantener la temperatura corporal

Todas las reacciones químicas involucran cambios energéticos:

- ◆ Algunas de ellas producen energía
- ◆ Otras requieren de energía

La sociedad en que vivimos así como todos los organismos, requiere usar energía, el 90% de la energía que se consume en el mundo, procede de reacciones químicas donde hay una combustión de alguno de los derivados del petróleo.

La termoquímica

El estudio de la energía y sus transformaciones se le conoce con el nombre de termodinámica.

Esta área de estudio comienza cuando se desarrollan las primeras máquinas de vapor durante el siglo XIX en plena revolución industrial y se estaban estudiando las relaciones entre el calor, el trabajo y la energía.

Las relaciones entre las reacciones químicas y sus cambios energéticos se estudian por una de las áreas de la termodinámica, la cual se conoce con el nombre de termoquímica.

La naturaleza de la energía

- ◆ Una fuerza es cualquier clase de acción ejercida sobre un objeto.
- ◆ La *gravedad* es una fuerza que nos mantiene pegados a la tierra.
- ◆ La *fuerza electrostática* atrae a los electrones hacia los protones en un átomo.
- ◆ Si mueves un objeto y existe una fuerza que se opone, se hace trabajo.

La cantidad de trabajo (w) que se habrá hecho, depende de la *distancia* (d) que el objeto se mueve y el tamaño de la de la fuerza (F) que retiene al objeto:

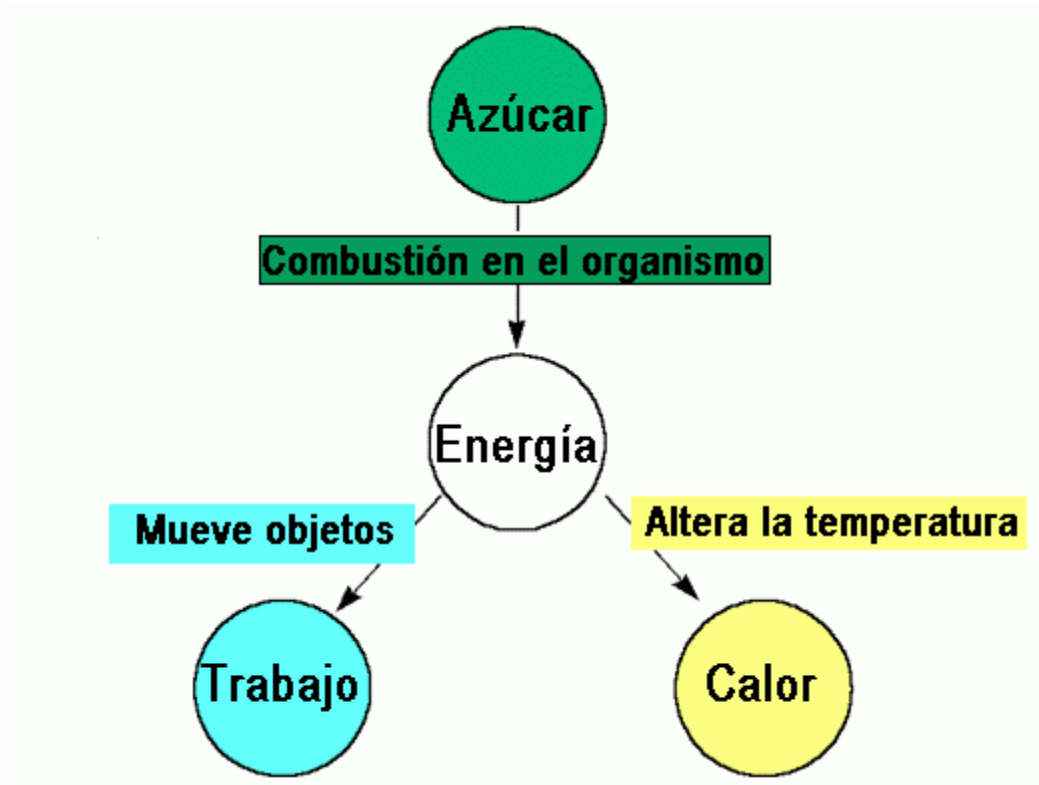
$$W = f \cdot d$$

Para poder mover un objeto retenido por una fuerza cualquiera, se requiere invertir energía.

Cuando hacemos trabajo, la temperatura de nuestro cuerpo se incrementa (y sudamos para enfriarnos). Nuestro cuerpo genera energía calorífica.

El calor es una forma de la energía que se transfiere de un objeto a otro dependiendo de las temperaturas relativas de ambos:

La energía calorífica fluye de un objeto hacia los objetos que tienen menor temperatura



La energía es la capacidad de hacer trabajo o de generar calor

Los objetos poseen energía debido a los movimientos y posiciones. Es decir, tienen energía cinética o potencial.

Unidades de energía

La unidad del Sistema Internacional (**SI**) es el *joule* (J). Bautizada así en honor a James Prescott Joule (1818-1889) un científico británico que investigó las relaciones entre el trabajo y el calor (Nota: **SI** es la abreviatura del término en francés *Systeme International d'Unites*, el cual define los estándares métricos).

Hemos dicho que la energía cinética puede definirse así:

$$E_k = \frac{1}{2}mv^2$$

De manera que el joule debe tener las unidades de:

$kg \cdot (metro / segundo)^2$

y de hecho, un joule se define exactamente así:

$$1 \text{ Joule} = 1J = \frac{1kg \cdot m^2}{s^2}$$

Tradicionalmente, los cambios energéticos asociados a las reacciones químicas se habían expresado en términos de otras unidades, las calorías, las cuales no son unidades del **SI**, pero que aun se pueden encontrar en algunos libros.

$1 \text{ caloría} = 4.184 J$

Energía cinética y energía potencial

Energía cinética es la energía del movimiento. La magnitud de la energía cinética (E_k) de un objeto depende de su masa (m) y de su velocidad (v):

$$E_k = \frac{1}{2}mv^2$$

En otras palabras tanto la masa como la velocidad del objeto determinan cuanta energía tiene y por tanto cuanto trabajo puede efectuar.

Un objeto posee energía que depende de su posición relativa a otros objetos, es decir un tipo de energía *almacenada* o energía potencial (E_p).

La energía potencial proviene de las atracciones o repulsiones entre los objetos. Así, un electrón tiene energía potencial al estar cerca del núcleo debido a la fuerza electrostática atractiva de sus cargas.

Las energías térmica y química son términos que se relacionan a las energías cinética y potencial al nivel atómico.

◆ La energía química es la energía potencial del sistema almacenada en un arreglo determinado de electrones y protones

◆ La energía térmica indica la energía cinética de los átomos del sistema.

El sistema y los alrededores

Cuando nos enfocamos al estudio de los cambios energéticos, normalmente estudiamos una parte bien definida y aislada (de alguna manera) del universo, por ejemplo el matraz donde hemos puesto a reaccionar cierta sustancia. A esto le llamamos nuestro sistema. A todo lo demás le llamamos alrededores o entorno

Usualmente al sistema puede aislarse de tal manera que pueda intercambiar energía con su entorno, pero esto no es necesario.

Entonces, cuando examinamos un sistema, normalmente trabajamos de tal manera que dicho sistema tenga la misma masa antes y después del experimento, pero puede ganar o perder energía, en la forma de trabajo, calor o ambos.

Disminución de la energía potencial del sistema

Los sistemas tienden a llegar al estado con la menor energía potencial posible

Esto es notablemente claro en el caso de los sistemas donde la energía potencial es grande, los cuales son poco estables y será mucho más fácil cambiarlos que aquellos sistemas que tienen baja energía potencial. A todos se nos ha escapado una pelota cuando jugamos fut en lo alto de una loma, *los reactivos químicos cambian espontáneamente hacia el estado que tiene la menor energía potencial siempre que pueden.*

Entalpía

Calor y cambios de entalpía

Cuando ocurre una reacción química en un recipiente abierto, la mayor parte de la energía se gana o se pierde en forma de calor. Es decir, no se hace trabajo, es decir no se mueve nada.

- ◆ El calor fluye entre el sistema y su entorno hasta que los dos tienen la misma temperatura.
- ◆ Cuando ocurre una reacción química en la que el sistema absorbe calor, decimos que el proceso es endotérmico, se siente frío.
- ◆ Cuando ocurre una reacción química en la que el sistema produce calor, se dice que el proceso es exotérmico, se siente caliente

Cuando el sistema se encuentra en condiciones donde la presión es constante (recipientes abiertos, la mayoría de los sistemas biológicos, etc.) al calor absorbido o liberado le llamamos *entalpía* (o cantidad de calor).

En realidad no medimos la entalpía total de un sistema, únicamente nos interesa la cantidad de calor adquirida o perdida por el sistema, a lo que llamamos cambio en la entalpía del sistema (o H).

Podemos definir a esta cantidad formalmente diciendo que: *el cambio en la entalpía del sistema, H , es igual al calor, q_p , adquirido o perdido por el sistema cuando el proceso ocurre en condiciones donde la presión es constante:*

$$H = q_p$$

H representa la diferencia entre la entalpía del sistema al inicio de la reacción respecto a la entalpía del sistema al final de la reacción:

$$H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

Cuando consideremos el estado entálpico de un sistema, entonces:

- ◆ Si el sistema tiene mayor entalpía al final de la reacción, entonces el sistema absorbió calor de su entorno durante la reacción (*proceso endotérmico*)
- ◆ Si el sistema tiene menor entalpía al final de la reacción, entonces el sistema cedió calor a su entorno durante la reacción (*proceso exotérmico*)

Por tanto:

- ◆ En las reacciones *endotérmicas*

$$H_{\text{final}} > H_{\text{inicial}} \text{ y } H \text{ es positiva (+ } H)$$

- ◆ En las reacciones *exotérmicas*

$$H_{\text{final}} < H_{\text{inicial}} \text{ y } H \text{ es negativa (- } H)$$

Entalpías de Reacción

Como los cambios de entalpía de una reacción se describen en términos de los valores de las entalpías inicial y final:

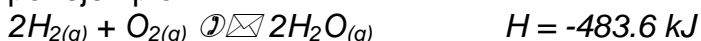
$$H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

también podemos describir el H de una reacción comparando las entalpías de los productos y los reactivos:

$$H = H(\text{productos}) - H(\text{reactivos})$$

A los cambios de entalpía que acompañen a una reacción se les conoce con el nombre de entalpía de reacción (H_{rxn}).

En algunas ocasiones es pertinente indicar el valor de H_{rxn} junto a la ecuación balanceada de la reacción (estas ecuaciones se les llama *ecuaciones termoquímicas*), por ejemplo:



Noten ustedes lo siguiente:

ΔH es negativa, lo cual indica que esta reacción al ocurrir, libera calor, es decir, es exotérmica

La reacción libera 483.6 *kilo Joules* de energía cuando por cada 2 moles de H_2 se combinan con 1 mole de O_2 y se producen 2 moles de H_2O .

Las entalpías relativas de los reactivos y los productos pueden presentarse gráficamente por medio del siguiente diagrama energético:

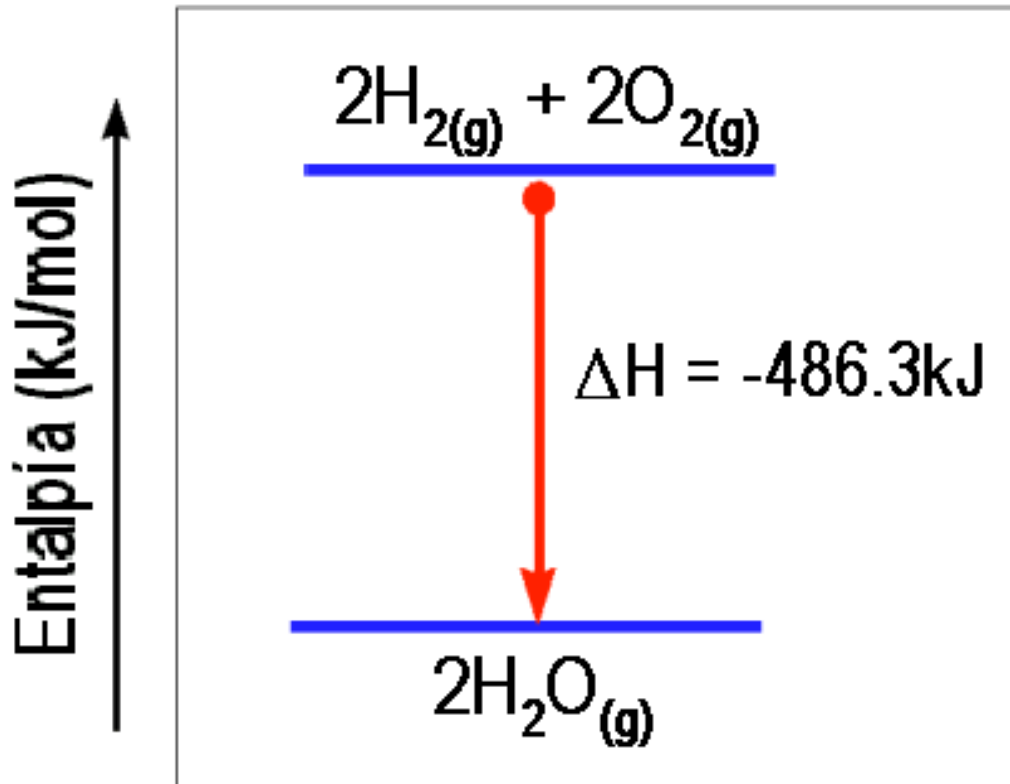


Diagrama energético de la reacción de formación de agua

Propiedades de la entalpía

La entalpía es una propiedad extensiva. La magnitud de ΔH depende de las cantidades de reactivos consumidos, al duplicar la masa de los reactivos duplica la cantidad de entalpía.

Al voltear una reacción química (hacerla ir en reversa) da como resultado la misma magnitud de entalpía pero con el signo opuesto.

Calor de formación y estabilidad

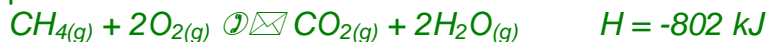
Un **compuesto exotérmico** es aquel en el que se genera calor al formarse a partir de sus elementos.

Contrariamente un **compuesto endotérmico** contiene energía almacenada en sus enlaces, consecuentemente estos compuestos son reactivos.

Al reaccionar parte de la energía almacenada se libera.

Por ejemplo, descomponer dos moles de agua para producir 2 moles de H₂ y 1 mol de O₂ gaseosos requiere del consumo de +483.6 kJ de energía.

El cambio de entalpía de una reacción depende del estado de los reactivos y del de los productos. El estado físico de cada uno de los reactivos y productos debe especificarse.



Con la ecuación termoquímica anterior para la combustión del metano, indica ¿Cuánta energía calorífica se libera al quemar 4.5 gramos de metano en un sistema a presión constante?

Primero calculamos cuantas moles son 4.5 gramos de metano:

$$(4.5 \text{ g } \text{CH}_4) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol}}{16.003 \text{ g}} \right) = 0.281 \text{ moles}$$

y ahora calculamos cuanta energía producen esa cantidad de moles:

$$(0.281 \text{ moles } \text{CH}_4) \cdot \left(\frac{-802 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{CH}_4} \right) = -225.5 \text{ kJ}$$

El signo negativo (exotérmico) indica que al quemar 4.5 g de metano, se liberan 225.5 kJ de energía hacia el entorno.

Calorimetría

Es la rama de la termodinámica que permite medir el calor consumido o producido por una reacción.

Las unidades de medición del calor:

◆ **Caloría:** la cantidad de calor necesaria para elevar 1°C la temperatura de un gramo de H₂O destilada. Se designa **cal**

◆ **Joule:** La unidad del sistema internacional, se designa con la letra **J** y vale **4.18 cal**

◆ **Caloría dietética se mide en kcal**

Podemos determinar experimentalmente, el flujo de calor (H_{rxn}) asociado a una reacción química, si podemos medir el cambio de temperatura que esta produce.

La rama de la ciencia que estudia y que mide el flujo de calor entre un sistema y su entorno se conoce con el nombre de calorimetría

Los aparatos que miden el flujo de calor se llaman *calorímetros*

Capacidad calorífica y calor específico

El cambio de temperatura experimentado por un objeto cuando absorbe cierta cantidad de energía está controlado por su capacidad calorífica.

La capacidad calorífica de un objeto se define como la cantidad de energía calorífica que se requiere para subir su temperatura 1 K (o °C)

◆ Entre mayor sea la capacidad calorífica de un objeto, mayor será la energía requerida para subir su temperatura

- ◆ Para una sustancia pura, la capacidad calorífica se indica para una cantidad específica de dicha sustancia
- ◆ A la capacidad calorífica de 1 mol de una sustancia se le conoce como *capacidad calorífica molar*
- ◆ La capacidad calorífica de 1 gramo de sustancia se le conoce con el nombre de *calor específico*

El calor específico de una sustancia puede determinarse experimentalmente midiendo el cambio de la temperatura (ΔT) que presenta una masa conocida (m) de la sustancia al ganar o perder una cantidad específica de calor (q):

$$\text{calor específico} = \frac{\text{cantidad de calor transferida}}{(\text{gramos de la sustancia}) \cdot (\text{cambio en la temperatura})}$$

$$q_e = \frac{q_t}{m \cdot \Delta T}$$

Por ejemplo: Si se necesitan 209 J de energía para incrementar la temperatura de 50.0 g of agua 1.00 K. ¿Cuál será el calor específico del agua?

$$q_e = \frac{209 J}{(50 g) \cdot (1.00 K)} = 4.18 \frac{J}{g \cdot K}$$

Calores específicos de algunas sustancias ($J g^{-1} K^{-1}$)	
Al (s)	0.90
C (s)	0.71
Fe (s)	0.45
Hg (l)	0.14
CaCO ₃ (s)	0.85
CCl ₄ (l)	0.86
H ₂ O (l)	4.18

También podemos calcular la cantidad de calor que una sustancia ha ganado o perdido si conocemos la masa, el cambio en la temperatura y el calor específico de la sustancia

¿Cuánto calor se requiere para subirle la temperatura a 250g de agua de 22 °C a 98 °C?

(calor específico del agua = $4.18 J g^{-1} K^{-1}$).

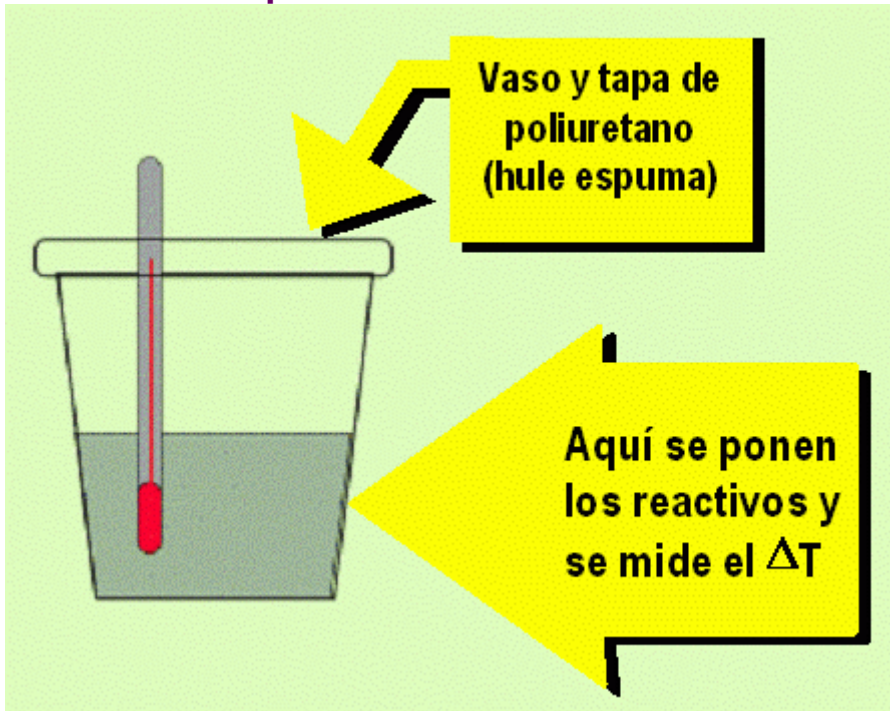
$$q = \left(4.18 \frac{J}{g \cdot K} \right) \cdot (250 g) \cdot (371 - 295 K)$$

$$q = (79420 J) = (79.420 kJ) = (7.942 \times 10^4 J)$$

¿Cuál es la capacidad calorífica molar del agua?

$$\text{Capacidad calorífica molar} = 4.18 J g^{-1} K^{-1} \cdot (18 / 1.0 \text{ mol}) = 75.2 J \text{ mole}^{-1} K^{-1}$$

Calorimetría a presión constante



Un calorímetro rudimentario

Si recordamos que H se define como la cantidad de calor transferida a presión constante, ($H = q_p$), entonces un calorímetro para medir ello tendrá el siguiente esquema:

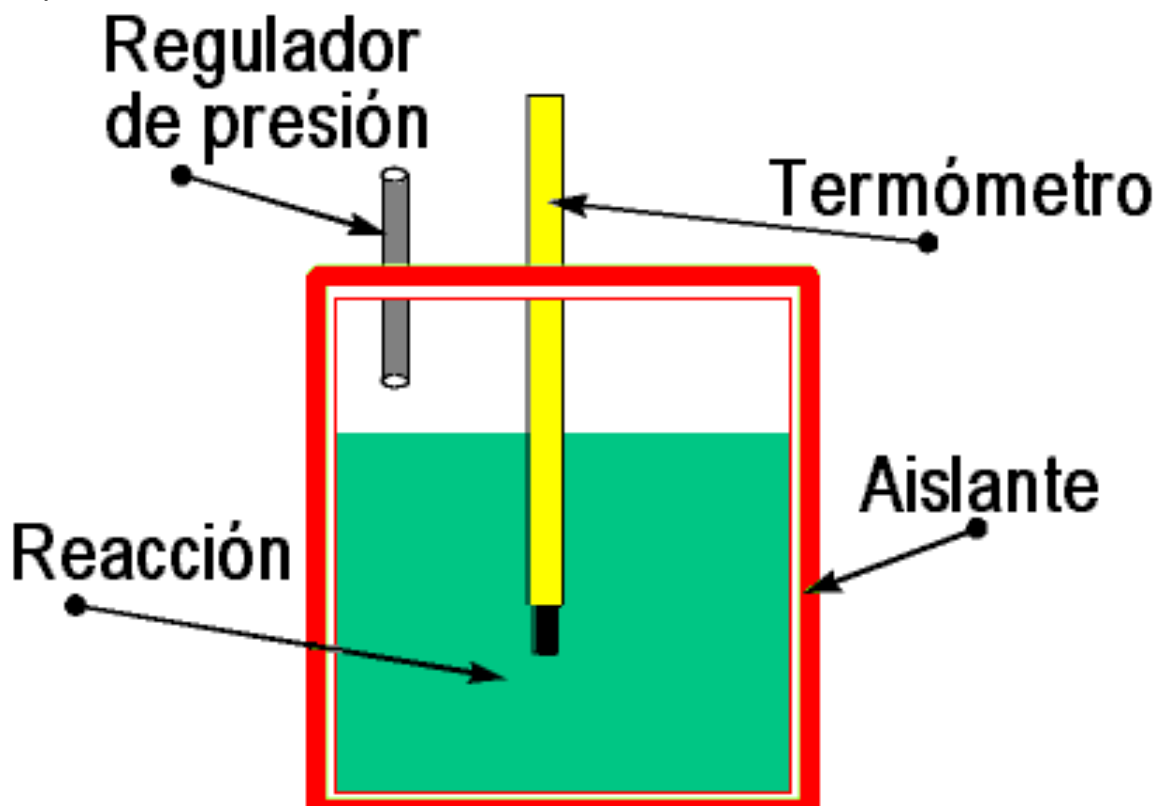


Diagrama de un calorímetro.

Nótese que el regulador de presión puede ser simplemente un agujero que permita que la presión sea la misma que la presión atmosférica

Para aquellas reacciones que se hacen en agua en disoluciones diluidas, el calor específico de la disolución será aproximadamente igual al del agua, esto es, $4.18 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$. El calor absorbido por una disolución acuosa es igual al calor liberado por la reacción de los solutos:

$$q_{\text{disolución}} = -q_{\text{rxn}}$$

Recuerda que si la reacción libera calor, es una reacción exotérmica y el ΔH es *negativa*. La entalpía de los productos es menor que la de los reactivos

$$\Delta H = H_{\text{productos}} - H_{\text{reactivos}}$$

En nuestro calorímetro con una disolución acuosa, si la reacción de los solutos es exotérmica, la disolución absorberá el calor producido por la reacción y se observará un incremento en la temperatura.

De manera que para una reacción exotérmica:

- ◆ Los solutos tienen una entalpía final menor después de la reacción (ΔH negativa)
- ◆ La disolución tiene una entalpía final mayor después de la reacción (ΔH positiva)

De manera que para determinar el valor de ΔH_{rxn} debemos invertir el signo de ΔH_{soln} (es decir el valor que medimos)

Ejemplo: se combinan 50 mL de HCl 1.0 M y 50 mL de NaOH 1.0 M en un calorímetro a presión constante. La temperatura de la disolución cambia de 21.0 °C a 27.5 °C. Calcula el cambio en la entalpía de la *reacción* (suponiendo que la densidad de la disolución es de 1.0 gramo / mL, y que su calor específico es igual al del agua pura).

$$\Delta T_{\text{solución}} = 27.5 - 21.0 \text{ °C} = 6.5 \text{ °C (K)}$$

$$\text{calor específico de la disolución} = 4.18 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\text{masa} = (100 \text{ mL}) \cdot (1 \text{ gramo / mL}) = 100 \text{ gramos}$$

$$\Delta H_{\text{solución}} = q_p = (4.18 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (100 \text{ g}) \cdot (6.5 \text{ K}) = 2717 \text{ J}$$

Sabemos que

$$\Delta H_{\text{rxn}} = - \Delta H_{\text{solución}}$$

por lo tanto,

$$\Delta H_{\text{rxn}} = - 2717 \text{ J}$$

Nótese: las reacciones exotérmicas tienen valores negativos de ΔH_{rxn} por lo tanto, si la reacción liberó calor (es decir, subió la temperatura de la disolución) entonces sabemos que el signo de ΔH_{rxn} *debe ser negativo*.

¿Cuál es el cambio de entalpía molar de la siguiente reacción?



Como esta es la ecuación balanceada y hemos combinado:

$$(0.05 \text{ litros de HCl}) \cdot (1.0 \text{ mol/litro}) = 0.05 \text{ moles de HCl}$$

y

$$(0.05 \text{ litros de NaOH}) \cdot (1.0 \text{ mol/litro}) = 0.05 \text{ moles de NaOH}$$

La estequiometría del HCl y la NaOH indica que es 1:1, de manera que hemos combinado cantidades estequiométricamente equivalentes de ambos reactivos y se producirán 0.05 moles de NaCl (y H₂O).

Por lo tanto, el cambio de entalpía para la producción de 0.05 moles de NaCl en la reacción será:

$$-2717 \text{ J por cada } 0.05 \text{ moles de NaCl, o}$$

$$-2717 \text{ J} / 0.05 \text{ moles} = 54340 \text{ J/mole} = 54.34 \text{ kJ/mole}$$

Calorimetría a volumen constante

Dado que las reacciones de combustión normalmente producen incrementos dramáticos de la presión del sistema, es preferible estudiarlas en condiciones de *volumen constante* en un aparato que se conoce como bomba calorimétrica.

Este aparato es un recipiente sellado y aislado que no tiene regulación de presión.

La reacción en la cámara del calorímetro está rodeado de agua, y la energía liberada o absorbida por la muestra se mide indirectamente midiendo el cambio en la temperatura del agua.

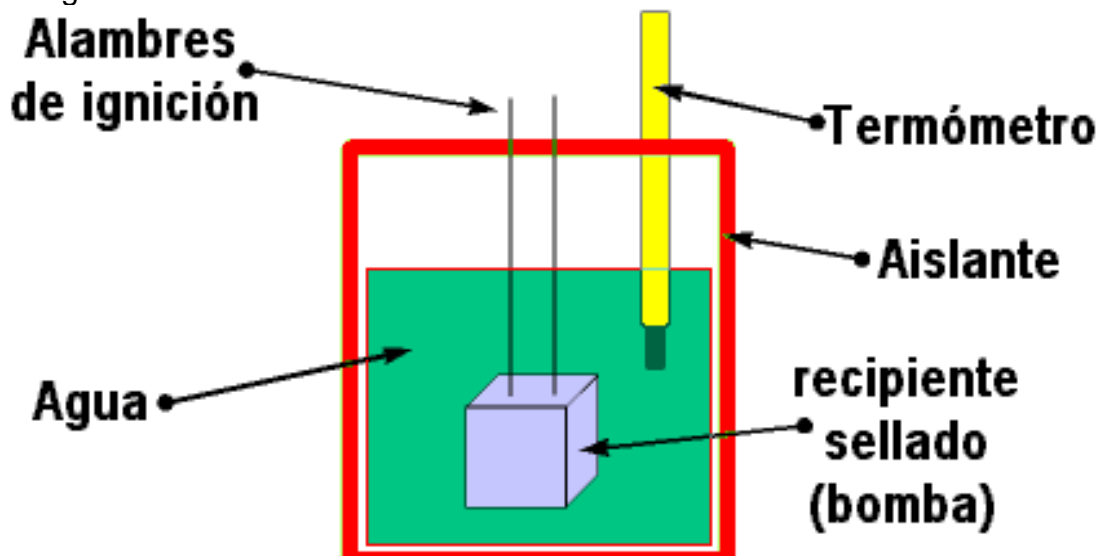


Diagrama de una bomba calorimétrica

Al analizar el sistema en condiciones de volumen constante podemos determinar la E (cambio de energía a volumen constante), y no la H (cambio de energía a presión constante).

Calor de combustión

El quemar una sustancia en presencia de oxígeno se conoce como **combustión**, este proceso siempre genera calor. La cantidad de calor obtenido depende de la cantidad y la naturaleza de la sustancia quemada. El calor de combustión H es:

◆ Cantidad de calor obtenida al quemar completamente una mol de sustancia en oxígeno

Ejemplos:



Calor de reacción

Al llevar a cabo una reacción, esta producirá o consumirá calor:

Definimos el calor de reacción así:

◆ Cantidad de calor obtenida o absorbida al hacer reaccionar las sustancias en las cantidades molares representadas por sus ecuaciones químicas balanceadas, en sus estados estándares (1atm y forma alotrópica estable)

Ejemplo:



Calor de combustión

El quemar una sustancia en presencia de oxígeno se conoce como **combustión**, este proceso siempre genera calor. La cantidad de calor obtenido depende de la **cantidad y la naturaleza** de la sustancia quemada. El calor de combustión H es:

◆ Cantidad de calor obtenida al quemar completamente una mol de sustancia en oxígeno

Ejemplos:



Calor de reacción

Al llevar a cabo una reacción, esta producirá o consumirá calor:

Definimos el calor de reacción así:

◆ Cantidad de calor obtenida o absorbida al hacer reaccionar las sustancias en las cantidades molares representadas por sus ecuaciones químicas balanceadas, en sus estados estándares (*1 atm y forma alotrópica estable*)

Ejemplo:



Calor de neutralización

Al hacer reaccionar un ácido con una base, se obtiene calor. Definimos entonces el calor de reacción de neutralización así:

◆ Cantidad de calor obtenida al hacer reaccionar un gramo equivalente de un ácido con un gramo equivalente de una base. Todos los ácidos y bases fuertes dan aproximadamente la misma cantidad de calor en disoluciones diluidas

Es decir:



Calor de formación

Al sintetizar un compuesto, conviene saber cuanto calor se absorbe o produce al obtenerlo.

◆ Cantidad de calor obtenida o producida al obtener una mol de un producto a partir de sus elementos en sus estados estándar.

Esto se puede hacer en muchos casos con una sola reacción, por ejemplo en:



Sin embargo cuando esto no se puede, debemos usar la ley de Hess, por ejemplo:



En este caso debemos buscar un camino alterno.

La ley de Hess

A menudo es posible calcular la ΔH de una reacción empleando los valores de una tabla o una base de datos de la ΔH de otras reacciones (es decir, no se requiere hacer el experimento)

Sabemos que la entalpía es una función de estado lo cual quiere decir que:

Depende únicamente de los estados inicial y final de los reactivos y productos y no del camino específico tomado para pasar de reactivos a productos

Es decir que si se obtienen los productos por medio de un solo paso o a través un mecanismo muy complicado que incluye muchas etapas, no importa en lo concerniente a la entalpía de la reacción pues deben ser iguales

Partiendo de la base de que el calor generado por una reacción es igual al calor absorbido de la reacción opuesta. Si además recordamos la ley de conservación de la energía:

◆ **El calor total generado o absorbido en una reacción química dada es el mismo independientemente de si la reacción se lleva a cabo en etapas o en un solo paso y depende solamente de los estados inicial de los reactivos y final de los productos.**

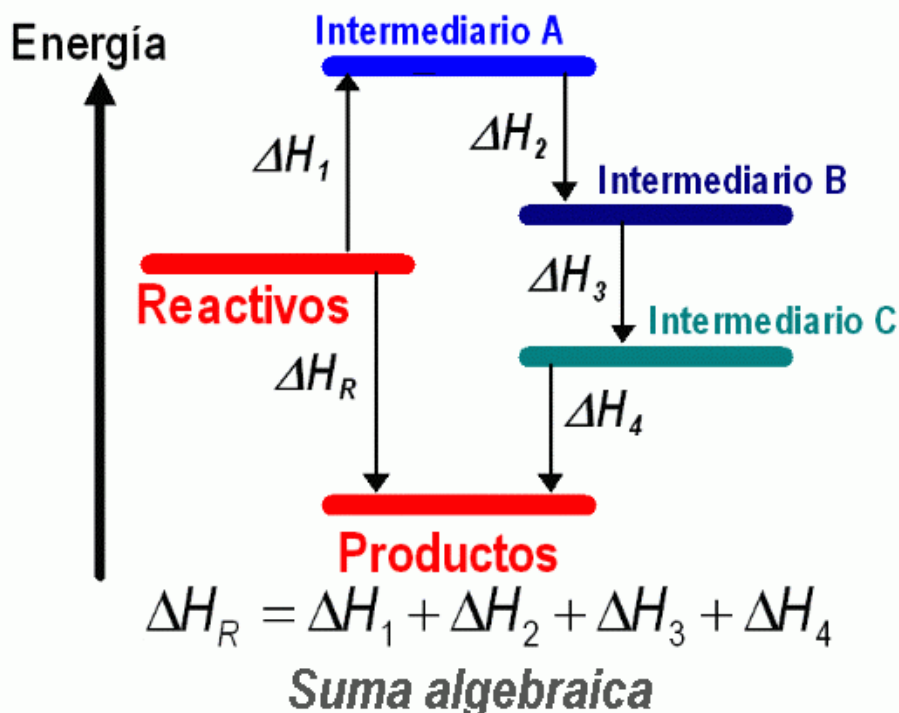


Diagrama de la ley de Hess

La ley de Hess: Si una reacción se lleva a cabo en una serie de etapas, el ΔH de la reacción será la suma de los cambios de entalpía de cada etapa el cambio de entalpía total del proceso es independiente del número de etapas o de la naturaleza específica del camino por el cual la reacción se lleva a cabo.

De esta manera podemos emplear la información en las tablas de un número relativamente pequeño de reacciones para calcular el ΔH de un gran número de reacciones diferentes.

Aplicaciones de la ley de Hess

En el caso del CH_4 conocemos su H de combustión y además conocemos:

1. $\text{C} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$ -22.51
2. $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ -32.67
3. $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ -50.50
al voltearse reacción 3
4. $\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g})$ +50.50
5. Suma algebraica (-22.51-32.67+50.50) = -4.68
6. Para la reacción $\text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g})$

Si consideramos la combustión de metano para formar CO_2 y H_2O líquida



Se puede pensar que esta reacción puede ocurrir en dos etapas:

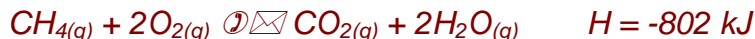
en la primera etapa el metano se quema para producir CO_2 y vapor de agua:



En la segunda etapa el vapor de agua se condensa para pasar de la fase vapor a la fase líquida:



Cada una de estas reacciones se asocia a un cambio específico de entalpía:



(Nota: en condiciones normales de temperatura y presión el estado líquido del agua es su estado normal. Entonces, se espera que el gas se condense. Este es un proceso exotérmico en estas condiciones.)

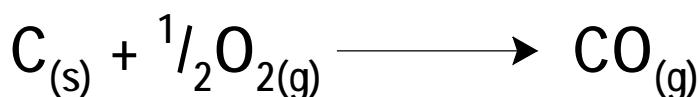
Un proceso relacionado es el de la lluvia, ¿han notado que la temperatura sube cuando llueve y no hay viento?

Combinando estas dos ecuaciones se obtiene lo siguiente:



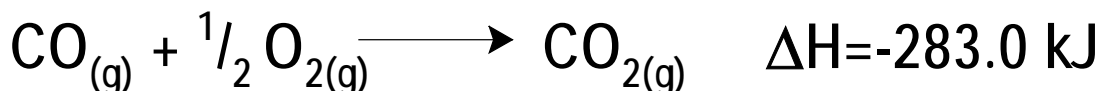
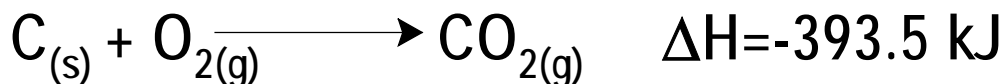
$$H = (-802) \text{ kJ} + (-88) \text{ kJ} = -890 \text{ kJ}$$

Determinación del H para la reacción:

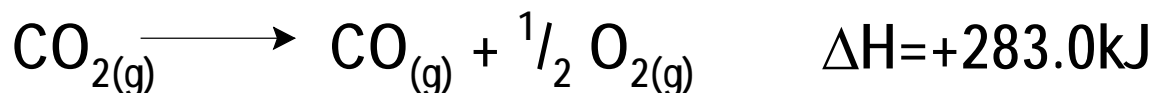


es muy difícil porque siempre se forma algo de CO_2 .

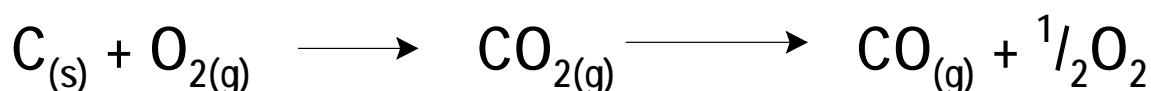
Sin embargo la oxidación completa tanto del C como del CO para dar CO_2 es muy fácil de hacer:



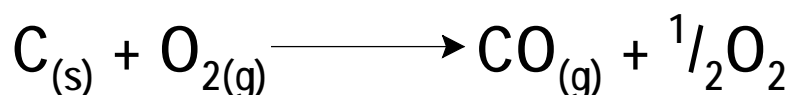
Si invertimos la segunda reacción y la volvemos endotérmica, hacemos que el $\text{CO}_{(\text{g})}$ sea un *producto*. (Esta reacción describe la descomposición del CO_2 para producir CO y O_2)



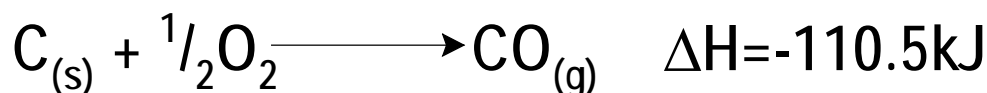
De manera que, ahora tenemos dos ecuaciones cuyas entalpías conocemos: la primera describe la combustión del carbono con oxígeno para producir CO_2 y la segunda describe como el CO_2 puede descomponerse para producir monóxido de carbono y oxígeno. Si combinamos estas dos ecuaciones, juntas describen la producción de monóxido de carbono a partir de carbono y oxígeno:



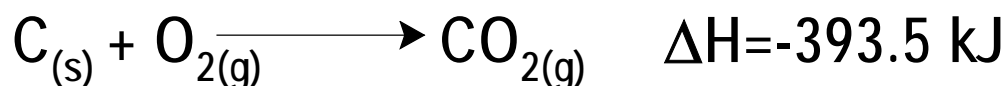
La reacción total de izquierda (reactivos) a derecha (productos) será:



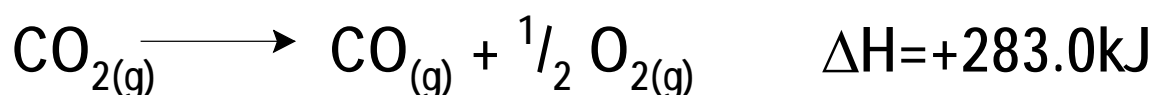
Si además substraemos medio O_2 en ambos lados de la reacción, tendremos la siguiente reacción asociada a la entalpía total:



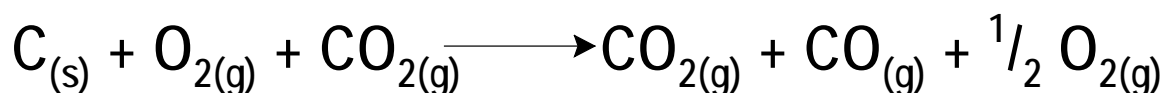
Otra manera de ver este método de combinación de reacciones sería el siguiente:



más

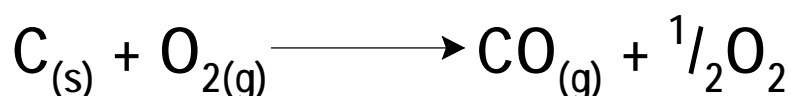


nos da:



$$H = (-393.5 \text{ kJ}) + (283.0 \text{ kJ}) = -110.5 \text{ kJ}$$

al cancelar los términos idénticos que están a la derecha y a la izquierda de la flecha, nos da:



El carbono se presenta naturalmente en dos formas alotrópicas, grafito y diamante. La entalpía de combustión del grafito es de -393.5 kJ, en tanto que la del diamante es de -395.4 kJ

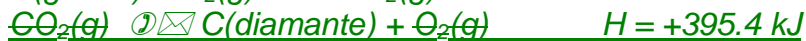
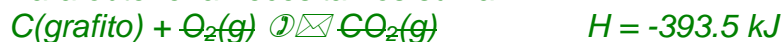


Calcula ΔH de la reacción de conversión de grafito a diamante

Lo que queremos es el ΔH para la reacción:



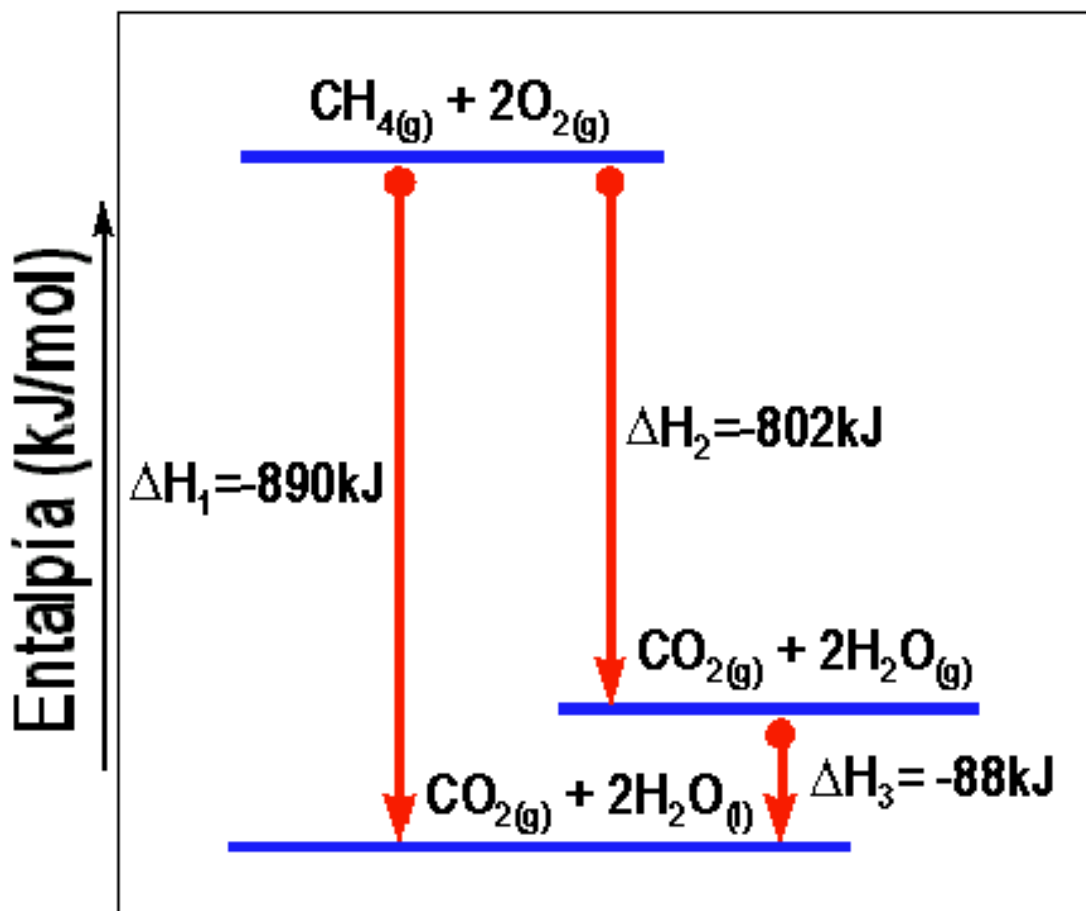
Para obtenerla necesitamos sumar:



Algo que no es factible, es obtener más o menos energía de una reacción química al cambiar el método con el que se lleva a cabo, la razón es muy simple, se llama la ley de la conservación de la energía.

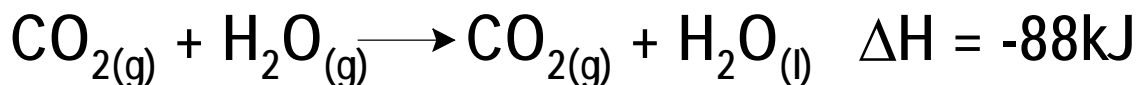
Otra manera de decir esto es que el camino escogido para llegar a las mismas cantidades de reactivos rinde el mismo ΔH para la reacción total.

Si consideramos de nuevo el ejemplo de la combustión del metano para producir H_2O gaseosa y después la condensación del H_2O gaseosa al estado líquido veremos que puede representarse en un diagrama de entalpía así:

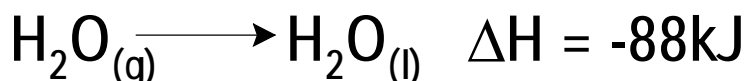


Las características más importantes son las siguientes:

Cada línea azul representa a un conjunto de reactivos o productos de la ecuación balanceada. Para pasar de una línea a la otra, los átomos deben estar balanceados. Por ejemplo, si nos preguntamos por la energía de condensación del agua, tendríamos de los datos de arriba:



El $\text{CO}_{2(g)}$ en ambos lados de la flecha se cancela para dar:



La distancia relativa de cada línea debe reflejar la diferencia relativa de entalpías (H) entre los reactivos y los productos. Si el cambio de entalpía al ir de reactivos a productos es negativo, entonces la línea de los productos debe estar debajo de los reactivos. Adicionalmente, la longitud de la distancia entre una línea y otra debe ser proporcional a su valor. Por ejemplo, la distancia que indica la entalpía asociada con la condensación del agua ($H = -88 \text{ kJ}$) es de alrededor del 10% del largo de la distancia entre los reactivos y los productos de la combustión del metano a CO_2 y agua líquida ($H = -890 \text{ kJ}$)

Entalpías de formación

Usando la ley de Hess podemos calcular las entalpías de reacción para una gran variedad de reacciones usando las bases de datos de valores conocidos de entalpía

- ◆ Muchas de las entalpías determinadas experimentalmente se han listado en términos del tipo de proceso
- ◆ Los H de conversión de la fase líquida a la gaseosa se listan en las tablas de *entalpías de vaporización*
- ◆ Los H de la conversión de las sustancias de su fase líquida a la sólida se listan en las tablas como *entalpías de fusión*
- ◆ Los H de las reacciones de combustión de una sustancia en presencia de oxígeno se listan como *entalpías de combustión*
- ◆ El cambio de entalpía asociado con la formación de un compuesto a partir de sus elementos constituyentes se le llama *entalpía de formación* (H_f)

Las condiciones que influyen en los cambios de entalpía son:

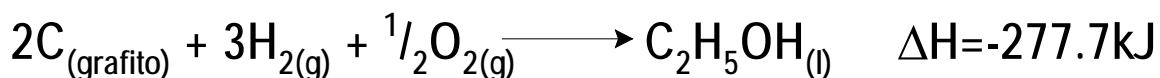
- ◆ **temperatura**
- ◆ **presión**
- ◆ **estado de los reactivos y de los productos (s, g, l, aq)**

El estado estándar o normal de una sustancia es el más estable a 298 °K (25 °C, o temperatura ambiente normal) y 1 atmósfera (1 atm) de presión

Cuando una reacción ocurre partiendo de todos los reactivos y y productos en sus estados estándar, el cambio de entalpía asociado se le conoce como *la entalpía estándar de la reacción* (H°)

Entonces, *la entalpía estándar de formación* (H_f°) *de un compuesto es el cambio en la entalpía asociado a la formación de 1 mol de la sustancia a partir de sus elementos, con todas las sustancias en sus estados estándar*

La entalpía estándar de formación del etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) es el cambio asociado a la siguiente reacción:



Notas:

◆ La fuente de oxígeno elemental es O_2 y no O porque O_2 es la forma estable de este elemento a 25°C y 1 atm, lo mismo para el H_2

◆ La fuente de carbono elemental se especifica como grafito (y no, diamante) porque el grafito es la forma de carbono de menor energía a temperatura ambiente y 1 atm

◆ ¿Por que se deja la estequiometría de $\frac{1}{2}$ en el O_2 ? Pues porque la estequiometría de las reacciones de formación *siempre deben de considerar exactamente la formación de 1 mol del producto*. Entonces, los valores de H°_f se deben reportar como kJ / mol de la sustancia producida

◆ Si el $\text{C}_{(\text{grafito})}$ es la forma de menor energía del carbono en condiciones estándar, entonces ¿Cuál será el H°_f para el $\text{C}_{(\text{grafito})}$?

Por definición, la entalpía de formación estándar de la forma más estable de cualquier elemento es cero porque no es necesario hacer una reacción de formación cuando el elemento ya está en su estado estándar

$$H^\circ_f \text{ del } \text{C}_{(\text{grafito})}, \text{H}_{2(\text{g})} \text{ y } \text{O}_{2(\text{g})} = 0$$

Uso de las entalpías de formación (H°_f) para calcular las entalpías de reacción en condiciones estándar (H°_{rxn})

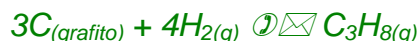
Se puede determinar la entalpía estándar para cualquier reacción (H°_{rxn}) usando las entalpías de formación estándar (H°_f) y la ley de Hess

Considérese la combustión del propano:



Los reactivos:

El calor estándar de formación (H°_f) del gas propano a partir de sus constituyentes elementales en el estado estándar es de 103.85 kJ/mol

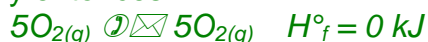


$$H^\circ_f = -103.85 \text{ kJ}$$

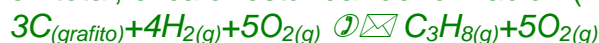
El calor de formación estándar (H°_f) del $\text{O}_{2(\text{g})}$ es cero



y entonces...



en total, el calor estándar de formación (H°_f) de los reactivos es:



$$H^\circ_f = -103.85 \text{ kJ}$$

Los productos:

El calor estándar de formación (H°_f) del $\text{CO}_{2(\text{g})}$ a partir de sus constituyentes elementales en el estado estándar es 393.5 kJ/mole



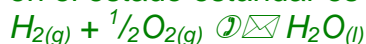
$$H^\circ_f = 393.5 \text{ kJ}$$

entonces para 3 moles de moléculas de CO_2 el calor de formación en el estado estándar será:



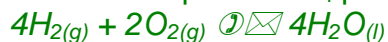
$$H^\circ_f = 1180.5 \text{ kJ}$$

El calor de formación estándar (H°_f) del $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ a partir de sus componentes elementales en el estado estándar es 285.8 kJ/mole



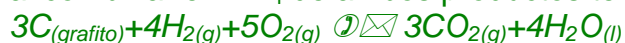
$$H^\circ_f = -285 \text{ kJ}$$

de manera que el H_f° para 4 aguas será:



$$H_f^\circ = -1143.2 \text{ kJ}$$

al combinar el H_f° de ambos productos tenemos:



con un valor de

$$H_f^\circ = (-1180.5) + (-1143.2) = -2323.7 \text{ kJ}$$

Resumiendo:

Hasta el momento hemos determinado:

Calor de formación estándar total (H_f°) para los reactivos:



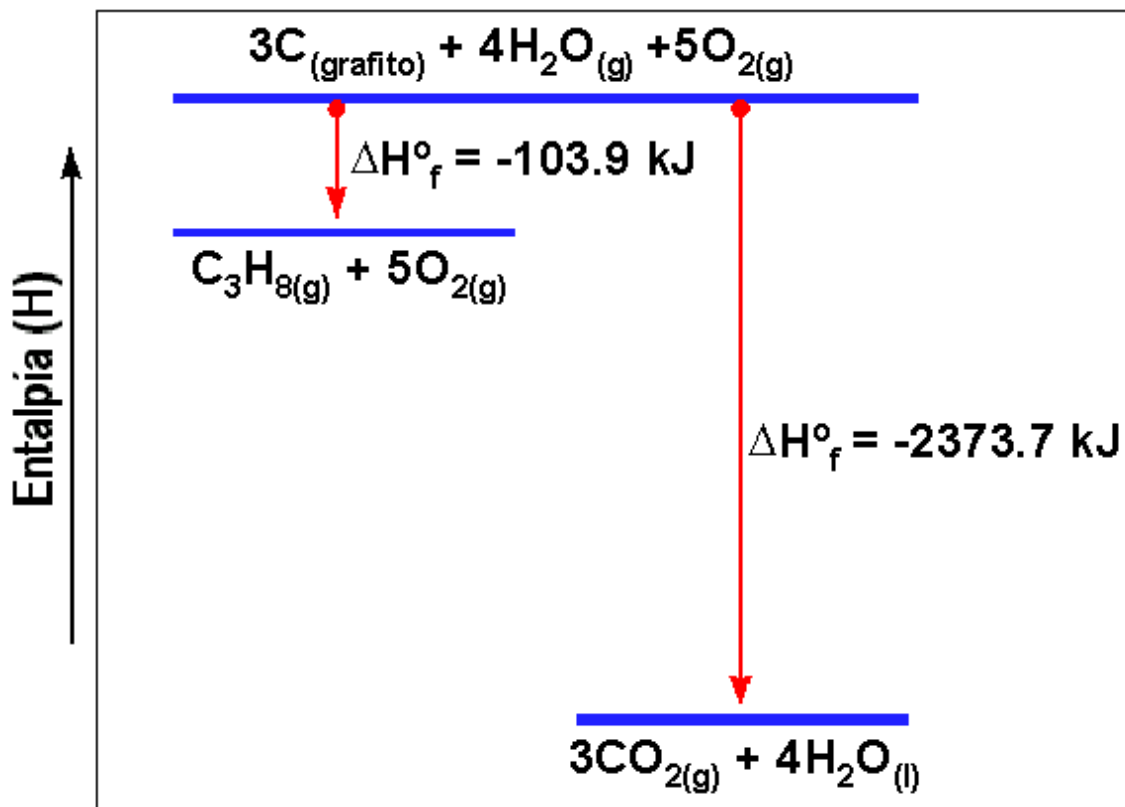
$$H_f^\circ = -103.9 \text{ kJ}$$

Calor de formación estándar total (H_f°) para los productos:

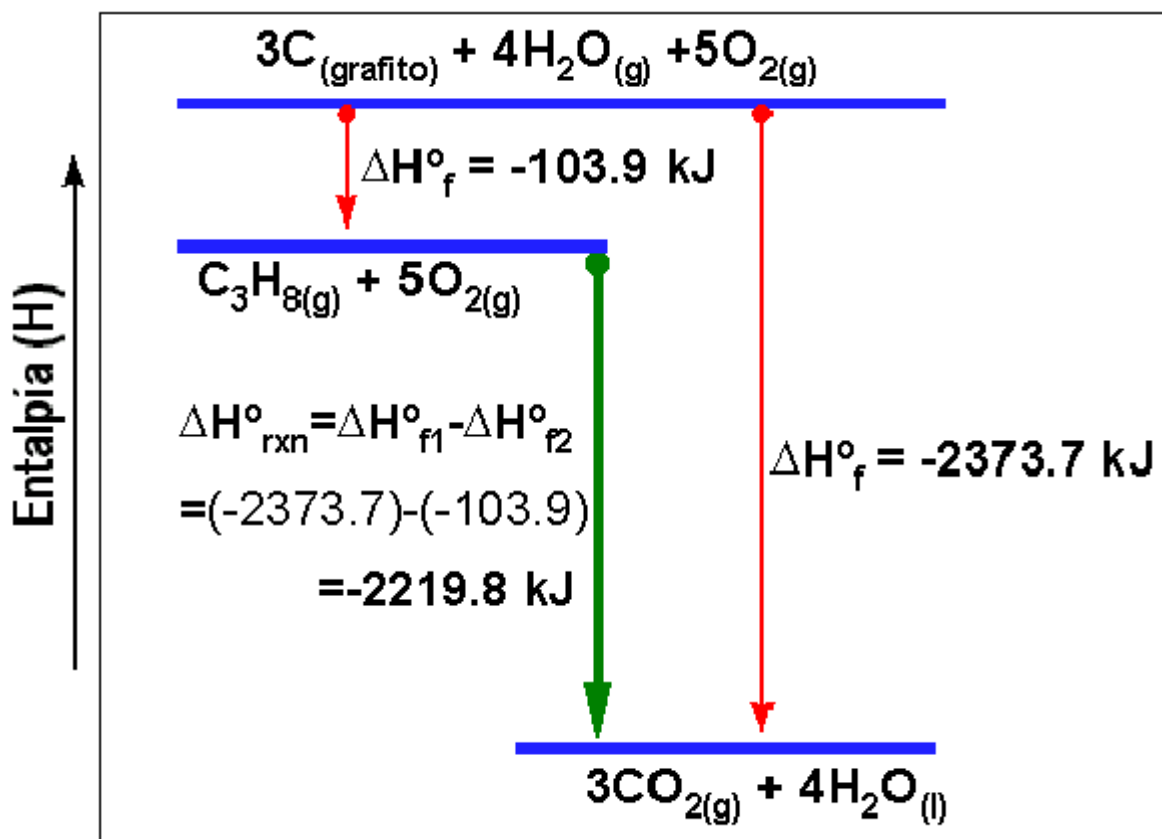


$$H_f^\circ = -2323.7 \text{ kJ}$$

Al graficar esto en un diagrama con escala relativa de entalpía tendremos:



Esta información puede emplearse para determinar la diferencia relativa de entalpía en condiciones estándar (H°) entre los reactivos y los productos:

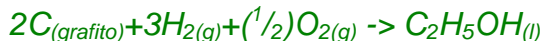


Esta diferencia de entalpía (-2219.8 kJ) es la entalpía de la reacción de combustión del propano en condiciones normales o estándar ($\text{H}^{\circ}_{\text{rxn}}$)

Calculemos el cambio en entalpía ($\text{H}^{\circ}_{\text{rxn}}$) para la reacción de combustión de 1 mol de etanol:

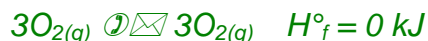


Calor de formación de los reactivos



$$\text{H}^{\circ}_f = -277.7 \text{ kJ}$$

más



nos da:



$$\text{H}^{\circ}_f = -277.7 \text{ kJ}$$

Calor de formación de los productos



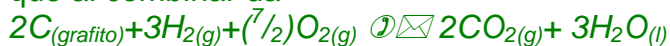
por tanto



o sea



que al combinar da



$$\text{H}^{\circ}_f = (-857.4) + (-787) = -1644.4 \text{ kJ}$$

$\text{H}^{\circ}_{\text{rxn}}$

$$\text{H}^{\circ}_{\text{rxn}} = \text{H}^{\circ}_f (\text{productos}) - \text{H}^{\circ}_f (\text{reactivos})$$

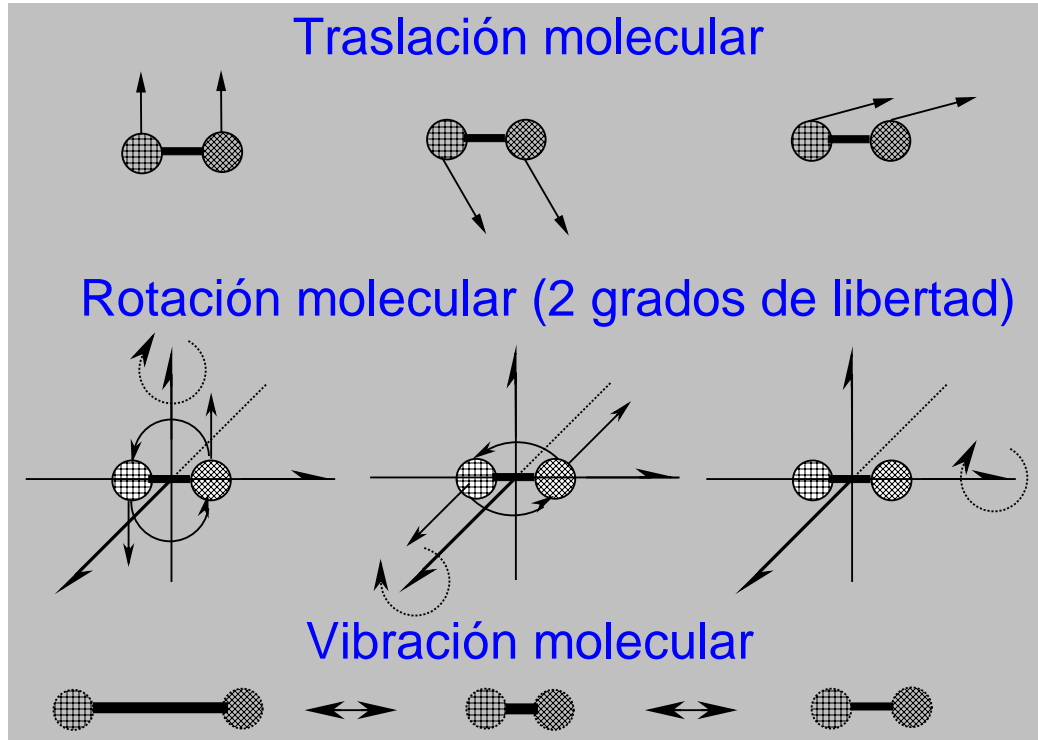
$$(-1644.4) - (-277.7) = -1366.7 \text{ kJ}$$

Movimientos Moleculares

Pero, hemos dicho que la energía cinética, es la energía del movimiento
Analicemos ahora qué ocurre en el caso de las moléculas

¿Qué tipos de movimientos son posibles?

Debido a que una molécula está formada por átomos, es mejor describirla en términos de estos.



Rotación vibración y translación de una molécula diatómica.

Como cada átomo puede moverse en cualquier dirección y este movimiento puede resolverse en 3 coordenadas.

O sea, cada átomo tiene **3 grados de libertad**.

Dado que se requieren 3 coordenadas para describir a un átomo, entonces necesitamos de $3n$ coordenadas para describir una molécula que tenga n átomos.

El problema es que el movimiento de una molécula es el resultado del movimiento colectivo de los átomos individuales. Para entenderlo consideramos las combinaciones de los movimientos de los átomos.

1. 1. **MOVIMIENTO TRANSLACIONAL** = Es el movimiento del centro de masa de la molécula, es decir, todos los átomos moviéndose en la misma dirección. Para describir este movimiento se usan las 3 coordenadas del centro de masa. Quitamos 3 grados de libertad, quedan $3n-3$

2. 2. **MOVIMIENTO ROTACIONAL** = Es el movimiento de los átomos cuando el centro de masa está fijo de manera que el sistema da vueltas alrededor de una línea que pasa por el centro de masa. Las moléculas lineales, tienen dos componentes de rotación, perpendiculares al eje inter-nuclear. Y las moléculas no lineales tres.

3. 3. **MOVIMIENTO VIBRACIONAL** = Movimiento que resulta del cambio en la separación inter-nuclear. Todos los grados de libertad restantes, $3n-6$ y $3n-5$.

Ejemplo 1: molécula diatómica, $n=2$; $3n=6$

3 grados de libertad traslacionales

2 grados de libertad rotacionales (es lineal)

1 grado de libertad vibracional ($3n-5$)

⊕ **Ejemplo 2:** molécula triatómica lineal, $n=3$; $3n=9$

3 grados de libertad traslacionales

2 grados de libertad rotacionales (es lineal)

4 grados de libertad vibracional ($3n-5$)

⊕ **Ejemplo 3:** molécula triatómica no lineal, $n=3$; $3n=9$

3 grados de libertad traslacionales

3 grados de libertad rotacionales (no es lineal)

3 grados de libertad vibracional ($3n-6$)

El principio de la equipartición de la energía

⊕ Dice que en promedio, la energía interna absorbida por una molécula se distribuye igualmente entre todos los grados de libertad **traslacionales, rotacionales y vibracionales**.

⊕ En particular, la energía traslacional de una mol de moléculas gaseosas es:

$$U_{\text{trans}} = \frac{3}{2} \mathbf{R} \cdot T = U_x + U_y + U_z$$

$$U_x = U_y = U_z = \frac{1}{2} \mathbf{R} \cdot T$$

⊕ Y en el caso de una mol de moléculas diatómicas se tendrá:

$$U_{\text{termica}} = U_{\text{trans}} + U_{\text{rot}} + U_{\text{vib}}$$

⊕ O sea:

$$U_{\text{termica}} = 3 \times \frac{1}{2} \mathbf{R} \cdot T + 2 \times \frac{1}{2} \mathbf{R} \cdot T + \frac{1}{2} \mathbf{R} \cdot T = \frac{7}{2} \mathbf{R} \cdot T$$

La energía térmica y de enlace

La energía interna total de un pedazo de materia consta de varias partes.

Las más importantes para un químico son:

⊕ **La térmica:** Aquella que tienen las moléculas porque se mueven. Y se representan así:

$$\text{Energía Térmica} = U_{\text{trans}} + U_{\text{rot}} + U_{\text{vib}}$$

⊕ **La de enlace:** es la energía que tiene una molécula debido a las interacciones entre los átomos dentro de la molécula y con otras moléculas:

$$\text{Energía de enlace} = U_{\text{intra}} + U_{\text{inter}}$$

La energía interna

La energía interna total de un sistema será la suma de estas contribuciones y además las que surgen de las interacciones de los electrones con los núcleos y las de los propios núcleos así:

$$\text{Energía interna} = U_{\text{enlace}} + U_{\text{termica}} + U_{\text{otras}}$$

Aunque no es posible determinar la energía interna total, no importa, porque a los químicos nos interesan los cambios de energía que acompañan los re-arreglos de átomos y moléculas que surgen de U_{enlace} y $U_{\text{térmica}}$ es decir:

$$\Delta U = \Delta U_{\text{trans}} + \Delta U_{\text{rot}} + \Delta U_{\text{vib}} + \Delta U_{\text{inter}} + \Delta U_{\text{intra}}$$

Cambios de energía interna

Supongamos que tenemos un sistema a p y V constantes:

☉ Cuando una mole de Cl_2 a 298 K en un recipiente con volumen constante, se calienta a 299 K, absorbe 25 J de energía.

☉ Esto es que, 25 J de calor se convirtieron en 25 J de energía interna del Cloro.

☉ Dado que las moléculas de cloro no cambian, la energía de enlace es constante.

☉ Entonces:

$$+ 25 J = \Delta U_{trans} + \Delta U_{rot} + \Delta U_{vib}$$

El cambio energético se muestra como +25, porque el Cl_2 ha incrementado su energía.

Es decir, ha fluido calor al sistema.

Esta convención arbitraria, también indica que, si el sistema pierde energía, se usará signo negativo.

☉ Cuando una mole de Cl_2 a 298 K en un recipiente con volumen constante, se calienta a 299 K, absorbe 25 J de energía.

☉ Esto es, 25 J de calor se convirtieron en 25 J de energía interna del Cl_2 . Dado que sus moléculas no han cambiado y la energía de enlace es constante:

$$+ 25 J = \Delta U_{trans} + \Delta U_{rot} + \Delta U_{vib}$$

☉ El cambio energético es positivo, porque el Cl_2 ha incrementado su energía. Es decir, ha fluido calor al sistema.

☉ A esto se le conoce como C_v

☉ Al calentar una mole de Cl_2 a p constante, de 298 a 299K, dejando se expanda, la E absorbida es 33J.

☉ ¿Por que el sistema a p constante absorbe 8J más que el sistema a V constante?

☉ Aunque el gas absorbe la misma energía, ahora ejerce trabajo al expandirse:

$$\underbrace{\Delta U_{trans} + \Delta U_{rot} + \Delta U_{vib}}_{25 J} + \underbrace{p\Delta V}_{8 J} = 33 J$$

O sea:

$$\underbrace{\Delta U_{trans} + \Delta U_{rot} + \Delta U_{vib}}_{\Delta U_{int}} + \underbrace{p\Delta V}_W = \Delta H$$

☉ A esto se le conoce como C_p

☉ Al calentar Cl_2 en un intervalo pequeño de T cercano a 298K, la energía de enlace del sistema no cambia.

☉ Las interacciones entre los átomos en cada molécula no se ven afectadas.

☉ Las interacciones entre las moléculas de Cl_2 son prácticamente inexistentes debido a la gran distancia entre ellas.

☉ Entonces U_{inter} y U_{intra} son cero.

U Intermolecular

⊕ Ahora bien, donde U_{inter} no vale cero es en el caso de la conversión de agua líquida a vapor a 373K y 1atm.



⊕ Cuyo diagrama energético es:

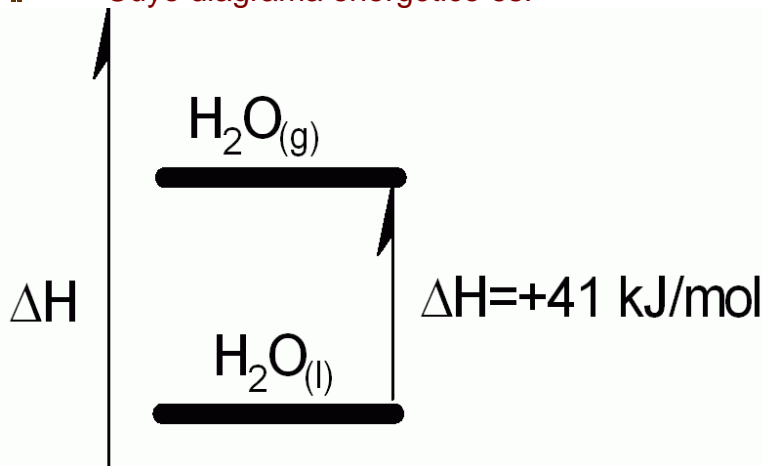


Diagrama energético de la conversión de agua líquida a vapor a 373°C

⊕ La energía interna de este sistema se verá afectada por el cambio en el movimiento molecular, que en este caso vale:

$$\Delta U_{int} = \Delta U_{trans} + \Delta U_{rot} + \Delta U_{vib} = -19 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

⊕ Esto se debe a que tengo que calentar al sistema para que las moléculas de agua líquida se suelten y pasen de una distancia de 0.25 nm a 37 nm en el gas.

⊕ Es decir, que hay que vencer las fuerzas intermoleculares que la unen.

⊕ Además del volumen inicial de $18 \text{ cm}^3(l)$ pasamos a $30000 \text{ cm}^3(g)$.

⊕ Así, el **agua** al expandirse contra la presión atmosférica hace trabajo (w), el cual vale 3kJ.

⊕ De esta manera se tiene:

$$\underbrace{\Delta U_{interna}}_{-19 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}} + \underbrace{\Delta U_{intra}}_0 + \underbrace{\Delta U_{inter}}_? + \underbrace{PdV}_{3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}} = +41 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\text{⊕ } U_{inter} = 57 \text{ kJ/mol}$$



U Intramolecular

⊕ Ahora una situación donde U_{intra} es diferente de cero es el caso de una reacción química por ejemplo, la siguiente reacción:



⊕ Con este diagrama energético:

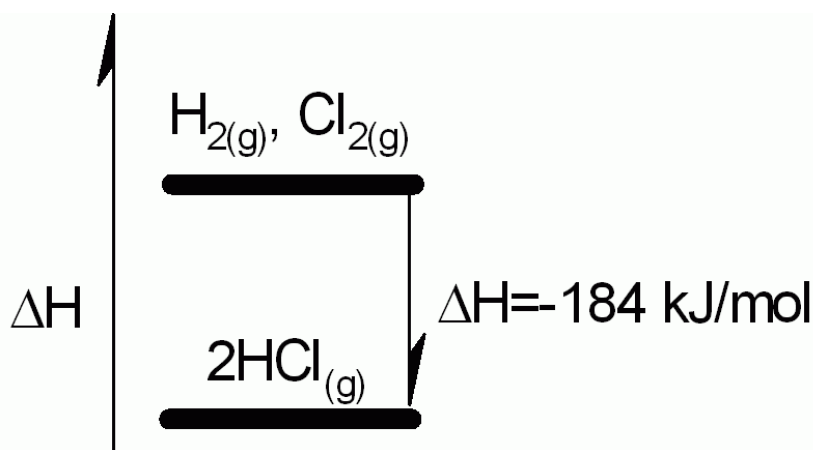


Diagrama energético de la reacción de H₂ y Cl₂

- ⊗ Al no haber cambio en el volumen del sistema, pdV vale cero.
- ⊗ La reacción se hace en fase gas, esto significa que las moléculas están muy lejanas unas de las otras y por tanto, $U_{inter} = 0$
- ⊗ Ahora bien, al considerar el principio de equipartición de la energía, la energía térmica del sistema estará dada por la diferencia entre la energía térmica de los productos menos la de los reactivos, es decir:

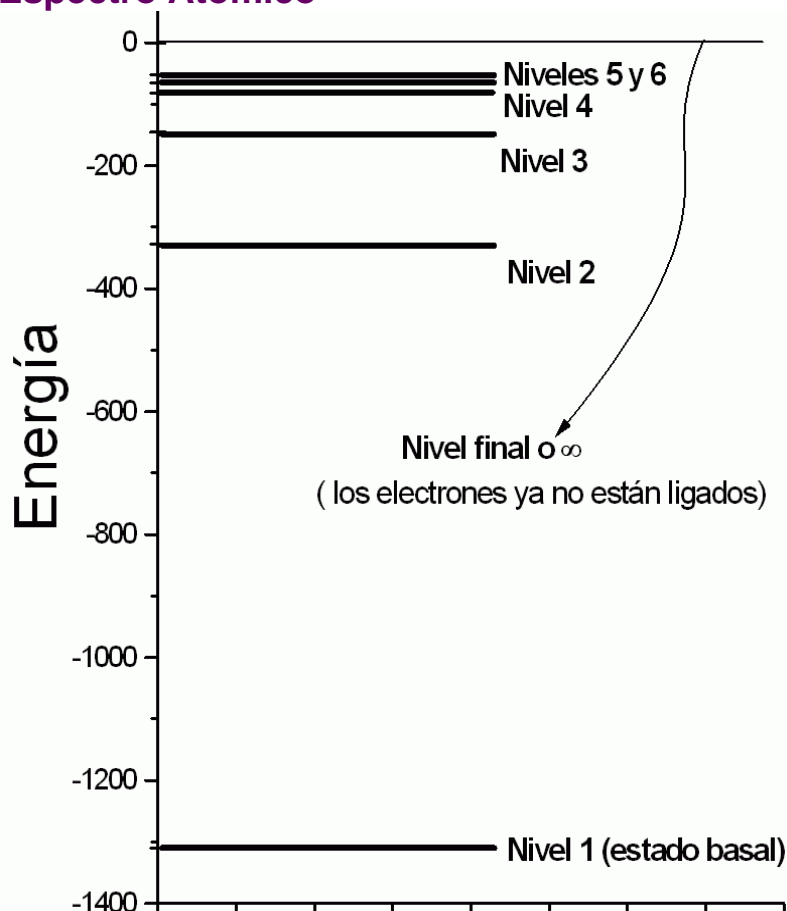
H_{2(g)}+Cl_{2(g)} →2HCl_{2(g)}			
Grados de libertad	5	6	2x5
U_T + U_R + U_V	$\frac{5}{2}R \cdot T$	$\frac{6}{2}R \cdot T$	$\frac{10}{2}R \cdot T$
$\therefore \Delta U_{trans} + \Delta U_{rot} + \Delta U_{vib} = -\frac{1}{2}RT \approx -1 \frac{kJ}{mol}$			

- ⊗ Por lo tanto, $U_{intra} = -183 \text{ kJ/mol}$
- ⊗ Es decir en el caso de una reacción donde las demás contribuciones son muy pequeñas o cero, la magnitud y el signo de H , nos dan una buena indicación del valor de U_{intra} .

Espectro Atómico y Molecular

- ⊗ Los espectros de emisión o absorción de líneas de átomos gaseosos pueden explicarse en términos de niveles energéticos.
- ⊗ Cada línea espectral se produce cuando un electrón cambia de un nivel energético definido a otro.
- ⊗ El modelo que describe este comportamiento es el **cuántico**, que obliga a un electrón a tener ciertos valores de energía definidos en cada nivel.
- ⊗ Estos niveles se miden relativos al nivel ∞ , cuya energía se define igual a 0.
- ⊗ Los espectros moleculares en fase gas, producen también espectros electrónicos.
- ⊗ Donde se observan además muchas otras líneas, cuyo espaciamiento (**mucho más cerrado**)
- ⊗ Esto sugiere que dichos estados corresponden a estados vibracionales y rotacionales.

Espectro Atómico



Representación gráfica de un espectro atómico donde se muestran las diferencias energéticas entre los niveles electrónicos.

Espaciamiento de los Niveles Energéticos

Las diferencias energéticas entre los **niveles electrónicos, vibracionales y rotacionales y translacionales** se pueden acotar así:

- 1 mol de moléculas en su nivel energético basal necesita $\approx 400\text{kJ}$ para pasar al siguiente estado electrónico.

- El espaciamiento de los niveles vibracionales es de $\approx 4\text{ kJ / mol}$

- El de los niveles rotacionales es de $\approx 0.04\text{kJ/mol}$

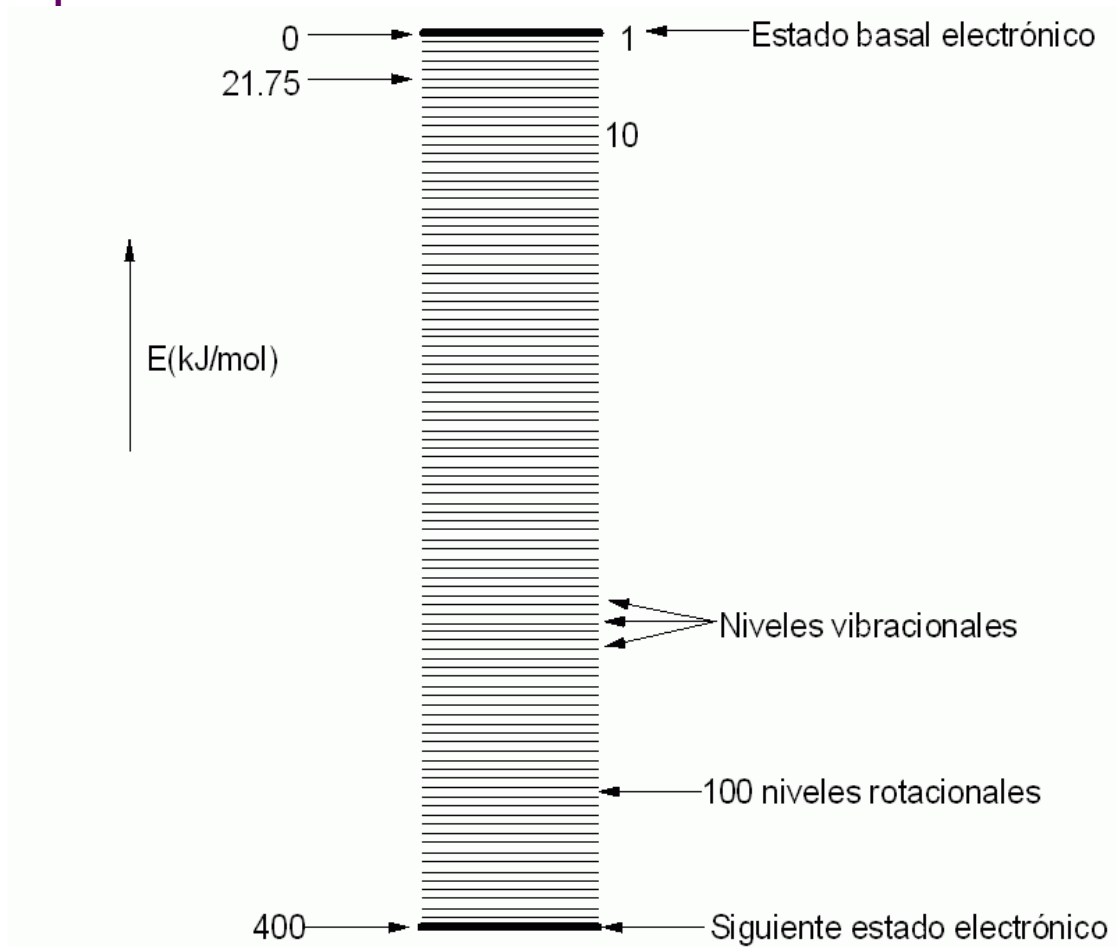
- En tanto que, la energía translacional total de 1 mol de moléculas es de

$$\frac{3}{2}R \cdot T$$

- o 3.7 kJ / mol a 298K

- Estas diferencias se muestran gráficamente a continuación:

Espectro molecular



Comparación del espaciamiento de los niveles moleculares

La figura anterior muestra la disparidad del espaciamiento entre los niveles de los cambios electrónicos, vibracionales y rotacionales.

☛ La energía rotacional que tiene una molécula en el nivel rotacional 100 será igual a la que tiene el 2° vibracional.

☛ Una molécula deberá estar en el nivel vibracional 100 antes que su energía se aproxime a la requerida para pasar al siguiente estado electrónico.

Tipo	Espaciamiento kJ/mol	E molecular a 298K
electrónica	400.0	Ninguna, el nivel excitado es muy grande
vibracional	4.0	$RT = 2.5 \frac{kJ}{mol}$
rotacional	0.04	$RT = 2.5 \frac{kJ}{mol}$
translacional	0.0004	$\frac{3}{2}RT = 3.7 \frac{kJ}{mol}$

☛ El espaciamiento de los estados translacionales es aproximadamente 100 veces menor que el de los rotacionales.

⊕ La energía térmica total que tiene una molécula a 298K es de alrededor de

$$\frac{7}{2}RT = 8.7 \frac{kJ}{mol}$$

⊕ Esto es comparable al espaciamento de los niveles vibracionales y mayor que el de los rotacionales y translacionales.

⊕ La energía translacional de una mol de moléculas a 298K por grado de libertad es de

$$\frac{1}{2}RT = 1.2 \frac{kJ}{mol}$$

y el espaciamento de los niveles translacionales es de

$$0.0004 \frac{kJ}{mol}$$

Distribución Molecular

⊕ ¿Cómo se reparten la energía las moléculas de un sistema?

⊕ Para averiguarlo, es necesario llevar a cabo una repartición del total de la energía disponible a las diferentes moléculas del sistema.

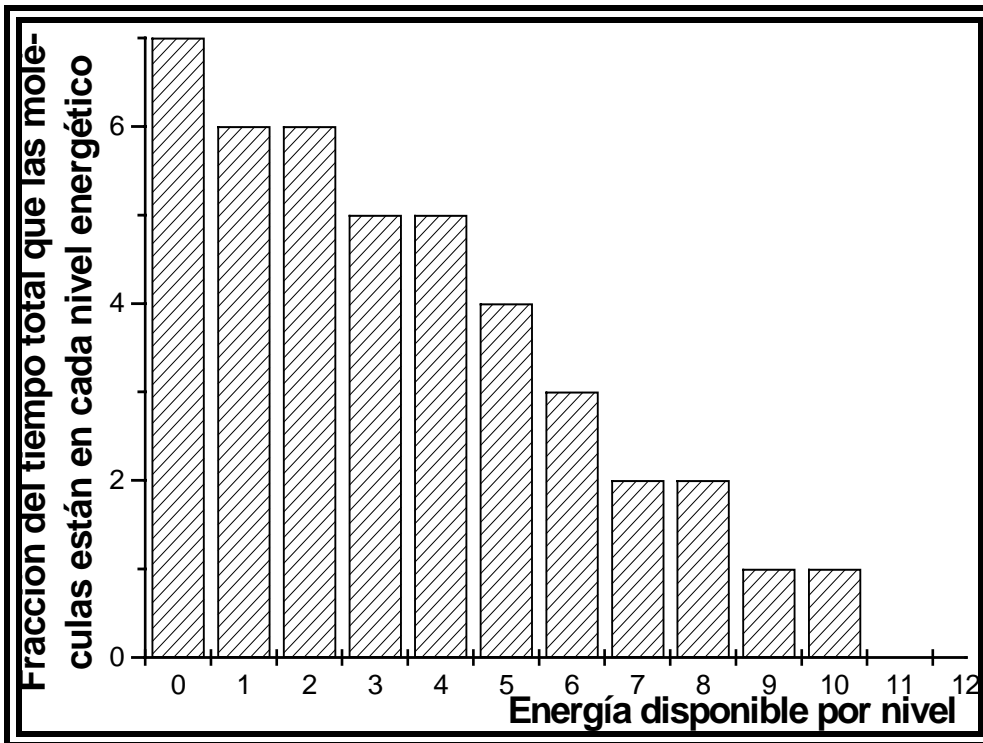
⊕ Así por ejemplo: Hay 14 maneras diferentes en que 3 moléculas pueden repartirse un total de 10 unidades de energía cuando el espaciamento entre los niveles es 1.

⊕ Si no hay otros factores que intervengan haciendo que unos niveles sean más probables que otros, la distribución de moléculas por nivel es el que se muestra a continuación:

10	✓													
9		✓												
8			✓			✓								
7				✓			✓							
6					✓			✓		✓				
5						✓	✓			✓		✓		
4					✓				✓			✓	✓	✓
3				✓				✓			✓		✓	✓
2			✓				✓			✓	✓	✓	✓	
1		✓					✓	✓	✓	✓	✓			
0	✓	✓	✓	✓	✓	✓								
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

Distribución molecular

Lo cual puede graficarse de esta manera:



Gráfica de la distribución molecular anterior.

¿Que ocurre cuando cambiamos la cantidad total de energía, o el espaciamiento o el número de moléculas?

Nº de moléculas	E_{total}	Espaciamiento	Nº de estados
3	10	1.0	14
3	10	0.5	28
3	20	1.0	28
6	10	1.0	28

Es entonces claro que el número de maneras (estados) en que la E_{total} de un sistema puede repartirse, aumentará dependiendo de estos tres factores así:

- Al disminuir el espaciamiento de los niveles de E
- Al incrementar la energía disponible
- Al incrementar el número de moléculas.

Alimentos y combustibles

Cuando un material se quema libera energía, a la cantidad de energía liberada por un gramo de material se le conoce con el nombre de valor energético

Nota: debido a que todas las reacciones de combustión son exotérmicas se acostumbra eliminar el signo negativo al reportar estos valores.

Alimentos

La mayor parte de la energía que necesita nuestro cuerpo proviene de las grasas y los carbohidratos.

Los *carbohidratos* al digerirse en el intestino se rompen para generar glucosa. La glucosa se transporta en la sangre hasta las células donde se oxida para producir CO_2 , H_2O y claro energía:



Las grasas:

- ◆ La digestión de la grasas también produce CO_2 y H_2O y energía
- ◆ El exceso de energía se almacena en el cuerpo como grasa
- ◆ Como son insolubles en agua, pueden separarse y almacenarse en el cuerpo
- ◆ Producen más energía por gramo que los carbohidratos y las proteínas, es decir, tienen mayor valor energético

Compuesto	Valor energético (kJ/gramo)
Grasas	38
Carbohidratos	17
Proteínas	17

Para mantener funcionando a un nivel mínimo (tiradotes en la cama) se requieren por lo menos 100 kJ por kilogramo de peso corporal cada día

Para que se den una idea de la cantidad de energía requerida conviene considerar que:

- ◆ El ejercicio ligero quema alrededor de 800 kJ de energía por hora
- ◆ El ejercicio pesado quema hasta 2000 kJ de energía por hora

Combustibles

Los combustibles difieren unos de otros en el contenido de carbono, hidrógeno y oxígeno. Entre mayor sea el porcentaje de carbono e hidrógeno en un combustible mayor será su valor energético.

Combustible	C (%)	H (%)	O (%)	Valor energético (kJ/g)
Madera	50	6	44	18
Carbón bituminoso	77	5	7	32
Gasolina	85	15	0	48
Hidrógeno	0	100	0	142

En la actualidad el consumo promedio por persona de energía en los países del primer mundo, es de alrededor de 8.8×10^5 kJ, o lo que es lo mismo cerca de 100 veces más que los requerimientos energéticos de alimentos.

Esta energía proviene esencialmente de quemar combustibles fósiles (hidrocarburos del petróleo o de carbón mineral)

El carbón mineral representa el 90% de los combustibles fósiles en de la tierra, sin embargo típicamente se encuentra contaminado con azufre, lo cual genera a su vez contaminación ambiental (lluvia ácida)

Energía solar: en un día claro, la energía del sol que llega al suelo es igual a 1kJ por metro cuadrado por segundo.

Si pudiéramos usar la energía solar que llega a la tierra en un área de aproximadamente 0.4 % del territorio nacional, tendríamos suficiente energía como para venderle energía a los gringos y nos sobraría para aventar *pa' arriba*.

Hidrógeno: se quema limpiamente (produce agua únicamente) y tiene un valor energético muy alto. Se puede producir del carbón mineral y del metano



Capítulo VIII

Equilibrio y velocidad de reacción

Procesos espontáneos y no espontáneos

Espontaneidad de una reacción
Primera ley de la termodinámica
Energía y enlace químico

Segunda ley de la termodinámica

Entropía vs entalpía

La energía libre DG

Cinética química

Colisiones y reactividad.

Diagramas de energía

Catalizadores

Inhibidores

Efecto de un catalizador en el equilibrio

Equilibrio

Ley del equilibrio químico

El principio de Le Chatelier

Efecto de la temperatura en el equilibrio

Efecto de la concentración en el equilibrio

Reversibilidad y equilibrio

El transporte de oxígeno (numérico)

Actividad

Efecto de la presión en el equilibrio

Aplicaciones del principio de Le Chatelier

Eliminación de un producto de un sistema en equilibrio

Producto de solubilidad

Efecto del ion común

Reacciones ácido base

Propiedades del agua

Definición de Brønsted:

Definición de Lewis:

¿Cuál es la concentración del agua?

Producto iónico del agua

Concentración de H^+ al añadir ácidos o bases fuertes

Definición de pH^+

Constante de disociación de un ácido

Constante de disociación de una base

Grado de ionización de un ácido

Constante de disociación de un ácido

Constante de disociación de una base

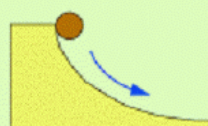
Ejemplos de constantes de disociación

Procesos espontáneos y no espontáneos

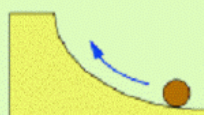
Procesos espontáneos y no espontáneos

Procesos espontáneos: son aquellos que ocurren naturalmente sin requerir de causas o estímulos externos

Procesos no espontáneos: son aquellos para producirse requieren de un agente externo.



Espontáneo



No espontáneo

Diagrama que muestra la diferencia entre un proceso espontáneo y otro no espontáneo

Espontaneidad de una reacción

Para determinar si una reacción es o no espontánea, es necesario estudiar su **termodinámica**. Esta rama de la ciencia permite calcular la cantidad de trabajo útil producido por una reacción.

Además muestra a los dos factores competitivos que determinan la espontaneidad de una reacción

- ◆ La Entalpía
- ◆ La Entropía

Primera ley de la termodinámica

La energía no puede crearse ni destruirse en una reacción química.

- ◆ La energía únicamente se transforma de una forma a otra.
- ◆ La energía térmica de un sistema se asocia al movimiento de sus moléculas

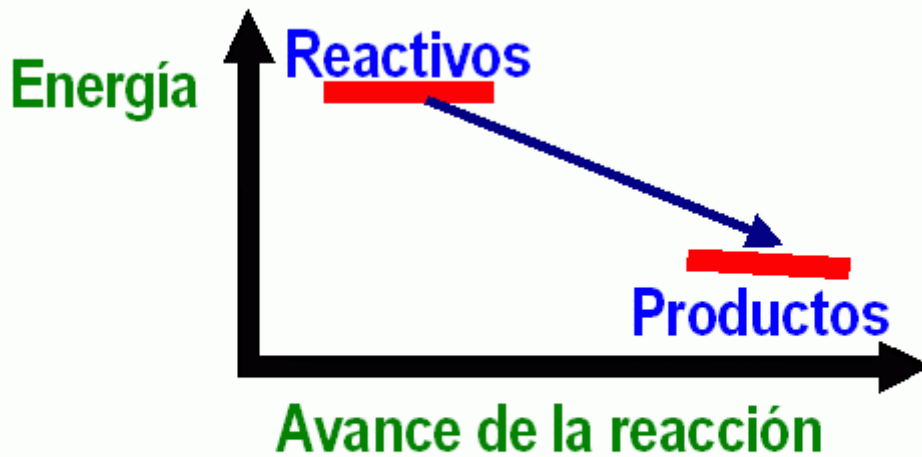
- ◆ Los enlaces se consideran como **energía potencial**
- ◆ El calor asociado a una reacción se llama **entalpía** y se denota como ***H***

Energía y enlace químico

Durante una reacción química.

- ◆ Se rompen y forman enlaces.
- ◆ Se produce o consume energía
- ◆ Si el proceso es **exotérmico**, se obtiene energía y eso indica que los productos tienen menor energía.
- ◆ Si el proceso es **endotérmico**, se consume energía y eso indica que los productos tienen mayor energía

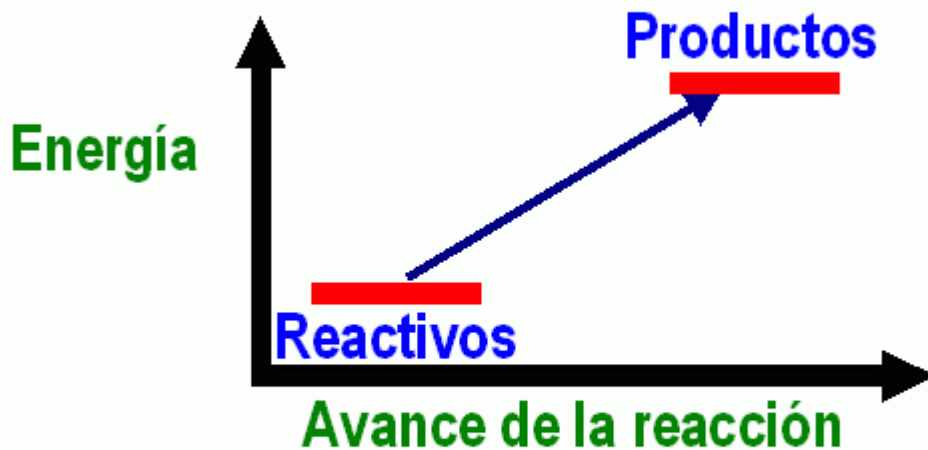
Procesos exotérmicos



Los productos son más estables, se obtiene energía

Características de un proceso exotérmico

Procesos endotérmicos



Los productos son menos estables, se requiere energía

Características de un proceso endotérmico

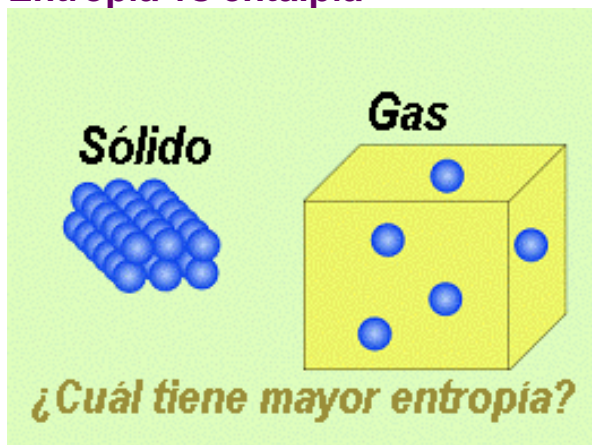
Segunda ley de la termodinámica

Un sistema y sus alrededores tienden espontáneamente a desordenarse. *El grado de desorden de un sistema se conoce con el nombre de entropía y se designa con S.*

$$\Delta S = S_{\text{Productos}} - S_{\text{Reactivos}}$$

De manera general, esto se explica en términos de la tendencia de todos los sistemas a romperse y a convertirse en sistemas más desordenados.

Entropía vs entalpía



Efecto del estado en la entropía

Parece pues que existen dos fuerzas que compiten en la estabilización de las sustancias.

◆ **La entalpía:** estabiliza a los materiales al generar enlaces más fuertes y hacer compuestos más ordenados.

◆ **La entropía:** Estabiliza a los materiales al desordenarlos.

Los dos fenómenos afectan a una reacción y deciden la manera en que procede. Por ello requerimos de una cantidad que los considere a ambos.

La energía libre ΔG

Se define como la máxima cantidad de energía que se obtiene de una reacción. Como antes el cambio en la energía libre de un sistema es:

$$\Delta G = G_{\text{Productos}} - G_{\text{Reactivos}}$$

Al trabajar a presión constante (la de la atmósfera), podemos definir G en términos de S y H así:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

El signo de G nos dice mucho de una reacción:

◆ Si $G > 0 \Rightarrow$ Indica que la reacción **no es espontánea**, requiere energía para ocurrir.

◆ Si $G = 0 \Rightarrow$ Indica que la reacción ya ocurrió y está en su estado final. **Equilibrio**

◆ Si $G < 0 \Rightarrow$ Indica que la reacción **es espontánea** y no se necesita energía para que ocurra

Cinética química

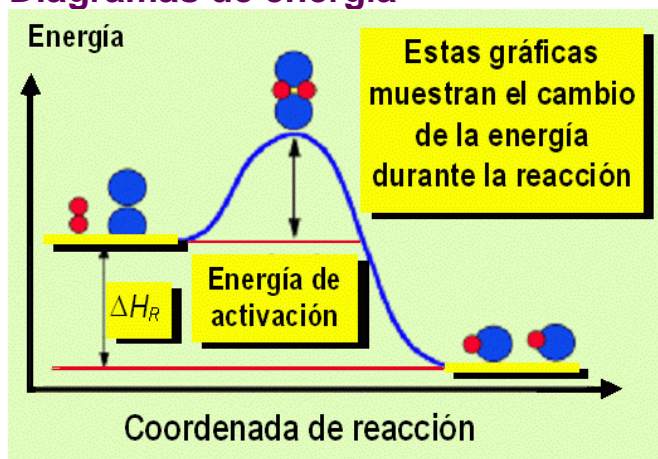
Es el estudio del comportamiento de las reacciones respecto al tiempo.

- ◆ Mide el tiempo que requiere una reacción para completarse.
- ◆ Cómo controlar el camino de una reacción
- ◆ Como reaccionan los reactivos para formar los productos (Mecanismo de la reacción)
- ◆ El efecto de otros compuestos en la reacción (Catálisis)

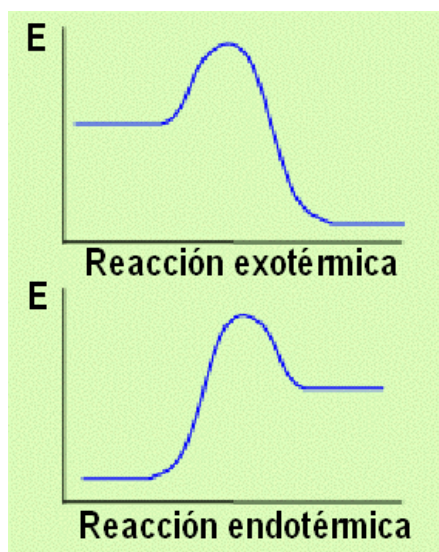
Colisiones y reactividad.

- ◆ Para que dos compuestos reaccionen, deben chocar uno con otro, con una energía superior a la fuerza de los enlaces que se rompan.
- ◆ La velocidad de una reacción se ve afectada por la **concentración**, la **estructura**, la **temperatura** y el **estado físico** de los reactivos y la presencia de catalizadores.
- ◆ A la cantidad mínima de energía para que la reacción ocurra, le llamamos **energía de activación**.

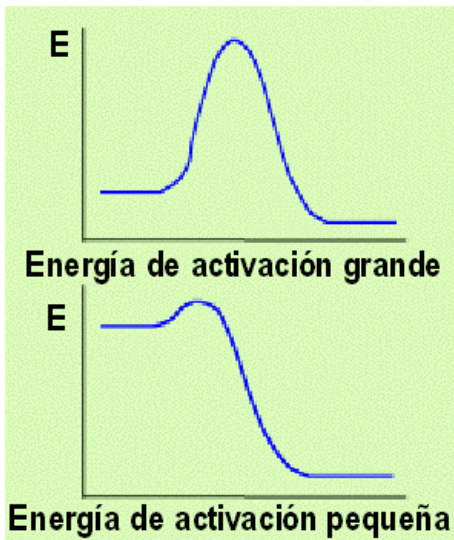
Diagramas de energía



Energía de activación



Diagramas que muestran la diferencia entre una reacción endotérmica y una exotérmica



Diagramas que muestran la diferencia entre una reacción con baja energía de activación y otra con energía de activación alta.

Catalizadores

Son sustancias que aumentan la velocidad de una reacción sin ser usados por esta.

- ◆ Provee un camino más fácil para la reacción.
- ◆ Disminuyen la energía de activación
- ◆ No cambian la composición de los productos

Inhibidores

Son sustancias que disminuyen la velocidad de una reacción.

- ◆ Estorban el camino apropiado de la reacción.

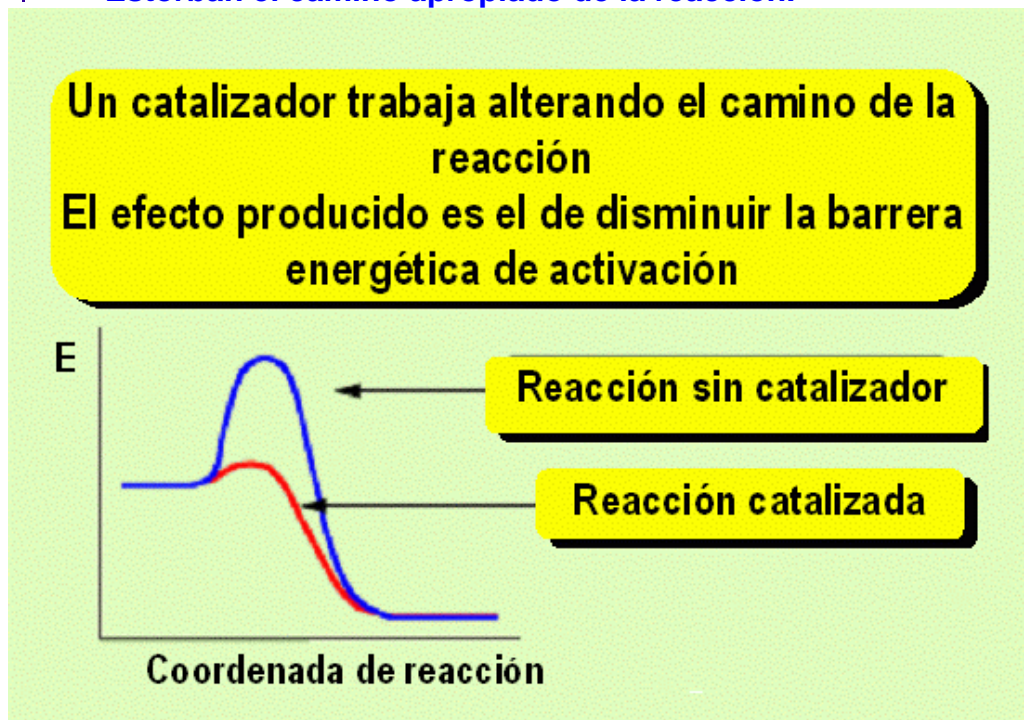


Diagrama de la coordenada de reacción de una reacción catalizada

Efecto de un catalizador en el equilibrio

Un catalizador no tendrá efecto ni en la constante de equilibrio, ni en la posición del equilibrio.

La posición del equilibrio de un sistema reversible es aquella condición donde se cumple que la energía libre es mínima. Un catalizador no afecta el contenido energético del sistema puesto que no cambia su concentración en la reacción, consecuentemente el punto de equilibrio final no se altera.

Un catalizador funciona disminuyendo la energía de activación, es decir lo único que hace, es acelerar la obtención del equilibrio del sistema.

Equilibrio

Un sistema está en equilibrio cuando cuando ha perdido la tendencia espontanea a cambiar y ha llegado a una condición de energía libre mínima, en las condiciones que se encuentra.

- ◆ Un péndulo que cuelga vertical, detenido
- ◆ Un foco, no estará en equilibrio al abrirse, llegará al equilibrio cuando la p exterior y la interior sean iguales
- ◆ El agua en contacto con hielo a 0° y 1 atm

$$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{s})$$
- ◆ Un proceso químico reversible estará en equilibrio cuando las reacciones opuestas se balanceen.

$$2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2$$

Ley del equilibrio químico

Se ha encontrado experimentalmente que para cualquier sistema químico en equilibrio del tipo:



La concentración de los reactivos satisface la siguiente condición general:

$$\frac{[\text{P}]^m [\text{Q}]^n \dots}{[\text{A}]^x [\text{B}]^y \dots} = K = \text{constante}$$

Aquí las concentraciones de cada reactivo se denotan con paréntesis cuadrados y a esta constante se le conoce como **constante de equilibrio**

El principio de Le Chatelier

Cuando se aplica una **restricción** a un sistema químico en equilibrio, el sistema se alterará de tal manera que elimine la restricción. O lo que es lo mismo, al aplicar una **tensión** al sistema esta causará que cambie de manera que se minimice dicha tensión.

Las dos restricciones principales aplicables a los sistemas químicos son:

- ◆ **Alteración de la temperatura**
- ◆ **Alteración de la concentración**

Efecto de la temperatura en el equilibrio

Cuando una reacción procede absorbiendo o generando calor en una dirección dada, el principio de Le Chatelier nos permite predecir como se alterará la posición del equilibrio al cambiar la temperatura. Así:



(producción de calor)

Subir la temperatura del sistema, causará que la reacción proceda de manera que se pueda eliminar el calor aplicado. Si la posición del equilibrio favorece la formación de C + D, al subir la temperatura la composición del equilibrio se desplazará a la izquierda favoreciendo la producción de A + B.

Lo anterior quiere decir que al subir la temperatura:

◆ En las reacciones

exotérmicas:

Reactivos Productos + calor H

(-)

la posición del equilibrio cambia a la izquierda

◆ Y en las reacciones

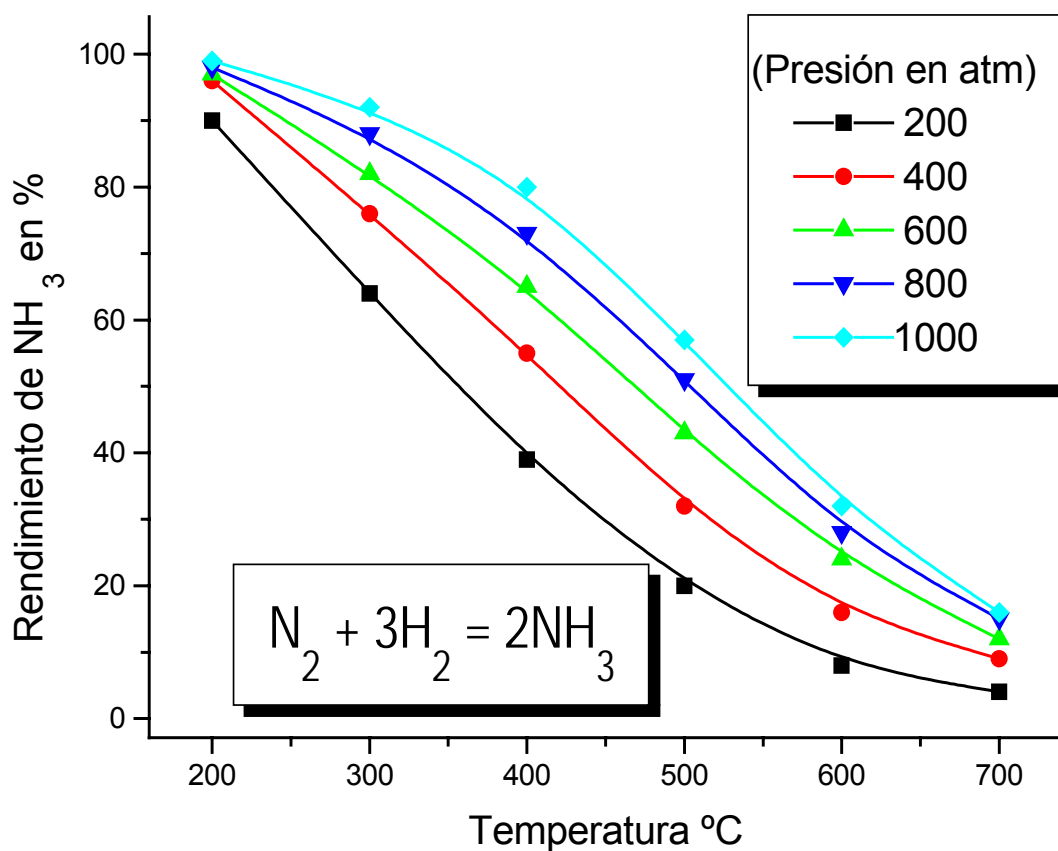
endotérmicas:

Reactivos + calor Productos H

(+)

la posición del equilibrio cambia a la derecha

Nótese que la constante de equilibrio K cambia con la temperatura, es decir en los sistemas exotérmicos la K disminuye y en los endotérmicos la K aumenta.



Efecto de la temperatura en el equilibrio

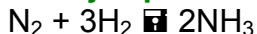
Efecto de la concentración en el equilibrio

Ahora, ¿que ocurre al cambiar la concentración de los reactivos o de los productos en una reacción?

Nótese que la K_{eq} no cambia al cambiar la concentración de los reactivos, cambia la posición del equilibrio.

Al cambiar la concentración añadiendo o removiendo un producto o reactivo, estamos ejerciendo una tensión, para eliminarla, el sistema cambiará.

Por ejemplo:



$$K_{eq} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

- ◆ Al añadir NH_3 , el equilibrio se mueve a la izquierda
- ◆ Al añadir N_2 , el equilibrio se mueve a la derecha

Reversibilidad y equilibrio

¿Porqué ocurre esto? Porque la reacción se lleva a cabo en las dos direcciones simultáneamente (dado que todas las especies están en el mismo recipiente y al chocar entre si, será factible que ocurran ambas reacciones).

Es decir, es un sistema dinámico.

Así para:



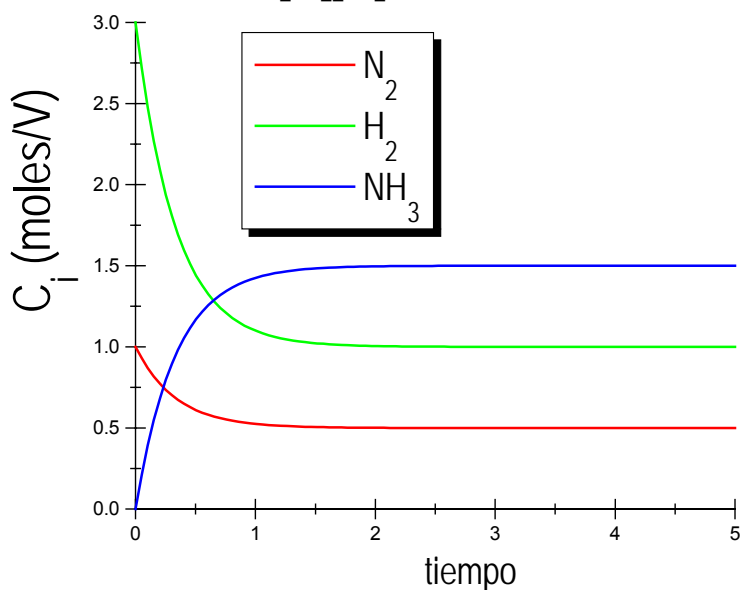
k_f, k_r

velocidad a la derecha = $k_f [A][B]$

velocidad a la izquierda = $k_r [C][D]$

en el equilibrio : $k_f [A][B] = k_r [C][D]$

reacomodando : $\frac{[A][B]}{[C][D]} = \frac{k_f}{k_r} = K$

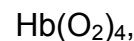
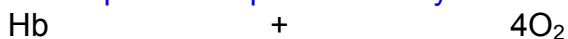


Comportamiento de la concentración respecto al tiempo

Otro ejemplo, la hemoglobina:

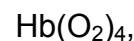
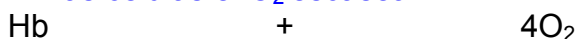
$$K_{\text{Hb}} = \frac{[\text{Hb}(\text{O}_2)_4]}{[\text{Hb}][\text{O}_2]^4}$$

◆ Dado que en los pulmones hay mucho O_2



se forma $\text{Hb}(\text{O}_2)_4$

◆ En las células el O_2 escasea



se aporta O_2 a las células por la hemoglobina.

El transporte de oxígeno (numérico)

Supongamos que K_{Hb} es aproximadamente 5.0×10^5

$$K_{\text{Hb}} = \frac{[\text{Hb}(\text{O}_2)_4]}{[\text{Hb}][\text{O}_2]^4} = 5.0 \times 10^5$$

Entonces la proporción de hemoglobina oxigenada a no oxigenada será:

$$K_{\text{Hb}} [\text{O}_2]^4 = \frac{[\text{Hb}(\text{O}_2)_4]}{[\text{Hb}]}$$

Si la solubilidad de O_2 en pulmones es a 37°C de aproximadamente 0.1M , entonces:

$$(5.0 \times 10^5) \times (0.1)^4 = \frac{[\text{Hb}(\text{O}_2)_4]}{[\text{Hb}]} = 50$$

Y si la concentración de oxígeno en capilares es de cerca de 0.001M , tendremos:

$$(5.0 \times 10^5) \times (0.001)^4 = \frac{[\text{Hb}(\text{O}_2)_4]}{[\text{Hb}]} = 5.0 \times 10^{-7}$$

Otro ejemplo

Al hacer la reacción:



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}$$

de 1.000 mol de CO_2 y 1.000 mol de H_2 se ponen en un recipiente de 1.00L a 2000°C , y se dejan llegar al equilibrio. Analizando una muestra se encuentra que hay 0.323 moles de CO_2 , ¿cuánto vale K ?

$$K_{\text{eq}} = \frac{[0.677][0.677]}{[0.323][0.323]} = 4.39$$

La reacción inversa

Si ahora hacemos la reacción:



$$K_{eq} = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]}$$

de 1.000 mol de CO_2 y 1.000 mol de H_2 se ponen en un recipiente de 1.00L a 2000°C , y se dejan llegar al equilibrio. Analizando una muestra se encuentra que hay 0.323 moles de CO_2 , ¿cuánto vale K?

$$K_{eq} = \frac{[0.323][0.323]}{[0.677][0.677]} = 0.228$$

Si ahora añadimos 0.500 moles / L de CO a la reacción anterior, es decir que la concentración de CO es de 1.177 moles dejando las demás concentraciones iguales. Se espera a que se establezca el equilibrio y se analiza nuevamente la concentración de CO_2 , obteniéndose 0.392 moles / L. Entonces sabemos que se han formado $0.392 - 0.323 = 0.069$ moles. Por tanto se habrán producido 0.069 moles de H_2 , de manera similar se habrán consumido 0.069 moles de CO y H_2O . Así en el equilibrio tendré: 0.392 moles de H_2 y CO_2 y 0.608 moles de H_2O y 1.177 moles de CO.

$$K_{eq} = \frac{[0.392][0.392]}{[0.608][1.177]} = 0.228$$

Actividad

En las reacciones reales, usar las concentraciones no es estrictamente correcto, conviene emplear una corrección a la que se conoce como **Actividad** \equiv , puede verse como una **concentración efectiva**.

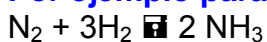
- ◆ En el caso de disoluciones diluidas, $a \approx c$ = concentración molar (al aumentar la concentración se observan desviaciones)
- ◆ En el caso de los gases $a = p$
- ◆ En el caso de sólidos y líquidos puros $a = 1$ (la concentración sólo depende de su densidad)

Efecto de la presión en el equilibrio

¿Que ocurre al cambiar la presión de una reacción?

Aunque las variaciones en la presión, tampoco afectan la constante de equilibrio, si pueden cambiar la posición del equilibrio, específicamente en los procesos donde cambia el volumen.

Por ejemplo para la reacción de:



Al incrementar la presión el sistema tratará eliminar la tensión ejercida e intentará disminuir la presión. Esto solo se logra alterando el punto de equilibrio en la dirección de la formación de NH_3 .

Recuérdese ahora además que:

$$p = \frac{\text{moles}}{L} \frac{n}{V} RT$$

Es posible calcular la extensión del cambio en el punto de equilibrio de una reacción si se altera la presión.

Por ejemplo, en la reacción de disociación:



Al poner 1 mol de vapor de PCl_5 en un recipiente de volumen V , se disociara hasta llegar al equilibrio.

Supongamos que la fracción de la sustancia original que se ha disociado es α , y le llamaremos grado de disociación del PCl_5 . Escribamos ahora las expresiones de las concentraciones presentes para sustituirlas en la de equilibrio.



Concentraciones:

$$\frac{1-\alpha}{V} \quad \frac{\alpha}{V} \quad \frac{\alpha}{V}$$

Constante de equilibrio puede expresarse así:

$$K_{eq} = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\frac{\alpha}{V} \times \frac{\alpha}{V}}{\frac{1-\alpha}{V}}$$

Por lo tanto:

$$K_{eq} = \frac{\alpha^2}{V(1-\alpha)}$$

¡Órale! Ya tengo una expresión que relaciona el volumen, las concentraciones y la constante. ¿Y pa que sirve?

Hagamos un ejemplo:

A 250°C el PCl_5 se disocia 70% a presión atmosférica. Si ahora la presión se incrementa haciendo que la mezcla ocupe la mitad del volumen (a temperatura constante), ¿cuál será el grado de disociación a la nueva presión?



Concentraciones:

$$\frac{1-0.7}{V} = \frac{0.7}{V} \quad \frac{0.7}{V}$$

Constante de equilibrio:

$$K_{eq} = \frac{(0.7)^2}{V(1-0.7)} = \frac{0.49}{0.3 \times V} = \frac{1.63}{V}$$

Al reducir el volumen a $V/2$, el nuevo grado de disociación será = , y las concentraciones de la mezcla serán:



Concentraciones:

$$\frac{1-\alpha}{\frac{V}{2}} \quad \frac{\alpha}{\frac{V}{2}} \quad \frac{\alpha}{\frac{V}{2}}$$

$$\frac{2(1-\alpha)}{V} \quad \frac{2\alpha}{V} \quad \frac{2\alpha}{V}$$

Y dado que la K_{eq} es constante a temperatura constante, entonces:

$$K_{eq} = \frac{\frac{2\alpha}{V} \times \frac{2\alpha}{V}}{\frac{2(1-\alpha)}{V}}$$

Que es lo mismo que:

$$K_{eq} = \frac{2\alpha^2}{(1-\alpha)V} = \frac{1.63}{V}$$

Es decir:

$$\frac{2\alpha^2}{(1-\alpha)} = 1.63$$

Que no es más que una ecuación de segundo orden:

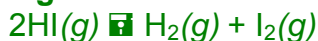
$$2\alpha^2 = 1.63 \times (1-\alpha)$$

Cuyas soluciones son:

$$2\alpha^2 + 1.63\alpha - 1.63 = 0 \Rightarrow \alpha = 0.56 \quad \text{o} \quad -1.37$$

Por tanto el nuevo grado de disociación será 56%

¿Y cuando en la reacción no hay cambio en V?, por ejemplo en el caso de la siguiente reacción:



Concentraciones:

$$\frac{2(1-\alpha)}{V} \quad \frac{\alpha}{V} \quad \frac{\alpha}{V}$$

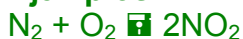
La constante de equilibrio será:

$$K_{eq} = \frac{\frac{\alpha^2}{V^2}}{\frac{(1-\alpha)^2}{V^2}} = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)^2}$$

De manera que la presión no tendrá efecto en la posición del equilibrio.

Aplicaciones del principio de Le Chatelier

Ejemplos:

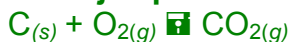


$\Delta H(+)$

El cambio de p no afecta al sistema, el proceso es endotérmico de derecha a izquierda, al aumentar la temperatura el rendimiento de NO_2 se favorece. A alta temperatura obtenemos buenos rendimientos.

Para aislar el producto hay que enfriar rapidísimo a una temperatura en la que la velocidad de reacción sea insignificante. A este proceso de aislamiento de materiales se le llama *quenching* o *captura*

Más ejemplos:



$$K_{eq} = \frac{[CO_2]}{[O_2][C]}$$

La concentración del C depende solo de su densidad, entonces:

$$K_{eq} = \frac{[CO_2]}{[O_2]} = \frac{\rho_{CO_2}}{\rho_{O_2}}$$

Cuál sería la K_{eq} para :



Ejemplos:



$\Delta H(+)$

$$K_{eq} = \frac{[CaCO_3]}{[CaO][CO_2]} = \frac{const}{const \times [CO_2]}$$

La actividad de un sólido es 1, a $T = \text{constante}$ la concentración de CO_2 deberá ser fija. Dado que la reacción es endotérmica de izquierda a derecha, al incrementar la temperatura la constante disminuirá y favorecerá mayores concentraciones de CO_2 .

◆ De esta manera podremos ordenar a los carbonatos en términos de su estabilidad térmica.

A $p=2 \text{ atm}$, el N_2O_4 tiene un grado de disociación de 35%. Calcular la K_p .



$$1 - \alpha \quad 2\alpha \quad \alpha = 0.35$$

$$0.65 \text{ mole} + 0.7 \text{ mole} = 1.35 \text{ moles} \quad p_T = 2 \text{ atm}$$

$$p_{N_2O_4} = \left(2 \times \frac{0.65}{1.35} \right) p_{NO_2} = \left(2 \times \frac{0.7}{1.35} \right)$$

$$K_p = \frac{(p_{NO_2})^2}{p_{N_2O_4}} = \frac{2}{1.35} \times \frac{0.65^2}{0.7} = 1.117$$

Al tratar mol de CH_3COOH con una mol de C_2H_5OH , la reacción procede hasta que 2/3 del alcohol se esterifican, ¿cuánto se esterificará si se añade otra mol de ácido?



1 mol	1 mol	0	0
$\frac{1}{3}$	$\frac{1}{3}$	$\frac{2}{3}$	$\frac{2}{3}$
$\frac{1/3}{V}$	$\frac{1/3}{V}$	$\frac{2/3}{V}$	$\frac{2/3}{V}$

$$K_e = \frac{\left(\frac{2/3}{V}\right)\left(\frac{2/3}{V}\right)}{\left(\frac{1/3}{V}\right)\left(\frac{1/3}{V}\right)} = 4$$

Al añadir la otra mol de ácido:



2 moles	1 mole	0	0
$2 - x$	$1 - x$	x	x

$$K_e = \frac{x^2}{(2-x)(1-x)} = 4x^2 = 4(1-x)(2-x)$$

$$x^2 = 8 - 12x + 4x^2$$

$$3x^2 - 12x + 8 = 0 \Rightarrow x = 3.155 \text{ o } 0.845$$

La cantidad adicional de alcohol esterificado será: $0.845 - 0.667 = 0.179$ moles



En la reacción de esterificación de un ácido por un alcohol, si añadimos H_2SO_4 concentrado al combinarse con el agua producida y ello permitirá 100% de rendimiento. Aquí el sulfúrico no es un catalizador, pues altera el equilibrio químico.

Eliminación de un producto de un sistema en equilibrio

Es posible obtener casi el 100% de rendimiento, eliminando uno de los productos continuamente conforme se forma. Así el punto de equilibrio cambia en la dirección que forma la sustancia eliminada para restaurar el equilibrio.



Las actividades de los sólidos son 1, se eliminan de la K:

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4} \therefore \frac{[\text{H}]}{[\text{H}_2\text{O}]} = \sqrt[4]{K_{eq}}$$

El sistema llega al equilibrio al poner los reactivos o productos en un recipiente cerrado.

Al calentar Fe_3O_4 con una corriente de H_2 , esta corriente eliminará el vapor de agua y será factible reducir por completo el óxido, o bien al tratar Fe con una corriente de vapor el H_2 se eliminará con el vapor y se obtendrá la conversión completa al óxido.

Producto de solubilidad

Puede considerarse que disolver una sal en agua, es un proceso de equilibrio químico. Cuando una sal binaria **AB ligeramente soluble (AgCl)** se mezcla con agua y se agita un rato, se formará una disolución saturada de sus iones en equilibrio con el sólido.



$$K_{ps} = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]} = \frac{[A^+][B^-]}{cte} \Rightarrow K_{ps} = [A^+][B^-]$$

Esta cantidad se le conoce como producto de solubilidad y es constante a temperatura constante.

Efecto del ion común

La solubilidad de una sal en agua puede hacerse disminuir al añadir una sustancia que tenga uno de sus iones igual a alguno de los de la primera sal.

Ejemplos

◆ NaCl es menos soluble en HCl concentrado que en agua pura. Para precipitar la sal de las salinas se saturan con HCl. **Efecto salino**

◆ AgCl es muy poco soluble en agua, al poner Cl⁻ en la disolución, la hace aun menos soluble.

A este efecto se le conoce con el nombre de *efecto salino* o *salting out effect*.

Reacciones ácido base

Propiedades del agua

El agua tiene una serie de propiedades que la hacen muy especial, estas se deben a su **geometría** y a los **átomos** que la componen. Así, una molécula de agua forma **enlaces intramoleculares** con otras, pero además puede ocurrir que al **chocar** con ellas, **pierda o gane un hidrógeno**. Este fenómeno se conoce como **auto-ionización**. Al este proceso se le clasifica como una reacción ácido base.

Definición de Brönsted:

- ◆ Un ácido es **aquella especie que dona protones**
- ◆ Una base es **aquella especie que acepta protones**.

Definición de Lewis:

- ◆ Un ácido es **aquella especie que acepta pares electrónicos**
- ◆ Una base es **aquella especie que dona pares electrónicos**

¿Cuál es la concentración del agua?

El peso molecular del agua es = 18.0 g / mol

La densidad del agua es = 1 g / mL o 1000 g / L

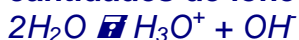
$$\left(\frac{1\text{mol}}{18\text{g}}\right) \cdot \left(\frac{1000\text{g}}{\text{L}}\right) = 55.6 \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

El agua pura es 55.6 M H₂O

Para calcular el número de moles de una ecuación química balanceada de una reacción que ocurre en disolución es necesario que conozcamos la concentración de las disoluciones (en **moles / L**, o **Molaridad**) y los volúmenes (en **litros**).

Producto iónico del agua

El agua pertenece a la clase de disolventes conocida con el nombre de disolventes ionizables, todos ellos tienen la propiedad de auto-ionizarse, es decir son moléculas covalentes que por sus propiedades pueden formar pequeñísimas cantidades de iones por contacto así:



$$K_{eq} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}, \text{ si } [H_2O] \approx cte \Rightarrow K_w = [H^+][OH^-]$$

$$K_w = K_{eq} 55.6 = 1.0 \times 10^{-14} \text{ moles}^2 / L^2$$

Como todos los equilibrios, este también varía con la temperatura y vale 10^{-14} a 25° . De esta manera en el caso del agua pura,

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ moles/L}$$

O lo que es lo mismo:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ moles/L}$$

Al ion H_3O^+ se le conoce como ion hidroxonio o hidronio o protón. Al ion OH^- se le conoce como ion hidróxido.

Al analizar más a fondo los iones presentes en agua no pueden ser los indicados, hay evidencia que indica que son $H_9O_4^+$ y $H_9O_5^-$.

Concentración de H^+ al añadir ácidos o bases fuertes

Al disolver un ácido fuerte en agua, genera iones hidronio o protones,



y claro al añadir una base fuerte se generan iones hidroxilo:

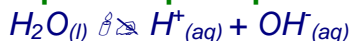


Al ser **electrolitos fuertes**, se ionizan completamente en agua y por tanto incrementan la concentración de H_3O^+ o de OH^- en proporción directa a la cantidad añadida.

Por ejemplo al añadir 0.1 moles de NaOH al agua la concentración de OH^- será de $0.1 + 1 \times 10^{-7} \sim 0.1$ moles/L

En el caso anterior, cuál será la concentración:

Equilibrio principal:



$$\begin{array}{ccc} 0 & & 0.1 \\ & & \\ x & & 0.1 + x \end{array}$$

Constante:

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

Si suponemos que x es pequeña comparada con 0.1, y sustituimos tendremos:

$$K_w = [H^+][OH^-] = (x)(0.1) = 1 \times 10^{-14}$$

$$x = 1 \times 10^{-13} M = pH$$

Es claro que

$$1 \times 10^{-13} \ll 0.1$$

Definición de pH⁺

En este punto conviene definir el concepto de pH como el logaritmo negativo de la concentración de H⁺

$$pH = -\log[H^+]$$

Así se tiene que para cualquier concentración de H⁺ igual a 1×10^{-n} M, el pH se obtiene por inspección de n , así si:

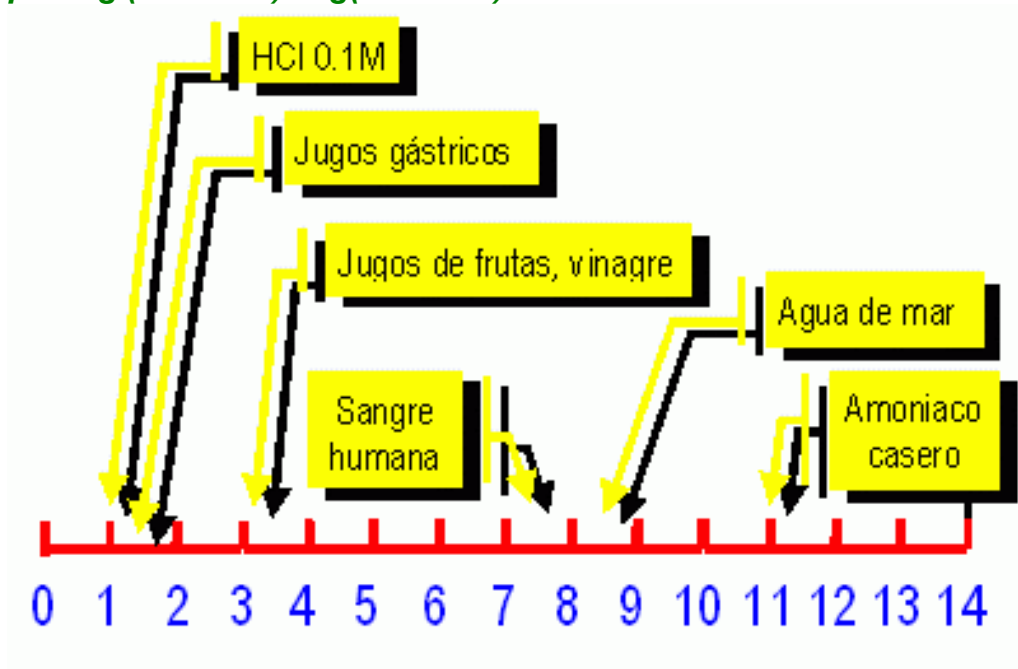
$$[H^+] = 1.0 \times 10^{-4}, pH = 4$$

Y en general se tendrá:

¿Cuál es el pH de una disolución con $[H^+] = 1.7 \times 10^{-3}$ y otra con 3.23×10^{-4} ?

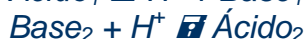
$$pH = \log(1.7 \times 10^{-3}) = \log(0.0017) = 2.77$$

$$pH = \log(3.23 \times 10^{-4}) = \log(0.000323) = 3.49$$



Valores aproximados de pH de sustancias comunes

Considerando la definición de ácidos y bases, sus reacciones se podrán representar así:



Es decir que una reacción de neutralización es una competencia por los protones entre dos bases.

Por ejemplo:



Constante de disociación de un ácido

Al disolver un ácido débil en agua, genera iones hidronio o protones, esto es:



$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]} = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA] \times 55.6 \text{ moles/L}}$$

$$\frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = K_{eq} \times 55.6 \text{ moles/L} = K_a \equiv \text{constante de disociación ácida}$$

Para simplificar el asunto decimos que:



$$K_a = \frac{[H^+][OH^-]}{[HA]}$$

Constante de disociación de una base

Al disolver una base débil en agua, genera iones hidróxido, esto es:



$$K_{eq} = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B][H_2O]} = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B] \times 55.6 \text{ moles/L}}$$

$$\frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = K_{eq} \times 55.6 \text{ moles/L} = K_b \equiv \text{constante de disociación básica}$$

Para simplificar el asunto decimos que:



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

Grado de ionización de un ácido

Es la fracción del total de la sustancia (electrolito), presente como iones en la disolución.

Se representa con la letra griega α .

Así, al tener una mol de un ácido débil HA, disuelto en V litros de disolución, en el equilibrio tendremos:



$$\frac{(1-\alpha)}{V} \quad \frac{\alpha}{V} \quad \frac{\alpha}{V}$$

Y entonces:

$$K_a = \frac{\frac{\alpha}{V} \times \frac{\alpha}{V}}{\frac{(1-\alpha)}{V}} = \frac{\alpha^2}{V(1-\alpha)}$$

A esta expresión, se le conoce como ley de dilución de Ostwald.

Constante de disociación de un ácido

Calcular la constante de equilibrio de 0.100M de ácido acético disuelto en suficiente agua para hacer un litro de disolución cuyo pH es de 2.87

$$[H^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2.87} = 0.00135$$



$$0.10 \qquad \qquad \qquad 0 \qquad \qquad \qquad 0$$

$$(0.1 - 0.00135) \approx 0.01 \qquad 0.00135 \qquad 0.00135$$

constante:

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{(0.00135)^2}{(0.100)}$$

que al resolver nos da:

$$K_a = 1.82 \times 10^{-5}$$

Ahora calcular el pH de una disolución 0.010M del mismo ácido.



$$0.010 \qquad \qquad \qquad 0 \qquad \qquad \qquad 0$$

$$(0.010 - x) \approx 0.010 \qquad \qquad \qquad x \qquad \qquad \qquad x$$

la constante es:

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1.82 \times 10^{-5} = \frac{(x)^2}{(0.010)}$$

resolver:

$$x^2 = 1.82 \times 10^{-7}; x = 4.26 \times 10^{-4}$$

Por lo tanto el valor del pH es:

$$\text{pH} = -\log[H^+] = -\log(4.26 \times 10^{-4}) = 3.37$$

% disociación:

$$\frac{0.00135}{0.1} \times 100 = 1.35\%$$

$$\frac{0.000426}{0.01} \times 100 = 4.26\%$$

Constante de disociación de una base

Si la K_b del amoníaco es de 1.8×10^{-5} , ¿cuánto necesito para tener una disolución 1.5×10^{-3} M de hidróxido?



$$x \qquad \qquad \qquad 0 \qquad \qquad \qquad 0$$

$$(x - 0.0015) \approx 0.01 \qquad 0.0015 \qquad 0.0015$$

constante:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(0.0015)^2}{(x)} = 1.8 \times 10^{-5}$$

al resolver:

$$[\text{NH}_3] = 0.125 \text{ M/L}$$

$$[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 1.5 \times 10^{-3} = 6.66 \times 10^{-12} \text{ M/L}$$

¿que pH tendrá?

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(6.66 \times 10^{-12}) = 11.17$$

¿Que ocurre cuando no puedo despreciar el % ionizado de un ácido?, por ejemplo en el caso del HClO_2 , $K_a = 1.1 \times 10^{-2}$.



$$0.010 \qquad \qquad \qquad 0 \qquad \qquad 0$$

$$(0.010 - x) \qquad \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

la constante será entonces:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{ClO}_2^-]}{[\text{HClO}_2]} = 1.1 \times 10^{-2} = \frac{(x)^2}{(0.010 - x)}$$

y al resolver:

$$x^2 + (1.1 \times 10^{-2})x - 1.1 \times 10^{-4} = 0$$

$$x = \frac{-1.1 \times 10^{-2} \pm \sqrt{(1.1 \times 10^{-2})^2 - (4)(1)(-1.1 \times 10^{-4})}}{2(1)} = 6.5 \times 10^{-3} \text{ M/L}$$

Ejemplos de constantes de disociación

Ácido	Reacción	K_a 25°C	$\text{p}K_a$
Yódico	$\text{H}_2\text{O} + \text{HIO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{IO}_3^-$	1.7×10^{-1}	1.76
Fluorhídrico	$\text{H}_2\text{O} + \text{HF} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$	7.2×10^{-4}	3.14
Nitroso	$\text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$	4.5×10^{-4}	3.34
Ciánico	$\text{H}_2\text{O} + \text{HOCN} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OCN}^-$	2.2×10^{-4}	3.65
Acético	$\text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{CO}_2^-$	1.8×10^{-5}	4.74
Carbónico	$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$	4.3×10^{-7}	6.36
Hipocloroso	$\text{H}_2\text{O} + \text{HOCl} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OCl}^-$	3.5×10^{-8}	7.45
Cianhídrico	$\text{H}_2\text{O} + \text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$	7.2×10^{-10}	9.14
Bórico	$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{BO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	5.8×10^{-10}	9.23

Bases	Reacción	K_a 25°C	$\text{p}K_a$
Piridina = $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$\text{Py} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PyH}^+ + \text{OH}^-$	1.4×10^{-9}	5.23
Amoniaco	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	1.8×10^{-9}	9.25
Trimetilamina	$(\text{CH}_3)_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_3\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	5.3×10^{-9}	9.72
Metilamina	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	4.4×10^{-9}	10.6
Dimetilamina	$(\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$	5.1×10^{-9}	10.7

Primera serie de problemas

- De los números en la siguiente lista ¿cuál tiene el mayor número de cifras significativas?
 - 3.1×10^{-4}
 - 0.00310
 - 310.
 - .00310
 - .3100
- ¿A cuántos micrómetros son equivalentes a 5.0 cm?
 - 5.0×10^{-4}
 - 5.0×10^6
 - 5.0×10^4
 - 5,000
 - 110000
- Al agua con lodo se le hace pasar por una superficie porosa y se obtiene agua clara, ¿cómo se llama este proceso?
 - centrifugación
 - destilación
 - recristalización
 - cromatografía
 - filtración
- ¿Cuántos ceros son cifras significativas en el siguiente número medido: 0.001050 km?
 - 3
 - 5
 - 2
 - 4
 - 1
- Una disolución de azúcar se prepara disolviendo 14.0 g de azúcar en 50.0 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa de agua en la disolución?
 - 81.3 %
 - 28.0 %
 - 50.0 %
 - 21.9 %
 - 78.1 %
- Una muestra de 5.00-g de plomo de color blanco grisáceo muy blanda y maleable, tiene un punto de fusión de 327.4 C y un punto de ebullición de 1620 C. tiene una densidad de $11.35 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ a 20°C, ¿cuáles serán propiedades extensivas de la muestra?
 - la masa del plomo

- B. la densidad del plomo
C. el color del plomo
D. la naturaleza maleable del plomo
E. Los puntos de ebullición y fusión del plomo
7. ¿Cuál será el porcentaje en masa de fluoruro de plata en una disolución preparada mezclando 50.0 g de una disolución al 15.0 % en masa de fluoruro de plata con 23.0 g de una disolución al 11.9 % en masa de fluoruro de plata?
- A. 20.5 %
B. 14.7 %
C. 14.0 %
D. 10.2 %
E. 13.5 %
8. Se desea preparar una disolución al 20.0 % en masa de fluoruro de plata. ¿Cómo la prepararías si tuvieras a mano 40.0 g de una disolución de fluoruro de plata al 15.0 % en masa? ¿Cuántos gramos de fluoruro de plata necesitarías añadir a la disolución al 15.0% para preparar una disolución de fluoruro de plata al 20.0 % en masa?
- A. 0.500 g
B. 2.00 g
C. 5.25 g
D. 2.50 g
E. 5.00 g
9. La sal de mesa es una sustancia que está compuesta únicamente de dos elementos, el sodio y el cloro. Se encontró que 5.00g de sal, tienen 2.94 g de cloro. ¿Cuál es el porcentaje en masa de la sal de mesa?
- A. 40.2%
B. 58.8%
C. 41.2%
D. 59.6%
E. 50.0%
10. La densidad del mercurio es de 13.6 g.cm^{-3} . ¿Cuál será la densidad del mercurio en libras por pie cúbico?
- A. 0.218 lb.ft^{-3}
B. 849 lb.ft^{-3}
C. 3.16 lb.ft^{-3}
D. 203 lb.ft^{-3}
E. 0.913 lb.ft^{-3}
11. Un fundidor produce plomo metálico del un mineral llamado galenita. El mineral debe almacenarse en un recipiente al que le caben 20.0 toneladas de galenita. Si la densidad de la galenita es de 7.51 g.cm^{-3} , ¿cuál será el volumen del recipiente para que

quepa toda la galenita?

- A. $6.40 \times 10^2 \text{ ft}^3$
- B. $7.93 \times 10^4 \text{ ft}^3$
- C. 85.3 ft^3
- D. 46.9 ft^3
- E. $4.81 \times 10^3 \text{ ft}^3$

12. El bismuto elemental tiene una densidad de 9.80 g.cm^{-3} . ¿Cuál será el volumen de un pedazo de bismuto que pesa 59.5 g?

- A. 6.07 mL
- B. 0.165 mL
- C. 9.80 mL
- D. 583 mL
- E. 59.5 mL

13. ¿Cuál de los siguientes materiales se clasifica como una sustancia pura?

- A. gasolina
- B. ron
- C. una cocacola
- D. el diamante
- E. el oro de 18 quilates

14. ¿Cuál de los siguientes materiales se clasifica como un elemento?

- A. agua
- B. gas natural
- C. aire
- D. gasolina
- E. el oro de 24 quilates

15. ¿Cual es la temperatura en Fahrenheit que corresponde a 0 kelvin?

- A. -434 F
- B. -459 F
- C. -120 F
- D. -523 F
- E. -549 F

16. Si tienes una muestra de 100-mg de gas en un recipiente cerrado, entonces podrás estar seguro que el gas

- A. es menos denso que el aire.
- B. llana por completo el recipiente
- C. huele mal
- D. es inodoro e incoloro
- E. al mezclarse con oxígeno es muy probable que explote.

17. Conforme una reacción ocurre, la mezcla de reacción muestra un incremento de temperatura de $15.0 \text{ }^\circ\text{C}$. ¿Cuál será el cambio en la temperatura en $^\circ\text{Farhenheit}$?

- A. 8.3
- B. 15
- C. 27
- D. 85
- E. 59

18. ¿Cuál será la respuesta si debes reportar que a 10.003g le restas 0.57g?

- A. 9.43 g
- B. 9.4 g
- C. 9 g
- D. 9.433 g
- E. 9.430 g

19. El número 0.000650 se expresa en notación científica como

- A. 6.5×10^3
- B. 6.50×10^{-4}
- C. 6.50×10^{-3}
- D. 6.5×10^{-3}
- E. 6.5×10^{-4}

20. Se prepara una disolución disolviendo 260.1 g de ácido nítrico puro en 900.0 g de agua. La densidad de la disolución resultante es de $1.132 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. ¿Cuántos mL de esta disolución tendrán 9.000 g de HNO_3 ?

- A. 35.46 mL
- B. 2.944 mL
- C. 39.01 mL
- D. 2.298 mL
- E. 25.44 mL

21. El cinc es un metal azul grisáceo que tiene una densidad de $7.14 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Funde a 907°C . Es un buen conductor de la electricidad y se disuelve en ácido clorhídrico para formar cloruro de cinc. ¿De las propiedades mencionadas cuál es una propiedad química del cinc?

- A. su punto de fusión
- B. su densidad
- C. su solubilidad en ácido clorhídrico
- D. su conductividad eléctrica
- E. su color

22. ¿Cuál de los siguientes materiales se puede clasificar como una mezcla química?

- A. aire
- B. agua
- C. oro de 24 quilates
- D. hielo y agua
- E. vapor

23. ¿Cuál de las siguientes es una aleación?
- A. una mezcla homogénea de dos elementos metálicos diferentes
 - B. un elemento metálico
 - C. cobre sólido en cobre fundido
 - D. el recubrimiento metálico de una defensa metálica
 - E. una mezcla homogénea de dos no-metales
24. ¿Cuál de las siguientes es una propiedad química del metano (gas natural)?
- A. El metano líquido es un mal conductor de la corriente eléctrica
 - B. El metano sólido tiene una densidad de 0.415 g/mL.
 - C. Una mezcla de metano y aire se quema.
 - D. El metano es un gas incoloro e inodoro a temperatura ambiente.
 - E. El metano funde a -184°C .
25. Una disolución contiene dos solutos X y Y. Al hacer pasar esta disolución por una columna con un adsorbente, el soluto X se retiene parcialmente en la columna, la primera porción de la disolución emerge a través de la columna únicamente contiene el soluto Y. A este proceso de separación se le llama
- A. destilación
 - B. destilación fraccionada
 - C. recristalización
 - D. centrifugación
 - E. cromatografía
26. Si 1.00 g de nitrato de plata se disuelve en agua, al nitrato de plata se le llama
- A. mezcla
 - B. precipitado
 - C. disolvente
 - D. soluto
 - E. disolución
27. Después de añadir una disolución de nitrato de plata a una de ácido clorhídrico se forma cloruro de plata sólido e inmediatamente cae al fondo del recipiente al cloruro de plata se le llama
- A. filtrado
 - B. condensado
 - C. soluto
 - D. disolvente
 - E. precipitado
28. Un ejemplo de cambio químico es
- A. la fusión del hielo para formar agua
 - B. la formación de escarcha al pasar aire húmedo por una superficie fría.
 - C. la evaporación de agua en un día caliente.

- D. la ebullición de agua para formar vapor.
E. el quemar hidrógeno en presencia de aire para formar agua.
29. Al CO_2 sólido a veces se le llama hielo seco debido a que el CO_2 sólido cambia directamente a CO_2 gaseoso a este tipo de cambio se le llama
- A. liquidación
 - B. gasificación
 - C. fusión
 - D. sublimación
 - E. vaporización
30. Uno de los componentes de una disolución acuosa debe ser
- A. aire
 - B. alcohol
 - C. agua
 - D. azúcar
 - E. sal
31. El punto de congelación de una sustancia es
- A. $0\text{ }^\circ\text{C}$
 - B. siempre es mayor que su punto de fusión
 - C. exactamente el mismo que su punto de fusión
 - D. usualmente es ligeramente menor que su punto de fusión
 - E. siempre es menor que su punto de fusión
32. Los lingotes de oro deben moldearse con las siguientes dimensiones $2.00 \times 4.00 \times 8.00$ pulgadas. La densidad del oro es 19.3 g/cm^3 . ¿Cuál será la masa de un lingote en kg?
- A. 25.2 kg
 - B. 3.14 kg
 - C. 8.8 kg
 - D. 9.2 kg
 - E. 20.2 kg

Respuestas

1. La respuesta es **E**
2. La respuesta es **C**
3. La respuesta es **E**
4. La respuesta es **C**
5. La respuesta es **E**
6. La respuesta es **A**
7. La respuesta es **C**
8. La respuesta es **D**
9. La respuesta es **C**
10. La respuesta es **B**
11. La respuesta es **C**
12. La respuesta es **A**
13. La respuesta es **D**
14. La respuesta es **E**
15. La respuesta es **B**
16. La respuesta es **B**
17. La respuesta es **C**
18. La respuesta es **A**
19. La respuesta es **B**
20. La respuesta es **A**
21. La respuesta es **C**
22. La respuesta es **A**
23. La respuesta es **A**
24. La respuesta es **C**
25. La respuesta es **E**
26. La respuesta es **D**
27. La respuesta es **E**
28. La respuesta es **E**
29. La respuesta es **D**
30. La respuesta es **C**
31. La respuesta es **C**

32. La respuesta es **E**

Segunda serie de problemas

- 1) Un átomo de tiene:
 - A. 51 protones, 121 neutrones y 51 electrones
 - B. 51 protones, 70 neutrones y 51 electrones
 - C. 70 protones, 51 neutrones y 0 electrones
 - D. 51 protones, 121 neutrones y 0 electrones
 - E. 70 protones, 51 neutrones y 70 electrones
- 2) El símbolo nuclear de una especie que es un isótopo del flúor es:
 - A.
 - B.
 - C.
 - D.
 - E.
- 3) El núcleo de la especie ^{19}F está hecho de:
 - A. 10 protones, 9 neutrones y 0 electrones
 - B. 10 protones, 9 neutrones y 10 electrones
 - C. 9 protones, 19 neutrones y 0 electrones
 - D. 9 protones, 10 neutrones y 0 electrones
 - E. 9 protones, 10 neutrones y 9 electrones
- 4) ¿Cuál de los siguientes elementos es un metal alcalinotérreo?
 - A. Manganeso
 - B. Selenio
 - C. Cadmio
 - D. Plomo
 - E. Estroncio
- 5) Otro nombre de la familia II o 2 de elementos es
 - A. halógenos
 - B. metales alcalinotérreos
 - C. elementos de transición
 - D. metales alcalinos
 - E. chalcógenos
- 6) El nombre del ion Br^- es:
 - A. bromito
 - B. brominio
 - C. bromuro

- D. bromo (I)
- E. bromato

7) Un frasco que contiene una sustancia verde tiene una etiqueta que dice **clorato férrico**, el material del frasco está hecho de:

- A. iones F^+ y ClO_2^-
- B. iones Fe^{3+} y ClO_3^-
- C. iones Fe^{2+} y ClO_3^{2-}
- D. iones Fe^{3+} y ClO_2^-
- E. iones Fe^{2+} y ClO_4^-

8) El nombre del ácido del que procede el ion clorito es

- A. ácido clórico
- B. ácido cloroso
- C. cloruro de hidrógeno
- D. ácido hipocloroso
- E. ácido clorhídrico

9) ¿Cuál de los siguientes iones tiene carga **-2**?

- A. ion sulfito
- B. ion clorito
- C. ion fosfato
- D. ion nitrito
- E. ion clorato

10) ¿la formula de cuál de los siguientes iones tiene el mayor número de oxígenos?

- A. cloruro
- B. perclorato
- C. clorato
- D. clorito
- E. hipoclorito

11) ¿Cuál es la masa en gramos de 5.00×10^9 átomos de oro?

- A. 6.54×10^{-32} g
- B. 8.20×10^{-15} g
- C. 3.94×10^{-8} g
- D. 1.64×10^{-12} g
- E. 3.27×10^{-22} g

12) ¿Cuál es la masa molar del pentóxido de dinitrógeno?

- A. $94.01 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- B. $150.04 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- C. 44.01 g.mol⁻¹
- D. 30.01 g.mol⁻¹
- E. 108.02 g.mol⁻¹

13) La masa molar del óxido de dinitrógeno (gas hilarante) es 44.02 g.mol⁻¹. Una muestra tiene 4.00×10^{20} moléculas de óxido de nitrógeno. ¿Cuál es la masa de la muestra en miligramos?

- A. 1.51×10^{-2} mg
- B. 2.92×10^{-2} mg
- C. 3.42×10^{-2} mg
- D. 29.2 mg
- E. 1.51×10^{-5} mg

14) La fórmula del ácido sulfuroso es

- A. H₂SO₃
- B. H₂SO₄
- C. HSO₄
- D. HSO₃
- E. H₂S

15) ¿Cuál será la fórmula de un catión de galio?

- A. Ga⁵⁻
- B. Ga⁻
- C. Ga³⁻
- D. Ga³⁺
- E. Ga²⁺

16) ¿Cuántos átomos de oxígeno están presentes en una muestra de 2.33-g de oxígeno?

- A. 2.24×10^{25} átomos de O
- B. 8.77×10^{22} átomos de O
- C. 1.40×10^{24} átomos de O
- D. 37 átomos de O
- E. 4.13×10^{24} átomos de O

17) ¿Cuál será el porcentaje de átomos de potasio en el sulfato de potasio?

- A. 14.3%
- B. 16.7%
- C. 33.3%
- D. 28.6%
- E. 37.5%

18) Un productor de nitrato de plata planea vender frascos que

tienen 0.750 mol de AgNO_3 (masa molar = $169.89 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$). La densidad del polvo de AgNO_3 es de $4.352 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Se pueden conseguir frascos de 5.00, 10.0, 25.0, 50.0, y 100.0 mL. ¿Cuál será el frasco de menor tamaño que puede guardar 0.750 mol de nitrato de plata?

- A. 50.0 mL
- B. 10.0 mL
- C. 100. mL
- D. 25.0 mL
- E. 5.00 mL

19) ¿Cuántos gramos de oxígeno se combinan con los otros elementos para formar 62 g of $\text{CuSO}_4\cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (masa molar = $249.69 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$)?

- A. 36 g
- B. 16 g
- C. 21 g
- D. 21 g
- E. 4.0 g

20) En la naturaleza únicamente existen dos isótopos de Galio estables, ^{69}Ga (masa = 68.9256 uma) y ^{71}Ga (masa = 70.9247). La masa atómica del galio es de 69.72. ¿Cuál será el porcentaje (% de abundancia) del isótopo más pesado?

- A. 61%
- B. 59%
- C. 40%
- D. 36%
- E. 38%

21) Supongamos que hay un elemento que únicamente tiene tres isótopos:

% Abundancia	Masa (uma)
1. 35.39	150.9377
2. 35.25	151.9791
3. 29.36	156.9332

¿Cuál será la masa atómica de este elemento?

- A. 153.9 uma
- B. 153.34 uma
- C. 154.5 uma
- D. 153.07 uma
- E. 151.5 uma

22) Los símbolos del manganeso, sodio, potasio, fósforo y

magnesio son respectivamente,

- A. Mn, Na, P, Po, y Mg
- B. Mn, Na, K, P, y Mg
- C. Mg, S, P, Po, y Mn
- D. Mg, S, Po, P, y Mn
- E. Mg, Na, Pt, P, y Mn

23) Un elemento cuyo símbolo tiene las dos primeras letras de su nombre es

- A. cobalto
- B. nitrógeno
- C. estroncio
- D. fósforo
- E. talio

24) ¿Cuál de los siguientes es el símbolo de un gas noble?

- A. F
- B. O
- C. H
- D. Ar
- E. Au

25) ¿Cuál de los siguientes elementos tiene mayor masa molar?

- A. Argón
- B. Astató
- C. Actinio
- D. Arsénico
- E. Azufre

26) La carga de un haluro es

- A. siempre +1
- B. siempre -2
- C. puede ser -1, +1, +3, +5, or +7
- D. -1 o +7
- E. siempre -1

27) Un compuesto iónico tiene la fórmula $M_2(SO_4)_3$. ¿Cuál será la carga de 'M'?

- A. +1
- B. +6
- C. +3
- D. -2
- E. +2

28) Una especie tiene el mismo número de electrones que el V^{3+} es

- A. Nb³⁺
- B. Ca
- C. Ti⁴⁺
- D. Ar
- E. V

29) Un ión que tiene el mismo número de electrones que el Ti⁴⁺ es

- A. Ti²⁺
- B. V³⁺
- C. S²⁻
- D. Ti⁴⁻
- E. Ar⁺

30) El cromato de plata es rojo, forma cristales y es poco soluble en agua. ¿Cuál será la fórmula del cromato de plata?

- A. Ag₂CrO₄
- B. SiCrO₄
- C. Si₂CrO₄
- D. AgCrO₄
- E. Ag₂Cr₂O₇

31) Una de las disoluciones que se emplean en la fotografía en blanco y negro tiene tiosulfato de sodio pentahidratado. En la fórmula de este compuesto la proporción de los átomos de sodio respecto a los de oxígeno es:

- A. 1/2
- B. 2/3
- C. 2/7
- D. 1/4
- E. 2/9

32) ¿Cuántos gramos de dióxido de cloro se necesitan para tener 0.25 moles de este compuesto?

- A. 16.9 g
- B. 24.7 g
- C. 24.5 g
- D. 67.5 g
- E. 22.4 g

33) ¿Cuál es el nombre moderno del ion ferroso?

- A. ion hierro (II)
- B. ion ferrato
- C. ion férrico

- D. ion hierro (III)
- E. ion ferroso (III)

34) ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene el mayor número de átomos de oxígeno en su fórmula?

- A. sulfato de sodio
- B. sulfito de sodio
- C. pentóxido de dinitrógeno
- D. nitrito de calcio
- E. clorato de magnesio

35) Una moneda gringa de 25 centavos (níquel) pesa 4.965 g. Está hecha de una aleación con 75 % en masa de Cu y 25 % en masa de Ni. ¿Cuántos átomos de níquel hay en la moneda? [masa molar del Ni = $58.71 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$]

- A. 1.70×10^{22} de átomos de Ni
- B. 2.04×10^{23} de átomos de Ni
- C. 1.02×10^{23} de átomos de Ni
- D. 5.08×10^{22} de átomos de Ni
- E. 1.27×10^{22} de átomos de Ni

36) ¿Cuál es la masa en miligramos de 0.250 moles de las moléculas de ozono, O_3 ?

- A. 12.0 mg
- B. 192 mg
- C. 4.00 mg
- D. 5.21×10^{-3} mg
- E. 64.0 mg

37) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 1.00 mmol de ozono, O_3 ?

- A. 6.02×10^{20}
- B. 6.02×10^{23}
- C. 0.0480
- D. 1.81×10^{24}
- E. 1.81×10^{21}

Respuestas segunda serie

1. La respuesta es B
2. La respuesta es D
3. La respuesta es D
4. La respuesta es E
5. La respuesta es B
6. La respuesta es C
7. La respuesta es B
8. La respuesta es B
9. La respuesta es A
10. La respuesta es B
11. La respuesta es D
12. La respuesta es E
13. La respuesta es D
14. La respuesta es A
15. La respuesta es D
16. La respuesta es B
17. La respuesta es D
18. La respuesta es A
19. La respuesta es A
20. La respuesta es C
21. La respuesta es D
22. La respuesta es B
23. La respuesta es A
24. La respuesta es D
25. La respuesta es C
26. La respuesta es E
27. La respuesta es C
28. La respuesta es B

29. La respuesta es C
30. La respuesta es A
31. La respuesta es D
32. La respuesta es A
33. La respuesta es A
34. La respuesta es E
35. La respuesta es E
36. La respuesta es A
37. La respuesta es E

Tercera serie de problemas ESTEQUIOMETRÍA

1. ¿Cuántas moléculas de H_2SO_4 hay en 0.05 litros de una disolución de H_2SO_4 8.54M?
2. Al medir la concentración de iones H^+ en una muestra de agua se encuentra que hay 2×10^{-6} moles en un litro.
¿Cuántos iones H^{\pm} hay en dos mililitros de esa agua?
3. Una muestra de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ puro tiene 7.525×10^{24} átomos de oxígeno
 - a) ¿Cuál es la masa de la muestra en gramos?
 - b) ¿Cuántas moléculas del compuesto hay en la muestra?
 - c) ¿Cuántos átomos de azufre hay en media mol del compuesto?
4. El óxido X_2O_3 tiene 31.58% en peso de oxígeno
 - a) ¿Cuál es la masa atómica de “X”?
 - b) ¿Cuál es la masa molar de “X”?
 - c) ¿Cuál es la masa molar del óxido?
5. Hay un oxiácido orgánico muy abundante en limones, naranjas y toronjas cuando se queman 5 gramos de este ácido se producen 6.875 gramos de CO_2 y 1.875 gramos de agua, si 0.25 moles de este compuesto equivalen a 48 gramos;
 - a) ¿Cuál es la composición porcentual del oxiácido?
 - b) ¿Cuál es la fórmula mínima del ácido?
 - c) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto orgánico?
6. Al quemar una muestra de un compuesto orgánico que sólo contiene C e H, se producen 1.30g de CO_2 y 0.3992 g. de H_2O
 - a) ¿Cuántos gramos de la sustancia problema se quemaron?
 - b) ¿Cuál es la composición porcentual de cada elemento en el compuesto?
 - c) ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto orgánico?
 - d) Si la masa molar del compuesto orgánico es de 54.1 g/mol, ¿Cuál es su fórmula molecular?

7. Se prepara una disolución de K_2SO_4 , su densidad es de 1.0817 g/mL a 20°C. Si por cada 45 mL de agua (densidad = 1g/mL) se agregan 5g de la sal;

- ¿Cuál es la fracción en peso del soluto en la disolución?
- ¿Cuál es el % en peso del disolvente en la disolución?
- ¿Cuál es la fracción mol del agua en la disolución?
- ¿Cuál es el % en mol del disolvente en la disolución?
- ¿Cuál es la molaridad de la disolución?
- ¿Cuál es la molalidad de la disolución?
- ¿Cuál es la normalidad de la disolución?

8. Completar la siguiente tabla para soluciones de NaOH

Densidad (g/mL)	Molaridad M	Molalidad m	% en peso NaOH
1.05	1.32		
1.22			20
1.35		11.8	

9. Balancea las siguientes ecuaciones por el método de ion-electrón, para ello escribe:

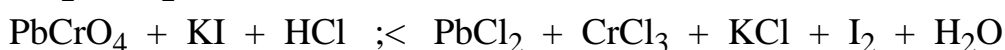
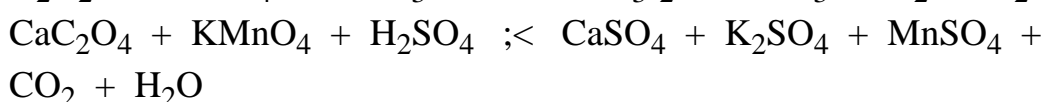
El # de oxidación de cada elemento en las ecuaciones

El agente oxidante y el agente reductor

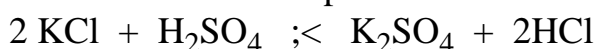
Las ecuaciones balanceadas que representan a las semirreacciones de oxidación y reducción

La ecuación iónica balanceada

La ecuación molecular balanceada



10. El sulfato de potasio se obtiene mediante la reacción



Si se utilizan 25 kg de cloruro de potasio el 90% de pureza y 25 Lt. de ácido sulfúrico (=1.3028g/mL y 40% en peso).

- ¿Cuál de los dos reactivos el limitante?
- ¿Cuántos gramos de sulfato de potasio se obtienen si el

rendimiento es del 80%?

c) ¿Qué cantidad queda del reactivo que está en exceso?

d) ¿Cuántos litros de ácido clorhídrico (1.19g/mL y 37% en peso) se obtienen

11. De acuerdo a la reacción, $\text{FeS(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{S(g)}$

¿Cuántos gramos de FeS(s) de 75% de pureza y cuántos mL de H_2SO_4 10N serán necesarios para producir;

a) 20 L de sulfuro de hidrógeno en condiciones normales (TyP)

b) 20 L de sulfuro de hidrógeno en condiciones de la Ciudad de México (20°C y 586 mmHg)

c) 200g de FeSO_4

12. ¿Qué volumen de HCl 6N se necesita para neutralizar 1.25g de hidróxido de sodio puro?

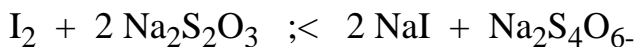
13. Una reacción típica entre un antiácido y el ácido clorhídrico en el jugo gástrico es;



Determine el volumen de CO_2 en litros, generado a partir de 0.350g. de NaHCO_3 , y jugo gástrico en exceso a 1.00 atm. y 37°C.

14. La lejía comercial está formada principalmente por NaOH. Una muestra de 0.564g de la lejía necesita 41.6 mL de H_2SO_4 0.251N para neutralizar el NaOH que contiene. Calcúlese el porcentaje de NaOH en la lejía.

15. El yodo reacciona con el $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de acuerdo con la ecuación:



Una muestra de 0.376 g de yodo sin refinar necesita 17.1 mL de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0.100N para que reaccione con el yodo de la muestra. Calcúlese el porcentaje de pureza del yodo sin refinar.

ESTEQUIOMETRÍA

2ª parte

1. Al calentarse fuertemente, el nitrato de cobre(II) se descompone en óxido de cobre(II), dióxido de nitrógeno y oxígeno elemental (O_2). Si calentamos 0.10 moles de

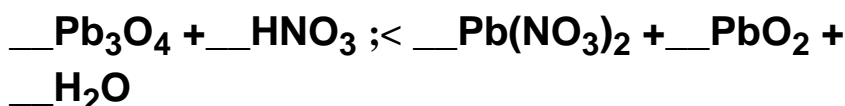
nitrate de cobre(II) y se descompone, ¿cuántas moles de dióxido de nitrógeno se formarán?

- A. 0.20 moles
- B. 4.0 moles
- C. 0.40 moles
- D. 0.10 moles
- E. 2 moles

2. Al calentar nitrato de amonio se descompone para formar óxido nitroso (N_2O o gas hilarante) y agua. Si una muestra de nitrato de amonio se descompone para formar 0.50 moles de agua, ¿cuántos gramos de óxido nitroso se forman simultáneamente?

- A. 2.0 moles
- B. 0.12 moles
- C. 1.0 mol
- D. 0.50 moles
- E. 0.25 moles

3. El Pb_3O_4 tiene la siguiente reacción:



685.63 63.02 331.23 239.21 18.02
Masa Molar

Al hacer reaccionar 5.25 g de Pb_3O_4 con un exceso de ácido nítrico, se obtienen 3.19 g de nitrato de plomo (II) ¿cuál es el rendimiento porcentual de nitrato de plomo (II)?

- A. 39.8%
- B. 96.6 %
- C. 100. %
- D. 62.9 %
- E. 79.5 %

4. Un compuesto binario de plomo y oxígeno tenía 90.66% de Pb. ¿Cuál es su fórmula empírica?

- A. Pb_3O_4
- B. PbO

- C. PbO_2
- D. Pb_9O
- E. PbO_9

5. Se desea preparar 250.0 mL de una disolución 0.3000 M de nitrato de plata (masa molar = $169.89 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$)
¿Cuál es la masa de nitrato de plata que debemos usar?

- A. 12.74 g
- B. 141.6 g
- C. 4.905 mg
- D. 1.274 kg
- E. 203.9 g

6. ¿Cuál será la molaridad de NaOH en una disolución que tiene 57.2 g de NaOH en alrededor de 100 mL de agua y cuál cuyo el volumen sea exactamente 250 mL? La masa molar de la NaOH es $40.01 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- A. 2.80 M
- B. 6.99 M
- C. 0.1092 M
- D. 5.72 M
- E. 14.3 M

7. ¿Cuántos mililitros de NaOH 0.2500 M se necesitan para neutralizar 0.7750 moles de ácido clorhídrico?

- A. 193.8 mL
- B. 3100. mL
- C. 3.100 ml
- D. 322.6 mL
- E. 0.1938 mL

8. ¿Cuántos mililitros de agua se necesitan añadir a 50.0 mL de HCl 1.25 M para preparar una disolución 0.800 M de HCl? Suponte que los volúmenes son aditivos.

- A. 32.0 mL de agua
- B. 50.0 mL de agua
- C. 28.1 mL de agua
- D. 78.1 mL de agua

E. 42.3 mL de agua

9. Se preparó una disolución mezcló 35.0 mL de NaF 0.200 M con 28.5 mL de NaF 0.350 M. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, ¿cuál es la molaridad del NaF en la disolución final?

- A. 0.280 M NaF
- B. 0.276 M NaF
- C. 0.275 M NaF
- D. 0.270 M NaF
- E. 0.267 M NaF

10. Se ha preparado una disolución, disolviendo 5.00 g de NaCl (masa molar = 58.5 g.mol⁻¹) en 100.0 mL de una disolución 1.50 M de NaCl. Suponiendo que la adición del sólido no cambia el volumen, ¿cuál es la molaridad del NaCl en la disolución final?

- A. 6.50 M NaCl
- B. 2.27 M NaCl
- C. 2.20 M NaCl
- D. 2.35 M NaCl
- E. 2.29 M NaCl

11. Se ha preparado una disolución mezcló 557 mL de una disolución 0.100 M de AgNO₃ con 12.8 mL otra disolución 1.89 M de AgNO₃, diluyendo finalmente la disolución a un volumen de 800.0 mL. La molaridad de la disolución será:

- A. 0.111 M AgNO₃
- B. 0.726 M AgNO₃
- C. 0.100 M AgNO₃
- D. 0.110 M AgNO₃
- E. 1.89 M AgNO₃

12. Se añade HCl acuoso para neutralizar 400.0 mL de Ba(OH)₂ 0.05250 M. Después de que se ha neutralizado por completo, el volumen de la disolución resultante es de 450.0 mL. ¿cuáles serán las concentraciones de los iones

en la disolución?

- A. 0.04667 M Ba^{2+} y 0.09333 M Cl^-
- B. 0.05250 M Ba^{2+} y 0.1050 M Cl^-
- C. 0.4667 M Ba^{2+} , 0.09333 M H_3O^+ , 0.09333 M OH^- y 0.09333 M Cl^-
- D. 0.05250 M Ba^{2+} , 0.1050 M OH^- , 0.1050 M H_3O^+ y 0.1050 M Cl^-
- E. 0.04667 M Ba^{2+} y 0.09333 M OH^-

13. ¿Cuál de las siguientes disoluciones tiene la mayor concentración (molaridad) de iones cloruro?

- A. 200. mL de cloruro de estroncio 0.100 M
- B. 100. mL de cloruro de amonio 0.150 M
- C. 100. mL de cloruro de potasio 0.200 M
- D. 200. mL de perclorato de estroncio 0.400 M
- E. 150. mL de cloruro de aluminio 0.100 M

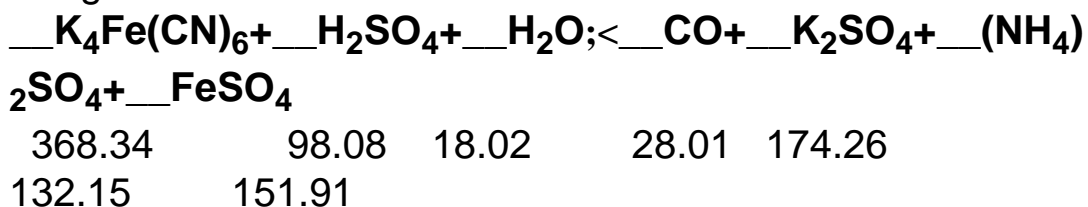
14. Tenemos una disolución hecha mezclando volúmenes iguales de sulfato de amonio 0.20 M, sulfato de magnesio 0.30 M y nitrato de amonio 0.40 M. ¿Cuál será la molaridad del ion amonio y del ion sulfato en la disolución final? No hay cambios químicos.

- A. 0.20 M de ion amonio y 0.17 M de ion sulfato
- B. 0.80 M de ion amonio y 0.50 M de ion sulfato
- C. 0.27 M de ion amonio y 0.17 M de ion sulfato
- D. 0.20 M de ion amonio y 0.20 M de ion sulfato
- E. 0.40 M de ion amonio y 0.25 M de ion sulfato

15. Se desea añadir 2.95 g de cloruro de oro(III) (masa molar = $303.57 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) a un baño de platina. El cloruro de oro(III) está en una disolución 2.00 M. ¿Cuántos mililitros de esta disolución se necesita añadir?

- A. 16.9 mL
- B. 4.86 mL
- C. 19.4 mL
- D. 9.72 mL
- E. 1.69 mL

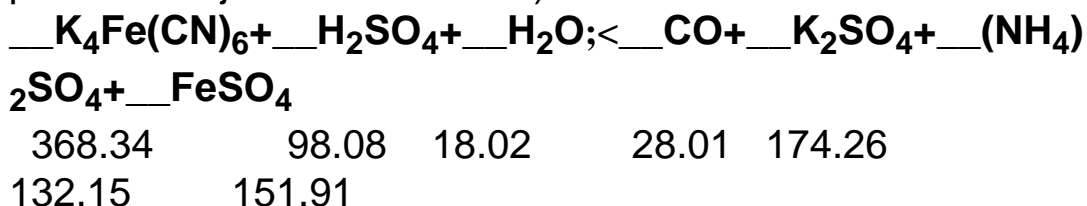
16. El monóxido de carbono puede prepararse haciendo la siguiente reacción:



Las masas molares de los productos y de los reactivos se presentan debajo de cada fórmula de la ecuación balanceada. Si añadimos 4.00 g de $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ a un exceso de los otros reactivos, ¿cuál será el número máximo de moles de monóxido de carbono que se pueden formar?

- A. 6.52×10^{-2} mol
- B. 1.81×10^{-3} mol
- C. 0.304 mol
- D. 1.83 mol
- E. 1.09×10^{-2} mol

17. La siguiente reacción ocurre (las masas molares se ponen debajo de las fórmulas):



Si 7.22 g de $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ con la concentración estequiométrica de H_2SO_4 para generar productos, en 100.0 mL de disolución, ¿cuál será la concentración del ion sulfato en la disolución final?

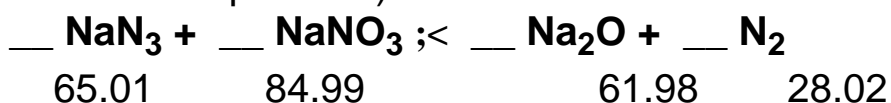
- A. 0.588 M de sulfato
- B. 0.196 M de sulfato
- C. 1.18 M de sulfato
- D. 0.784 M de sulfato
- E. 3.27×10^{-2} M de sulfato

18. Al calentar bajo presión una mezcla de CO y H_2 en presencia de un catalizador de óxido de cromo, se forma un líquido incoloro y claro que únicamente tiene carbono e hidrógeno. La espectrometría de masas revela que el compuesto tiene una masa molar de alrededor de $78 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Una muestra de este compuesto se quema y produce

0.500 g de CO_2 y 0.102 g de H_2O . ¿Cuál será la fórmula molecular de este compuesto?

- A. C_6H_4
- B. C_5H_5
- C. CH
- D. C_6H_6
- E. C_5H_{15}

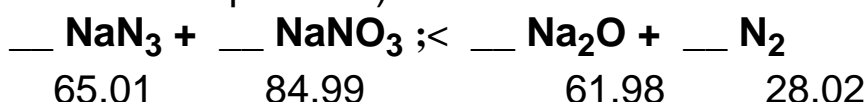
19. Una reacción sin balancear que produce N_2 (las masas molares de los reactivos y productos están bajo sus fórmulas respectivas) es:



Si se producen 1.50 g de N_2 , ¿cuántos gramos de Na_2O deben haberse formado?

- A. 2.22 g
- B. 3.32 g
- C. 2.05 g
- D. 1.24 g
- E. 8.85 g

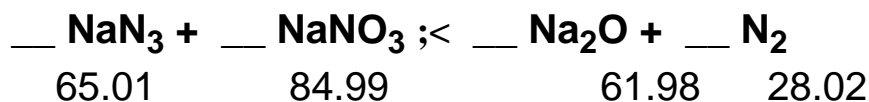
20. Una reacción sin balancear que produce N_2 (las masas molares de los reactivos y productos están bajo sus fórmulas respectivas) es:



Su usamos 2.00 g de cada reactivo, ¿Cuál será la masa de N_2 formada?

- A. 0.486 g
- B. 1.14 g
- C. 1.91 g
- D. 3.17 g
- E. 1.45 g

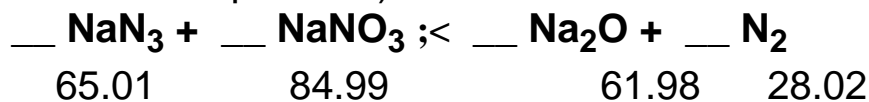
21. Una reacción sin balancear que produce N_2 (las masas molares de los reactivos y productos están bajo sus fórmulas respectivas) es:



Si se producen 1.50 moles de N_2 , ¿cuántas moles de Na_2O deben formarse?

- A. 1.25 mol
- B. 0.562 mol
- C. 4.00 mol
- D. 0.375 mol
- E. 1.50 mol

22. Una reacción sin balancear que produce N_2 (las masas molares de los reactivos y productos están bajo sus fórmulas respectivas) es:



Cuando se hacen reaccionar 2.50 g de NaN_3 con un exceso de NaNO_3 , se colectan 0.995 g de N_2 . ¿Cuál fue el rendimiento porcentual de N_2 ?

- A. 57.7 %
- B. 41.7 %
- C. 72.9 %
- D. 25.0 %
- E. 81.4 %

23. Cuando se hace reaccionar tetracloruro de silicio con amoniaco, se forman $\text{Si}(\text{NH}_2)_4$ y cloruro de amonio.

¿Cuántas moles de $\text{Si}(\text{NH}_2)_4$ se podrían formar de 0.20 moles de tetracloruro de silicio y 0.80 moles de con amoniaco?

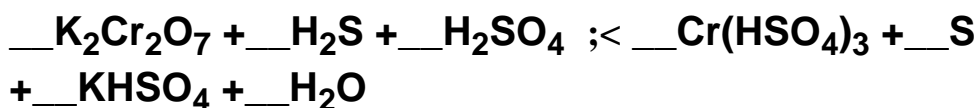
- A. 0.60 mol
- B. 0.40 mol
- C. 0.10 mol
- D. 1.0 mol
- E. 0.20 mol

24. El tinte, *Bismark brown*, tiene una masa molar de $228.3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. El análisis de una muestra indica que el % de masa de N es de 30.68. ¿Cuántos átomos de nitrógeno

hay en la molécula de *Bismark brown*?

- A. 0.5
- B. 1
- C. 3
- D. 5
- E. 4

25. En esta reacción sin balancear:



¿Cuántos mililitros de K_2CrO_7 0.200 M se necesitan añadir para que reaccionen con 200.0 mL de H_2S 0.0885 M?

- A. 10.6 mL
- B. 1.18 mL
- C. 29.5 mL
- D. 266 mL
- E. 88.5 mL

26. Un compuesto hidratado que tiene Na, S, O, y agua se analiza y encontramos que tiene

14.27 % masa de Na

9.951 % masa de S

55.92 % masa de H_2O

¿Cuál será la fórmula empírica de este compuesto?

- A. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$
- B. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
- C. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- D. $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
- E. $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

27. En un changarrito que fabrica patinetas tiene 500 plataformas, 2200 ruedas y 750 ejes ¿cuántas patinetas completas pueden hacerse?

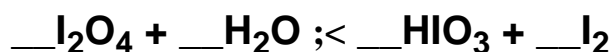
- A. 625 wagons
- B. 500 wagons
- C. 550 wagons
- D. 250 wagons

E. 375 wagons

28. ¿Cuál de las siguientes formulas debe ser una formula empírica?

- A. C_2H_2
 B. $Hg_2(NO_3)_2$
 C. $C_{10}H_{10}$
 D. Hg_2Cl_2
 E. $Na_2Ti_3O_7$

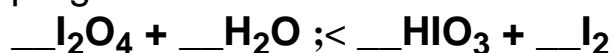
29. En la reacción sin balancear:



Si se añaden 0.200 moles de I_2O_4 a 0.167 moles de agua, ¿cuántas moles de HIO_3 pueden formarse?

- A. 0.100 mol HIO_3
 B. 0.250 mol HIO_3
 C. 0.320 mol HIO_3
 D. 0.200 mol HIO_3
 E. 0.333 mol HIO_3

30. En la reacción siguiente, cuyas masas molares se presentan debajo de cada fórmula y que balanceaste en la pregunta anterior:

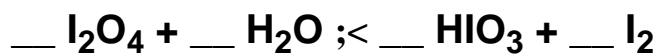


317.84 18.02 175.93 253.82

Cuando se añaden 0.200 moles de I_2O_4 a 3.50 g de agua, se pueden recuperar 9.00 g de yodo elemental. ¿Cuál es el % de rendimiento de I_2 ?

- A. 85.9 %
 B. 88.7 %
 C. 90.1 %
 D. 73.7 %
 E. 75.9 %

31. En la siguiente reacción, cuyas masas molares se dan debajo de cada compuesto



317.84 18.02 175.93 253.82

¿Cuántos gramos de HIO_3 pueden formarse si se añaden 2.11 g de I_2O_4 a un litro de agua?

- A. 1.87 g HIO_3
- B. 1.68 g HIO_3
- C. 3.38 g HIO_3
- D. 2.11 g HIO_3
- E. 0.730 g HIO_3

32. El cloro puede prepararse calentando cloruro de sodio en presencia de trióxido de azufre a 250°C . Además del cloro, se producen $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$ y dióxido de azufre.

¿Cuántas toneladas de trióxido de azufre se necesitan para preparar 100.0 toneladas de cloro si únicamente 85.0 % del trióxido de azufre reacciona?

- A. 44.2 tons SO_3
- B. 113 tons SO_3
- C. 338 tons SO_3
- D. 133 tons SO_3
- E. 398 tons SO_3

RESPUESTAS

3a serie

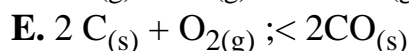
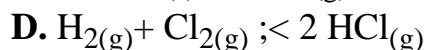
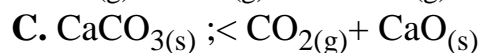
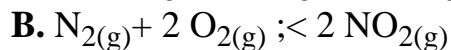
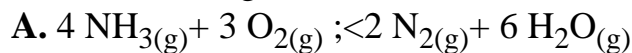
1. La respuesta es **A**
2. La respuesta es **E**
3. La respuesta es **D**
4. La respuesta es **A**
5. La respuesta es **A**
6. La respuesta es **D**
7. La respuesta es **B**
8. La respuesta es **C**
9. La respuesta es **E**
10. La respuesta es **D**
11. La respuesta es **C**
12. La respuesta es **A**
13. La respuesta es **E**
14. La respuesta es **C**
15. La respuesta es **B**
16. La respuesta es **A**
17. La respuesta es **C**
18. La respuesta es **D**
19. La respuesta es **D**
20. La respuesta es **B**
21. La respuesta es **B**
22. La respuesta es **A**
23. La respuesta es **C**
24. La respuesta es **D**
25. La respuesta es **C**
26. La respuesta es **D**

- 27. La respuesta es **E**
- 28. La respuesta es **E**
- 29. La respuesta es **C**
- 30. La respuesta es **B**
- 31. La respuesta es **A**
- 32. La respuesta es **E**

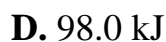
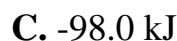
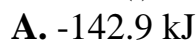
Serie de problemas

Relaciones energéticas

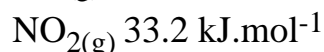
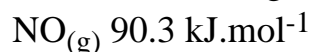
1. ¿Para cuál de las siguientes reacciones los valores de ΔH y ΔG serán casi iguales?



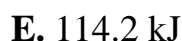
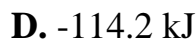
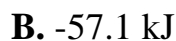
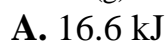
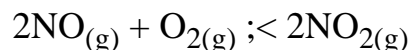
2. El calor de formación molar del $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$ es de $-187.8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; en cambio, para el $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, es de $-285.8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Calcula el calor de reacción de:



3. Dados los siguientes calores molares de formación:

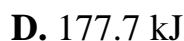
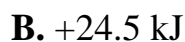
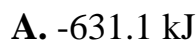


Calcula el calor de reacción de:



4. El calor molar de formación del benceno, $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$, es de $49.028 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; del acetileno, $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$, es de $226.7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

¿Cuál es el calor de reacción para la formación de exactamente 1 mol de $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ a partir de $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$?



E. 631.1 kJ

5. El calor molar de formación del Pb_3O_4 es de $-175.6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

El calor de formación de la reacción $3\text{PbO}_{2(\text{s})} \rightarrow \text{Pb}_3\text{O}_{4(\text{s})} + \text{O}_{2(\text{g})}$ es de 22.76 kJ . Calcula el calor de formación de $\text{PbO}_{2(\text{s})}$.

A. $-66.12 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

B. $-549.6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

C. 66.12 kJ

D. $-198.4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

E. $198.4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

6. El calor de reacción de $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightarrow 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ es de 198.4 kJ . El calor molar de formación de $\text{SO}_2(\text{g})$ es de $-296.8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Calcula el calor de formación $\text{SO}_3(\text{g})$.

A. $396.0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

B. $-495.2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

C. $409.2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

D. $-792.0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

E. $-396.0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

7. Una muestra de 200.0-g de agua se calienta hasta que se añaden 20.0 kJ de energía térmica. Si el agua estaba inicialmente a $25.0 \text{ }^\circ\text{C}$, ¿Cuál será la temperatura final del agua?

A. $100. \text{ }^\circ\text{C}$

B. $25.0 \text{ }^\circ\text{C}$

C. $52.9 \text{ }^\circ\text{C}$

D. $23.9 \text{ }^\circ\text{C}$

E. $48.9 \text{ }^\circ\text{C}$

8. El calor específico del polietileno es de $2.3 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{g}^{-1}$. ¿Cuánta energía térmica es necesario añadirle a un bloque de polietileno de 250.0-g para cambiar su temperatura de $25 \text{ }^\circ\text{C}$ a $80 \text{ }^\circ\text{C}$?

A. $1.7 \times 10^2 \text{ kJ}$

B. 14 kJ

C. 46 kJ

D. 32 kJ

E. $2.0 \times 10^2 \text{ kJ}$

9. ¿Cuál de las muestras siguientes requerirá la menor cantidad de energía térmica para subir su temperatura a $80.0 \text{ }^\circ\text{C}$?

A. 100.0 g of H_2O at 20.0 K

- B. 200.0 g of H₂O at 20.0 °C
- C. 200.0 g of H₂O at 40.0 °C
- D. 100.0 g of H₂O at 20.0 °C
- E. 200.0 g of H₂O at 40.0 K

10. El etanol (C₂H₆O_(l), DH_f = -277.69 kJ.mol⁻¹) puede hacerse reaccionar con etileno (C₂H_{4(g)} DH_f = 52.26 kJ.mol⁻¹) y con agua (DH_f = -285.83 kJ.mol⁻¹). ¿Cuál será el calor de reacción de este proceso?

- A. 35.98 kJ
- B. 615.78 kJ
- C. -44.12 kJ
- D. -511.26 kJ
- E. -35.98 kJ

11. ¿Cuál de los siguientes cambios será un proceso exotérmico?

- A. derretir hielo
- B. sublimación de hielo
- C. fusión del hielo
- D. evaporación del agua
- E. formación de agua a partir de sus elementos

12. El calor molar de combustión del etanol, C₂H₆O_(l), es de -1368 kJ.mol⁻¹. El calor molar de formación del H₂O_(l) es de -285.83 kJ.mol⁻¹; del CO_{2(g)}, es de -393.51 kJ.mol⁻¹. ¿Cuál es el calor molar de formación del etanol?

- A. -295 kJ.mol⁻¹
- B. -277 kJ.mol⁻¹
- C. 295 kJ.mol⁻¹
- D. 688 kJ.mol⁻¹
- E. -688 kJ.mol⁻¹

13. ¿Cuál de las siguientes reacciones se refiere al DH_f del HCl_(g)?

- A. $\frac{1}{2}\text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2}\text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{HCl}_{(g)}$
- B. $\text{NaCl}_{(s)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(l)} \rightarrow \text{NaHSO}_{4(s)} + \text{HCl}_{(g)}$
- C. Todas las respuestas son correctas.
- D. $\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(l)} \rightarrow \text{HCl}_{(l)}$
- E. $\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2\text{HCl}_{(g)}$

14. La entalpía de combustión DH_c, del benceno líquido

(C_6H_6), se reporta que tiene el valor de $-3268 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. ¿Cuál será la ecuación termoquímica a la cuál se aplica este número?

- A. $C_6H_6(l) + 15O_2(g) \rightarrow 6CO_2(g) + 3H_2O(g)$
- B. $C_6H_6(l) + 9/2O_2(g) \rightarrow 6CO(g) + 3H_2O(g)$
- C. $C_6H_6(l) + 9/2O_2(g) \rightarrow 6CO(g) + 3H_2O(l)$
- D. $2C_6H_6(l) + 15O_2(g) \rightarrow 12CO_2(g) + 6H_2O(l)$
- E. $C_6H_6(l) + 15/2O_2(g) \rightarrow 6CO_2(g) + 3H_2O(l)$

15. En una base de datos, nos encontramos los siguientes calores de combustión, $C_6H_6(l)$, $-3268 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; grafito, $C(s)$, $-394 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; hidrógeno, $H_2(g)$, $-286 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Calcula el calor de formación del benceno.

- A. $+6490 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- B. $-812 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- C. $+46 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- D. $-46 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- E. $-6490 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

16. El calor producido por la combustión de 1.00 g de benceno, $C_6H_6(l)$, $\Delta H_c = -3268 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, se absorbe por 100.0 g de agua a $0.0 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcula la temperatura final del agua.

- A. $100.0 \text{ }^\circ\text{C}$
- B. $89.5 \text{ }^\circ\text{C}$
- C. $90.0 \text{ }^\circ\text{C}$
- D. $95.9 \text{ }^\circ\text{C}$
- E. $78.1 \text{ }^\circ\text{C}$

17. La capacidad calorífica del H_2O es de $4.18 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1} \text{ g}^{-1}$; la del cromo, $0.448 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1} \text{ g}^{-1}$. Si a 100.0 g de Cr a $100.0 \text{ }^\circ\text{C}$ se le añaden a un vaso de poliuretano con 50.0 g agua a $20.0 \text{ }^\circ\text{C}$, calcula la temperatura final del agua. Suponte que no se pierde calor.

- A. $34.1 \text{ }^\circ\text{C}$
- B. $37.9 \text{ }^\circ\text{C}$
- C. $38.5 \text{ }^\circ\text{C}$
- D. $38.9 \text{ }^\circ\text{C}$
- E. $35.8 \text{ }^\circ\text{C}$

18. ¿Cuál es la temperatura final de un gas ideal si a 1.00 mol del gas a $20.0 \text{ }^\circ\text{C}$ se le añaden 5.00 kJ de energía?

- A. $674 \text{ }^\circ\text{C}$
- B. $148 \text{ }^\circ\text{C}$
- C. $381 \text{ }^\circ\text{C}$

D. 421 °C

E. 401 °C

19. ¿Cuánta energía se necesita para subir la temperatura de un gas ideal 1.00 °C?

A. 8.31 kJ

B. 5.54 kJ

C. 8.31 J

D. 12.4 J

E. 5.54 J

20. Un joule puede definirse como:

A. 1 L atm s⁻¹

B. 1 L atm

C. 1 torr atm

D. 1 kg.m⁻² s⁻²

E. 1 kg m² s⁻²

21. Calcula el trabajo hecho cuando una muestra de gas se expande de un volumen de 1.00 L a 2.50 L contra una presión externa de 1.00 atm.

A. 3.39 kJ

B. 0.152 kJ

C. 0.252 kJ

D. 1.50 kJ

E. 67.3 kJ

22. Para la reacción $A_{(s)} + B_{(g)} \rightarrow C_{(g)} + 2D_{(s)}$

$\Delta E = 165$ kJ. ¿Cuál será el ΔH para esta reacción a 1.00 atm y 25 °C?

A. 165 kJ

B. -4.5 kJ

C. -170. kJ

D. -165 kJ

E. +4.5 kJ

23. Para la reacción hipotética: $2A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow A_2B_{(s)}$ a 1.00 atm y 25° C, el valor de $\Delta E = -110.2$ kJ

¿Cuál será el ΔH de esta reacción?

A. -114.7 kJ

B. -110.2 kJ

C. -103.4 kJ

D. -117.6 kJ

E. -112.5 kJ

- 24.** Una mujer de 50 kg sube unas escaleras de 19 m de altitud. ¿Cuánto trabajo requiere para poder llegar hasta arriba? La constante de gravitación universal, g , es de 9.81 m s^{-2} .
- A. 0.179 kJ
 B. 8.96 kJ
 C. 93.0 J
 D. 0.895 kJ
 E. 0.913 kJ
- 25.** Se conocen dos fases sólidas del azufre, la monoclinica y la rómbica. Al quemar azufre monoclinico el calor molar de la reacción de formación de dióxido de azufre es de -290.3 kJ ; Cuando usamos azufre rómbico, -289.9 kJ . Calcula el calor de la transición de fase:
 $S(\text{monoclinico}) < S(\text{rómbico})$
- A. -0.4 J
 B. $+0.4 \text{ J}$
 C. $+4 \times 10^2 \text{ J}$
 D. 0.00 J
 E. $-4 \times 10^2 \text{ J}$
- 26.** ¿Cuánto calor se necesita para cambiar la temperatura de un lingote de 12.0-kg de acero inoxidable de $20.0 \text{ }^\circ\text{C}$ a $500.0 \text{ }^\circ\text{C}$? La capacidad calorífica del acero inoxidable es de $0.51 \text{ J.K}^{-1} \text{ g}^{-1}$.
- A. $1.3 \times 10^6 \text{ J}$
 B. $2.9 \times 10^6 \text{ J}$
 C. $6.1 \times 10^3 \text{ J}$
 D. $6.0 \times 10^6 \text{ J}$
 E. $1.4 \times 10^6 \text{ J}$
- 27.** El bicarbonato de calcio puede descomponerse de acuerdo a la ecuación:
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{s}) < \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$
 Si conocemos que los calores de formación en (kJ.mol^{-1}) son; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{s})$, -1207 ; $\text{CaCO}_3(\text{s})$, -1354 ; $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, -285.9 ; $\text{CO}_2(\text{g})$, -393.5 .
 ¿Cuál es el cambio en el calor cuando 2.5 g of $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{s})$ se descomponen por completo en un recipiente cerrado?
- A. -826.4 kJ
 B. -13 kJ
 C. -12.7 kJ
 D. $-5.3 \times 10^2 \text{ kJ}$
 E. $+5.3 \times 10^2 \text{ kJ}$

28. Una sustancia tiene un calor de sublimación de 100.0 kJ.mol⁻¹ y un calor de fusión de 4 kJ.mol⁻¹. Calcula el calor de vaporización de esta sustancia.

- A. 4 kJ.mol⁻¹
- B. 104 kJ.mol⁻¹
- C. 100.0 kJ.mol⁻¹
- D. -96 kJ.mol⁻¹
- E. 96 kJ.mol⁻¹

29. Si a una mezcla de 100 g de hielo y 100g de agua a 0 °C se le quitan 100 J, entonces:

- A. algo del agua se vaporiza.
- B. la temperatura disminuye.
- C. algo del hielo se derrite.
- D. la temperatura aumenta.
- E. algo del agua se congela.

30. ¿Cuántos g de metanol se necesitan quemar para hacer subir la temperatura de 1.00 L de agua de 0° C a 100 °C?

Sabiendo que el calor de combustión del metanol (masa molar = 32.04 g.mol⁻¹): $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)} + \frac{3}{2}\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$; $\Delta H = -$

726 kJ.

- A. 1.05 g
- B. 10.5 g
- C. 0.576 g
- D. 18.5 g
- E. 4.41 g

Respuestas a la Serie de problemas *Relaciones energéticas*

1. La respuesta es **D**
2. La respuesta es **E**
3. La respuesta es **D**
4. La respuesta es **A**
5. La respuesta es **A**
6. La respuesta es **E**
7. La respuesta es **E**
8. La respuesta es **D**
9. La respuesta es **D**
10. La respuesta es **C**
11. La respuesta es **E**
12. La respuesta es **B**
13. La respuesta es **A**
14. La respuesta es **E**
15. La respuesta es **C**
16. La respuesta es **A**

17. La respuesta es **A**

18. La respuesta es **D**

19. La respuesta es **D**

20. La respuesta es **E**

21. La respuesta es **B**

22. La respuesta es **A**

23. La respuesta es **D**

24. La respuesta es **B**

25. La respuesta es **E**

26. La respuesta es **B**

27. La respuesta es **C**

28. La respuesta es **E**

29. La respuesta es **E**

30. La respuesta es **D**

SERIE DE PROBLEMAS PARA EL EXAMEN DEPARTAMENTAL (III)

1. Suponiendo que se alcanza el equilibrio del proceso:

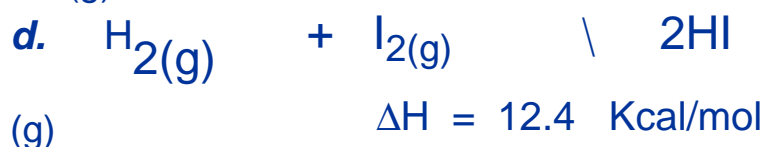
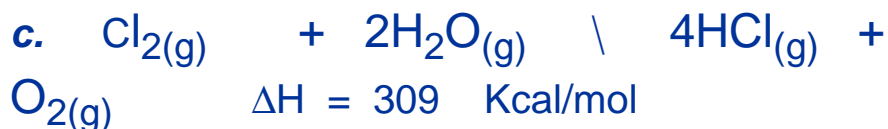
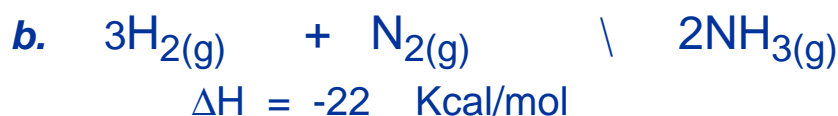
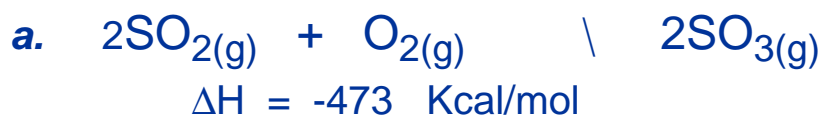


$$\Delta H = 309 \text{ KJ}$$

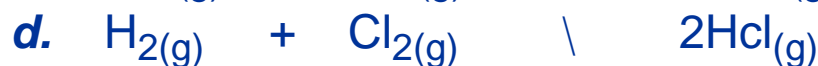
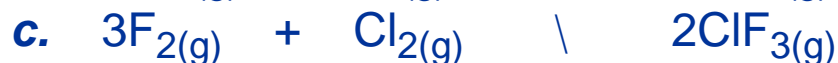
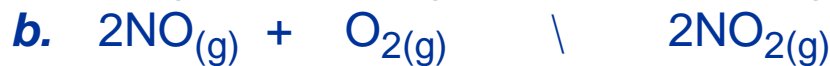
¿Cómo se podría obtener un mayor rendimiento de cloruro de hidrógeno?

- a. Bajando la temperatura y la presión.
- b. Elevando la temperatura y la presión
- c. Elevando la temperatura y bajando la presión
- d. Bajando la temperatura y elevando la presión.

2. ¿Cuáles de los siguientes sistemas en equilibrio, se desplazan a la derecha (productos), al aumentarse la temperatura?



3. ¿Cuáles de los siguientes equilibrios se afectarían por un cambio de la presión en el equilibrio?



4. Considera el siguiente equilibrio



Si se introducen 2 moles de SO_2 y una mol de O_2 a un

recipiente de 500 mL; al establecerse el equilibrio se obtienen 1.6 moles de SO_3 . Calcular K_e y K_p para esta reacción a la temperatura indicada.

5. Para el sistema: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ a 430°C y $K_c = 54.3$

¿Cuáles son las concentraciones en el equilibrio, si inicialmente hay 0.5 moles de $\text{H}_2(\text{g})$ y 0.5 moles de $\text{I}_2(\text{g})$
Vol. de sistema = 1 L.

6. Para la reacción opuesta: $2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$ a 745 K el valor de la constante de equilibrio es 0.02. Si al inicio de la reacción hay una mol $\text{HI}(\text{g})$ y una mol de $\text{H}_2(\text{g})$ en un volumen de 10 litros.

- Cuáles son las concentraciones de todos los gases en el equilibrio?
- Cuál es el valor de K_p para este sistema?

7. En un mL de sangre humana hay 2.347×10^{13} iones H^+ , si en una persona adulta hay aproximadamente 5 L. de sangre:

- Cuál es el pH de la sangre humana?
- Cuántos moles/L hay de iones OH^-

8. Utiliza las tablas de constantes físicas para demostrar si la siguiente reacción es posible.



Para ello:

- Elabora un diagrama de $\text{pK}_a = \text{pH}$.
- Determina el valor de K_c para la reacción.

9. El pOH de una disolución 0.1M de un ácido monoprótico débil es de 9.74, ¿Cuál es la K_a de este ácido?

10. El ión cianuro, CN^- , forma con los iones Cd^{2+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} y Zn^{2+} los iones complejos $\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$, $\text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$, $\text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}$ y $\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-}$ respectivamente:

- completar el siguiente cuadro:

Ion complejo	Log K_f	K_f	K_d	pK_d
$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$	18.78			

$\text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$		2×10^{30}		
$\text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}$			5×10^{-32}	
$\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-}$				16.7

c. elaborar una escala de pCN^- e indicar lo siguiente:

- el ion complejo menos estable
- el ion complejo más estable
- el receptor más fuerte

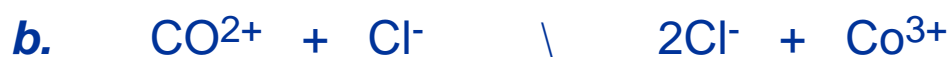
11. La expresión de la solubilidad molar para el compuesto $\text{Mg}(\text{OH})_2$ es:

- a.** $S = (\text{K}_{\text{ps}}/2)^{1/2}$
- b.** $S = (\text{K}_{\text{ps}})^{1/3}$
- c.** $S = (\text{K}_{\text{ps}})^{1/4}$
- d.** $S = (\text{K}_{\text{ps}}/4)^{1/2}$
- e.** $S = (\text{K}_{\text{ps}}/4)^{1/3}$

12. La constante de producto de solubilidad para el PbCl_2 a 25°C es 1.6×10^{-5}

¿Cuántos mg del precipitado estarán disueltos en 100 mL de agua pura a 25°C ?

13. Indica cuál de estas reacciones es posible calculando el ΔE° respectivo:



DATOS: Potenciales normales de electrodo:



14. En el laboratorio se requiere generar ácido sulfhídrico a partir de azufre, mediante una reacción de óxidorreducción y se dispone de los siguientes reactivos: HCOOH (ác. formico), $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (ác. oxálico) y H_3PO_3 (ác. ortofosforoso).

En función del estado físico del producto de reacción ¿Cuál reactivo escogerías para efectuar la obtención?

¿Por qué?

Escribe la expresión de la constante de equilibrio que define mejor al sistema.

Calcule el ΔE de la reacción.

Datos:

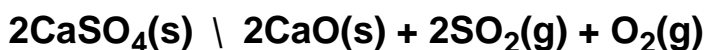
Par	oxidante/Reductor	Eo(volt)
	S/H ₂ S	0.141
	CO ₂ /HCOOH	-0.2
	2CO ₂ /H ₂ C ₂ O ₄	-0.49
	H ₃ PO ₄ /H ₃ PO ₃	-0.276

Equilibrio químico

Problemas

(primera parte)

1. Para la reacción:



La constante de equilibrio se escribe así:

A. $K_c = [\text{SO}_2][\text{O}_2]$

B. $K_c = [\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]$

C. $K_c = [\text{CaO}]^2[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]/[\text{CaSO}_4]^2$

D. $K_c = [\text{CaO}]/[\text{CaSO}_4]$

E. $K_c = 1/[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]$

2. La constante de equilibrio, K_p , para la reacción



es de 1.2×10^{-30} atm. Calcula K_p para la reacción:



A. $1.1 \times 10^{-15} \text{ atm}^{-1}$

B. $9.1 \times 10^{14} \text{ atm}^{-1/2}$

C. $8.3 \times 10^{29} \text{ atm}^{-1/2}$

D. $4.2 \times 10^{29} \text{ atm}^{1/2}$

E. $-1.1 \times 10^{-15} \text{ atm}$

3. Dada la siguiente reacción:



Al llegar al equilibrio, la concentración de H_2 es de 0.021 M y

la de I_2 es de 0.013 M. Calcula la concentración en el

equilibrio de HI.

A. 0.12 M

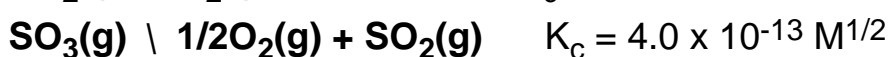
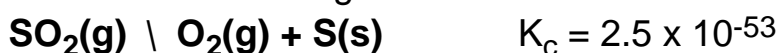
B. 0.017 M

C. 0.80 M

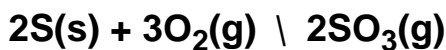
D. 0.015 M

E. 0.0020 M

4. Dados los siguientes datos:



Calcula K_c para la siguiente reacción:



- A. $1.0 \times 10^{130} \text{ M}^{-1}$
- B. $1.0 \times 10^{65} \text{ M}^{-1}$
- C. $1.6 \times 10^{80} \text{ M}^{-1}$
- D. 1.6×10^{40}
- E. $1.6 \times 10^{103} \text{ M}^{-1}$

5. Si sabemos que la reacción de desplazamiento:



La constante de equilibrio debe escribirse así:

- A. $K_p = (P_{\text{HCl}})^{1/2}$
- B. $K_p = [\text{HCl}]^2/[\text{H}_2\text{SO}_4]$
- C. $K_p = (P_{\text{HCl}})^2/[\text{H}_2\text{SO}_4]$
- D. $K_p = (P_{\text{HCl}})^2$
- E. $K_p = 1/(P_{\text{HCl}})^2$

6. A 600°C , la constante de equilibrio de la siguiente reacción:

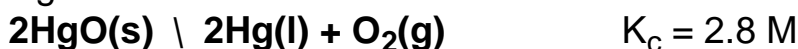


es 2.8 M. Calcula la constante de equilibrio para la reacción siguiente:



- A. $0.60 \text{ M}^{-1/2}$
- B. $1.7 \text{ M}^{-1/2}$
- C. $1.1 \text{ M}^{-1/2}$
- D. $0.36 \text{ M}^{-1/2}$
- E. $-1.7 \text{ M}^{-1/2}$

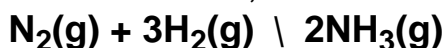
7. A 600°C , la constante de equilibrio para la reacción siguiente:



Calcula el valor de K_p a 600°C para esta reacción.

- A. 200 atm
- B. 0.039 atm
- C. 2.8 atm
- D. 3.7×10^5 atm
- E. 69 atm

8. A 25°C , la constante de equilibrio para la reacción:

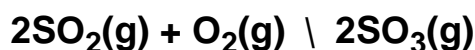


vale $K_p = 6.8 \times 10^5 \text{ atm}^{-2}$. Calcula K_c a 25°C para esta reacción.

- A. $1.7 \times 10^7 \text{ M}^{-2}$
- B. $1.1 \times 10^3 \text{ M}^{-2}$

- C. $2.8 \times 10^4 \text{ M}^{-2}$
- D. $4.1 \times 10^8 \text{ M}^{-2}$
- E. $6.8 \times 10^5 \text{ M}^{-2}$

9. A 1100 K, el valor de $K_c = 11.7 \text{ M}^{-1}$ para la reacción



Una mezcla de SO_2 , O_2 , y SO_3 , cada una a una concentración de 0.22 M, se ponen en un recipiente a 1100 K. ¿Cuál de las respuestas indica que ocurre?

- A. $[\text{SO}_3] = [\text{SO}_2] = [\text{O}_2]$ al llegar al equilibrio
- B. Se formará más SO_3 hasta llegar al equilibrio
- C. $[\text{SO}_3] = 0.11 \text{ M}$ al llegar al equilibrio
- D. se formará más SO_2 y O_2 hasta llegar al equilibrio
- E. $[\text{SO}_3] = 0.47 \text{ M}$ al llegar al equilibrio

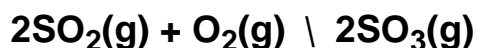
10. A cierta temperatura, la constante de equilibrio K_c vale 0.51 M para la siguiente reacción:



Una mezcla de NOCl , NO , y Cl_2 con concentraciones de 1.3 M, 1.2 M, y 0.60 M, respectivamente, se pone en un recipiente que está a esta temperatura. ¿Que ocurre?

- A. se produce más Cl_2
- B. las concentraciones no cambian
- C. se produce más NOCl hasta llegar al equilibrio
- D. la concentración de $[\text{Cl}_2] = 0.30 \text{ M}$ al llegar al equilibrio
- E. las concentraciones de $[\text{NOCl}] = [\text{NO}] = [\text{Cl}_2]$ al llegar al equilibrio

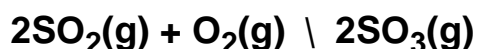
11. Tomando en consideración la reacción:



Si, inicialmente, $[\text{SO}_3] = 4.8 \text{ mM}$ y en el equilibrio $[\text{O}_2] = 0.80 \text{ mM}$, calcula la concentración en el equilibrio de SO_2 .

- A. 4.0 mM
- B. 0.80 mM
- C. 3.2 mM
- D. 2.4 mM
- E. 1.6 mM

12. Considera la reacción



Si, al inicio de la reacción, $[\text{SO}_2] = 3.2 \text{ mM}$ y en el equilibrio $[\text{SO}_3] = 3.0 \text{ mM}$, calcula la concentración en el equilibrio de O_2 .

- A. 1.8 mM

- B. 3.3 mM
- C. 1.5 mM
- D. 0.80 mM
- E. 3.0 mM

13. En la reacción:



Si la concentración inicial de $[\text{PCl}_3] = 1.0 \text{ M}$, y if "x" si "x" es la concentración en el equilibrio de P_4 , la expresión correcta de este equilibrio debe ser:

- A. $K_c = 6x^7$
- B. $K_c = x(6x)^6/(1.0 - 4x)^4$
- C. $K_c = 6x^7/(1.0 - 4x)^4$
- D. $K_c = x^7/(1.0 - x)^4$
- E. $K_c = 6x^7/(1.0 - x)^4$

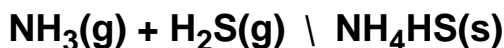
14. En la reacción:



Si la concentración inicial de $[\text{Ni}(\text{CO})_4] = 1.0 \text{ M}$, y si "x" es la concentración en el equilibrio de CO , la expresión correcta de este equilibrio debe ser:

- A. $K_c = x/(1.0 - x/4)$
- B. $K_c = x^4/(1.0 - x/4)$
- C. $K_c = x^5/(1.0 - x/4)$
- D. $K_c = 4x/(1.0 - 4x)$
- E. $K_c = x^4/(1.0 - 4x)$

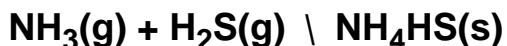
15. En la reacción:



La constante de equilibrio es $K_c = 9.7 \text{ M}^{-2}$ a 900 K. Si la concentración inicial de $[\text{NH}_3] = [\text{H}_2\text{S}] = 1.0 \text{ M}$, la concentración en el equilibrio de NH_3 será:

- A. 0.10 M
- B. 0.90 M
- C. 0.68 M
- D. 0.32 M
- E. 0.46 M

16. En la reacción:



La constante de reacción $K_c = 9.7 \text{ M}^{-2}$ at 900 K. Si inicialmente se mezclan, 2.0 moles de NH_3 y de H_2S en un recipiente de 1.0 L a 900 K, calcula el número de moles de

$\text{NH}_4\text{HS(s)}$ al llegar al equilibrio.

- A. 4.0 moles
- B. no se puede calcular porque los sólidos no aparecen en la K_c
- C. 1.7 moles
- D. 2.0 moles
- E. 0.32 moles

17. Para la reacción:



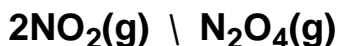
el valor de la constante de equilibrio $K_p = 5.6 \times 10^2 \text{ atm}^2$ a 900K. Si partimos de NH_4HS puro, la presión parcial en el equilibrio de H_2S es de:

- A. 280 atm
- B. 560 atm
- C. 24 atm
- D. 12 atm
- E. $1.8 \times 10^{-3} \text{ atm}$

18. De los siguientes equilibrios hay uno que no se ve afectado por el incremento en la presión, indica cual:

- A. $\text{N}_2\text{(g)} + 3\text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_3\text{(g)}$
- B. $2\text{SO}_3\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$
- C. $\text{H}_2\text{(g)} + \text{I}_2\text{(s)} \rightleftharpoons 2\text{HI(g)}$
- D. $\text{C(s)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$
- E. $3\text{Fe(s)} + 4\text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4\text{(s)} + 4\text{H}_2\text{(g)}$

19. La reacción:



es exotérmica, esto significa entonces que:

- A. K_c no cambia al aumentar la temperatura
- B. La reacción hacia adelante (la derecha) es más sensible a la temperatura que la reacción hacia atrás (izquierda)
- C. K_c disminuye al aumentar la temperatura
- D. la energía de activación de la reacción hacia adelante es mayor que la de la reacción hacia atrás
- E. K_c será negativa

20. La reacción:



es endotérmica, lo cual significa que:

- A. K_c disminuye al aumentar la temperatura
- B. la energía de activación de la reacción hacia adelante es mayor que la de la reacción hacia atrás
- C. K_c será negativa para la reacción en reversa

D. K_c no cambia al aumentar la temperatura

E. La reacción hacia delante (la derecha) es más sensible a la temperatura

21. En la reacción:



al disminuir la presión:

A. se produce más H_2O

B. se produce más CO y más H_2

C. no hay cambios

D. K_c disminuye

E. K_c aumenta

22. Para la reacción



$\Delta H = -206 \text{ kJ}$. ¿En que condiciones se favorecerá la máxima conversión de reactivos a productos?

A. alta T, alta P

B. baja T, alta P

C. alta T, baja P

D. baja T, baja P

E. adición de un catalizador

23. En la siguiente reacción:



Si partimos de 0.38 M $COCl_2$, la concentración de Cl_2 al llegar al equilibrio es de 0.080 M a 1100 K. Calcula K_c a 1100 K.

A. 0.21 M

B. 59.4 M

C. 0.017 M

D. 0.029 M

E. 0.021 M

24. En la siguiente reacción:



Si se parten de 0.800 M $Ni(CO)_4$, se establece el equilibrio después de que 12.0% del $Ni(CO)_4$ se descompone a 300 K. Calcula K_c a 300 K.

A. 0.0309 M^3

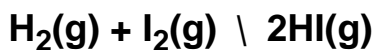
B. 0.000121 M^3

C. 0.0119 M^4

D. 0.00297 M^4

E. 0.0524 M^4

25. Para la reacción:



la constante de equilibrio vale $K_c = 55$ a 710 K. Al llegar al equilibrio se observa que $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0.010 \text{ M}$ y $[\text{HI}] = 0.074 \text{ M}$. Si la concentración de HI se incrementa a 0.100 M, la concentración de H_2 después de establecerse nuevamente el equilibrio deberá ser de:

- A. 0.016 M
- B. 0.0070 M
- C. 0.0027 M
- D. 0.026 M
- E. 0.013 M

26. Sí en la reacción



Las concentraciones iniciales de $[\text{NH}_3] = [\text{NO}] = 4.00 \text{ M}$, y al llegar al equilibrio la concentración de $[\text{NO}] = 1.00 \text{ M}$. Calcula la concentración en el equilibrio de N_2 .

- A. 5.0 M
- B. 2.0 M
- C. 3.0 M
- D. 2.5 M
- E. 0.50 M

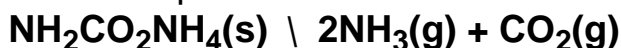
27. Sí en la reacción:



Las concentraciones iniciales de $[\text{NH}_3] = [\text{NO}] = 6.00 \text{ M}$, y la concentración en el equilibrio de $[\text{N}_2] = 2.50 \text{ M}$. Calcula la concentración en el equilibrio de NH_3 .

- A. 2.0 M
- B. 2.5 M
- C. 3.0 M
- D. 0.50 M
- E. 3.5 M

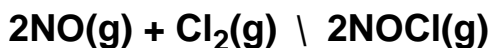
28. Sí para la reacción



la constante de equilibrio $K_p = 2.3 \times 10^{-4} \text{ atm}^3$ a 298 K. la presión parcial en el equilibrio de NH_3 será:

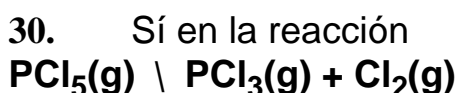
- A. $6.1 \times 10^{-2} \text{ atm}$
- B. $5.8 \times 10^{-5} \text{ atm}$
- C. $3.9 \times 10^{-2} \text{ atm}$
- D. $1.2 \times 10^{-1} \text{ atm}$
- E. $7.7 \times 10^{-2} \text{ atm}$

29. Sí en la reacción:



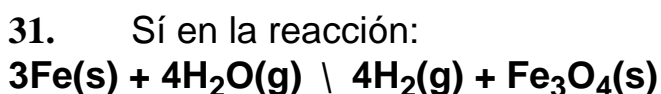
Las concentraciones iniciales de $[\text{NO}] = [\text{Cl}_2] = 1.0 \text{ M}$, y al establecerse el equilibrio, la concentración de $[\text{NOCl}] = 0.20 \text{ M}$. Calcula K_c de la reacción.

- A. 0.14 M^{-1}
- B. 0.069 M^{-1}
- C. 14 M^{-1}
- D. 0.28 M^{-1}
- E. 0.040 M^{-1}



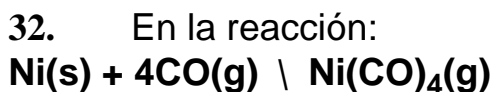
La concentración al establecerse el equilibrio de $[\text{PCl}_5] = 0.110 \text{ M}$ y la de $[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0.090 \text{ M}$. si repentinamente se añaden 0.100 M de PCl_5 , PCl_3 , y Cl_2 , entonces:

- A. dado que la constante de equilibrio no cambia, no pasa nada
- B. se formarán más productos
- C. se formará más PCl_5
- D. la $K_c = 0.17 \text{ M}$
- E. la concentración en el equilibrio de $[\text{Cl}_2] = 0.19 \text{ M}$



la presión total se incrementa,

- A. se producirá más Fe
- B. se producirá más H_2O
- C. la K_p crece
- D. se producirá más H_2
- E. no hay cambios



A 30°C y $P_{\text{CO}} = 1 \text{ atm}$, el Ni reacciona con el CO para formar $\text{Ni}(\text{CO})_4$. A 200°C , el $\text{Ni}(\text{CO})_4$ descompone para dar Ni y CO. Esto significa que:

- A. la reacción es endotérmica
- B. al disminuir la presión favorece la reacción hacia adelante
- C. la K_p a 30°C es mayor que la K_p a 200°C
- D. la energía de activación hacia la derecha es mayor que para la reacción inversa
- E. al añadir un gas inerte como el argón se favorece la reacción hacia adelante

Respuestas de la serie 8

1. La respuesta es **B**
2. La respuesta es **B**
3. La respuesta es **A**
4. La respuesta es **A**
5. La respuesta es **D**
6. La respuesta es **A**
7. La respuesta es **A**
8. La respuesta es **D**
9. La respuesta es **B**
10. La respuesta es **B**
11. La respuesta es **E**
12. La respuesta es **C**
13. La respuesta es **B**
14. La respuesta es **B**
15. La respuesta es **D**
16. La respuesta es **C**
17. La respuesta es **C**

18. La respuesta es **E**
19. La respuesta es **C**
20. La respuesta es **E**
21. La respuesta es **B**
22. La respuesta es **B**
23. La respuesta es **E**
24. La respuesta es **A**
25. La respuesta es **E**
26. La respuesta es **D**
27. La respuesta es **A**
28. La respuesta es **E**
29. La respuesta es **B**
30. La respuesta es **C**
31. La respuesta es **E**
32. La respuesta es **C**

Serie de problemas 8a

Ácidos y bases

1. El ácido conjugado del HSO_4^- es:
 - A. HSO_4^-
 - B. H_2SO_4
 - C. H_3O^+
 - D. H_2O
 - E. SO_4^{2-}
2. La base conjugada del NH_3 es
 - A. NH_4^+
 - B. OH^-
 - C. NH_3
 - D. NH_4OH
 - E. NH_2^-
3. Todas las siguientes son bases de Lewis excepto:
 - A. H_2O
 - B. NH_3
 - C. SO_4^{2-}
 - D. CO
 - E. $\text{B}(\text{OH})_3$
4. Todos los siguientes son ácidos de Lewis excepto:
 - A. Ni^{2+}
 - B. Co^{2+}
 - C. Al^{3+}

D. H_2O

E. H^+

5. ¿Cuál de los siguientes es el ácido más fuerte?

A. H_3PO_4

B. HNO_2

C. H_2SO_3

D. HNO_3

E. HCN

6. ¿Cuál de los siguientes nos dará una disolución 0.10 M con el menor pH?

A. Dado que todos son ácidos el pH es el mismo en todas las disoluciones

B. HF ($\text{pK}_a = 3.45$)

C. HIO_3 ($\text{pK}_a = 0.77$)

D. CH_3COOH ($\text{pK}_a = 4.75$)

E. H_3PO_4 ($\text{pK}_{a1} = 2.12$)

7. ¿Cuál de los siguientes tiene mayor pK_a ?

A. HClO_4

B. HClO_2

C. HCl

D. HClO

E. HClO_3

8. El pH de una disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$ 0.0010 M es:

A. 11.30

B. 14.00

C. 3.00

D. 2.70

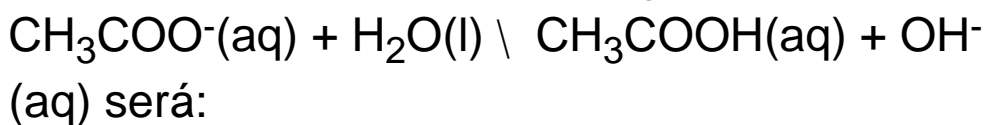
E. 11.00

9. ¿Cuál de las siguientes disoluciones nos da un pH mayor a 7?

- A. 10^{-8} M NH_3
 - B. 10^{-8} M CH_3COOH
 - C. 10^{-8} M HCOOH
 - D. 10^{-8} M KCl
 - E. 10^{-8} M HCl
10. El pH de una disolución $\text{HClO}_4(\text{aq})$ 10^{-8} M es
- A. 8
 - B. 6.98
 - C. 7
 - D. 6
 - E. 1
11. Si el pK_{a2} del H_2SO_4 es 1.92, el pH de una disolución etiquetada " 0.10 M $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ " es
- A. ligeramente menor que 1.00
 - B. 1.00
 - C. 0.08
 - D. 1.92
 - E. 1.08
12. ¿Cuál de los siguientes produce el ácido conjugado con mayor pK_a ?
- A. nicotina ($\text{pK}_b = 5.98$)
 - B. NH_3 ($\text{pK}_b = 4.75$)
 - C. etilamina ($\text{pK}_b = 3.19$)
 - D. metilamina ($\text{pK}_b = 3.44$)
 - E. piridina ($\text{pK}_b = 8.75$)
13. En una disolución etiquetada " 0.10 M H_3PO_4 (aq),"
- A. $[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$ es mayor que 0.10 M
 - B. $[\text{H}^+] = 0.30$ M
 - C. $[\text{H}^+] = 0.10$ M
 - D. $[\text{H}^+]$ es menor que 0.10 M

$$E. [\text{PO}_4^{3-}] = 0.10 \text{ M}$$

14. Si el K_a del ácido acético es $1.8 \times 10^{-5} \text{ M}$, la constante de equilibrio de la siguiente reacción:



A. $1.8 \times 10^{-19} \text{ M}$

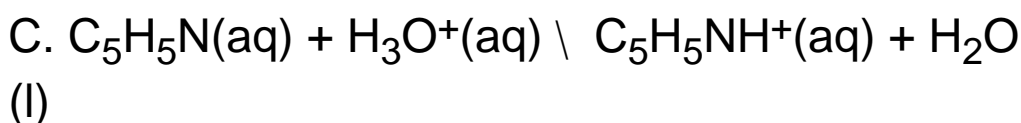
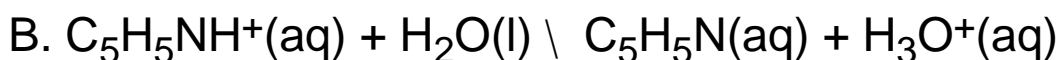
B. $5.6 \times 10^{-10} \text{ M}$

C. $1.8 \times 10^{-5} \text{ M}$

D. $1.8 \times 10^9 \text{ M}$

E. $5.6 \times 10^4 \text{ M}$

15. El $\text{p}K_b$ de la piridina, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$, vale 8.77. ¿A cuál de las siguientes reacciones se refiere esta constante?



D. ninguna de estas



16. El pH de una disolución de $\text{HCN}(\text{aq})$ 0.010 M ($K_a = 4.9 \times 10^{-10} \text{ M}$) es

A. 6.69

B. 9.31

C. 5.65

D. 2.00

E. 4.65

17. El pH de una disolución de $\text{HClO}(\text{aq})$ 0.12 M es 4.22. La K_a de este ácido es:

A. $7.2 \times 10^{-6} \text{ M}$

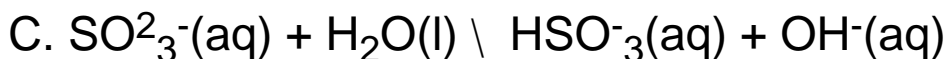
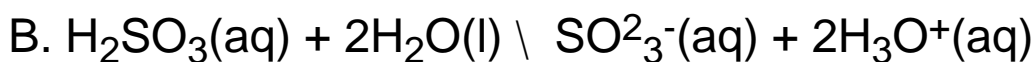
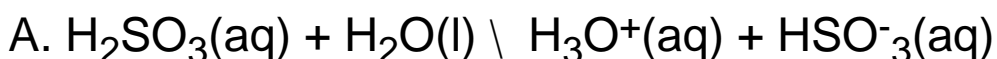
B. $5.0 \times 10^{-4} \text{ M}$

C. $3.0 \times 10^{-8} \text{ M}$

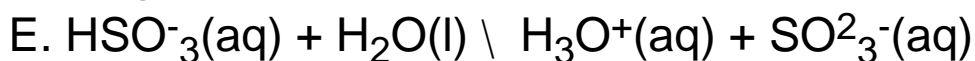
D. $6.0 \times 10^{-5} \text{ M}$

E. $3.6 \times 10^{-9} \text{ M}$

18. La ecuación que representa la K_{a2} del ácido sulfuroso es:



D. ninguna de estas



19. El pH de una disolución de hidracina ($\text{NH}_2\text{NH}_2(\text{aq})$) 0.010 M ($\text{p}K_b = 5.77$) es:

A. 10.11

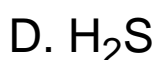
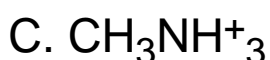
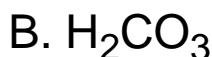
B. 11.11

C. 12.00

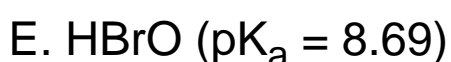
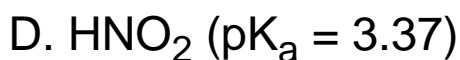
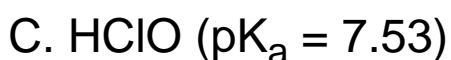
D. 3.89

E. 2.89

20. ¿Cuál de las siguientes es una base de Brönsted?



21. ¿Cuál de los siguientes ácidos débiles nos dará un anion que sera la base más fuerte en disolución acuosa?



22. El pH de una disolución de $\text{NaHSO}_4(\text{aq})$

0.010 M ($K_a = 0.012$ M) es:

- A. 1.92
- B. 2.00
- C. 1.96
- D. 2.19
- E. 1.70

23. Para el H_2S , $pK_{a1} = 6.88$ and $pK_{a2} = 14.15$.
Calcula la concentración de $S^{2-}(aq)$ en 0.10 M $H_2S(aq)$.

- A. 1.3×10^{-7} M
- B. 7.1×10^{-15} M
- C. 5.4×10^{-8} M
- D. 0.10 M
- E. 3.6×10^{-5} M

24. El pH de una disolución de $NH_2OH(aq)$ 0.15 M es 9.60. Calcula el pK_b del NH_2OH .

- A. 9.60
- B. 3.58
- C. 4.40
- D. 7.97
- E. 8.77

25. ¿Cuál de las siguientes disoluciones 0.10 M tiene el mayor pH?

- A. $B(OH)_3$
- B. $NaNO_3$
- C. HIO
- D. C_5H_5N
- E. CH_3COOH

26. Cuando a 500 mL de $KOH(aq)$ 0.120 M se mezclan con 500 mL de $Ba(OH)_2(aq)$ 0.0480 M, el pH de la disolución resultante es:

- A. 13.03
- B. 14.00

C. 13.33

D. 13.23

E. 12.92

27. Para la reacción:



¿Cuál de las siguientes oraciones es cierta?

A. La reacción de HSO_4^- con H_2O produce OH^-

B. HSO_4^- no puede ser un ácido y por tanto la ecuación es incorrecta

C. H_2O es el ácido y SO_4^{2-} es su base conjugada

D. HSO_4^- es el ácido y SO_4^{2-} es su base conjugada

E. HSO_4^- es la base y H_3O^+ es el ácido conjugado

28. ¿Cuál de los siguientes puede actuar como base de Lewis y como ácido de Brønsted en una disolución acuosa?

A. $\text{B}(\text{OH})_3$

B. NH_4^+

C. OH^-

D. H_2O

E. NH_3

29. ¿Cuál de los siguientes es el ácido más fuerte en disolución acuosa?

A. HClO_4

B. Todos los ácidos listados tienen la misma fuerza en agua

C. H_2SO_4

D. HNO_3

E. HCl

30. Cuando el $\text{CaO}(\text{s})$ se disuelve en agua

A. La disolución tiene $\text{OH}^-(\text{aq})$ y $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$

- B. la disolución tiene $\text{CaO}(\text{aq})$
- C. la disolución tiene $\text{O}^{2-}(\text{aq})$, $\text{OH}^{-}(\text{aq})$, y $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$
- D. el $\text{CaO}(\text{s})$ no se disuelve en agua
- E. la disolución tiene $\text{O}^{2-}(\text{aq})$ y $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$

31. ¿Cuál de los siguientes es el ácido más fuerte?

- A. H_2O
- B. H_2Se
- C. H_2Te
- D. CH_4
- E. H_2S

Respuestas de la serie 8a

1. La respuesta es: **B**
2. La respuesta es: **E**
3. La respuesta es: **E**
4. La respuesta es: **D**
5. La respuesta es: **D**
6. La respuesta es: **C**
7. La respuesta es: **D**
8. La respuesta es: **A**
9. La respuesta es: **A**
10. La respuesta es: **B**
11. La respuesta es: **A**
12. La respuesta es: **C**
13. La respuesta es: **D**
14. La respuesta es: **B**
15. La respuesta es: **A**
16. La respuesta es: **C**
17. La respuesta es: **C**
18. La respuesta es: **E**
19. La respuesta es: **A**
20. La respuesta es: **A**
21. La respuesta es: **E**
22. La respuesta es: **D**
23. La respuesta es: **B**
24. La respuesta es: **D**
25. La respuesta es: **D**
26. La respuesta es: **A**
27. La respuesta es: **D**
28. La respuesta es: **D**

- 29. La respuesta es: **B**
- 30. La respuesta es: **A**
- 31. La respuesta es: **C**

Problemas de la serie 8b

(más ácidos y bases)

1. ¿Cuál de las siguientes sales da una disolución ácida?

- A. NaHCO_3
- B. NaHSO_4
- C. Na_2HPO_4
- D. Na_2CO_3
- E. Na_2SO_4

2. ¿Cuál de las siguientes sales da una disolución ácida?

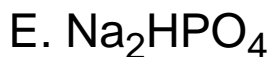
- A. NaClO_4
- B. $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$
- C. $\text{Ni}(\text{ClO}_4)_2$
- D. $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$
- E. LiClO_4

3. ¿Cuál de las siguientes sales da una disolución ácida?

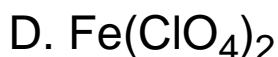
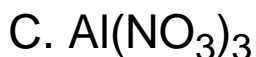
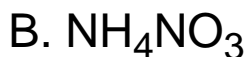
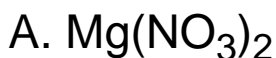
- A. KCN
- B. KNO_3
- C. Na_3PO_4
- D. NaH_2PO_4
- E. KBr

4. ¿Cuál de las siguientes sales da una disolución básica?

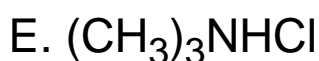
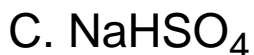
- A. NH_4ClO_4
- B. NaBr
- C. FeCl_3



5. ¿Cuál de las siguientes sales da una disolución básica?



6. ¿Cuál de las siguientes sales da una disolución básica?



7. En una disolución etiquetada "Fluoruro de sodio 0.10 M":

A. el pH es igual a 7

B. el pH es igual a 1

C. el pH es mayor que 7

D. el pH es igual a 13

E. el pH es menor que 7

8. El pH de una disolución acuosa de hipoclorito de sodio 0.18 M es 10.38, la K_a del ácido hipocloroso es de:

A. 4.2×10^{-11} M

B. 2.4×10^{-4} M

C. 3.2×10^{-7} M

D. 5.8×10^{-8} M

E. 3.1×10^{-8} M

9. El pH de una disolución acuosa de FeCl_2 (aq) 0.015 M vale 3.47.

La K_a del $\text{Fe}(\text{OH}_2)_6^{2+}$ debe ser:

- A. 1.1×10^{-7} M
- B. 3.4×10^{-4} M
- C. 1.7×10^{-9} M
- D. 5.1×10^{-6} M
- E. 7.7×10^{-6} M

10. El pH de una disolución acuosa de NaClO (aq) 0.020 M es de 9.91.

La K_b del ion hipoclorito debe ser:

- A. 3.3×10^{-7} M
- B. 1.2×10^{-10} M
- C. 3.0×10^{-8} M
- D. 6.6×10^{-9} M
- E. 8.1×10^{-5} M

11. El pH de una disolución acuosa de NaNO_2 (aq) 0.088 M

($K_a(\text{HNO}_2) = 4.3 \times 10^{-4}$ M) debe ser:

- A. 12.94
- B. 11.79
- C. 5.85
- D. 2.21
- E. 8.15

12. El pH de una disolución acuosa con HCO_2H 0.10 M ($K_a = 1.8 \times 10^{-4}$ M) y 0.10 M NaHCO_2 será de:

- A. 8.38
- B. 10.26
- C. 2.38
- D. 3.74
- E. 5.62

13. El pH de una disolución acuosa con HCO_2H 0.10 M ($K_a = 1.8 \times 10^{-4}$ M) y con NaClO_4 0.10 M será:

- A. 5.62
- B. 3.74
- C. 7.00
- D. 8.38
- E. 2.38

14. El pH de una disolución acuosa con $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ 0.12 M ($K_b = 4.3 \times 10^{-10}$ M) y con $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$ 0.018 M será:

- A. 5.46
- B. 9.37
- C. 3.82
- D. 10.19
- E. 8.55

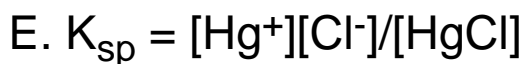
15. El pH de una disolución acuosa con HF 0.011 M ($K_a = 3.5 \times 10^{-4}$ M) y con NaF 0.015 M será:

- A. 3.33
- B. 0.87
- C. 3.59
- D. 3.46
- E. 2.70

16. El pH de una disolución acuosa en el punto de equivalencia de una titulación de ácido acético 0.10 M ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ M) con KOH 0.10 M debe ser:

- A. 5.28
- B. 5.12
- C. 8.89
- D. 4.74
- E. 8.72

17. El pH de una disolución acuosa en el punto de equivalencia de una titulación de CH_3NH_2 0.26 M, $K_b = 3.6 \times 10^{-4}$ M, con HClO_4 0.26 M será:
- A. 2.01
 - B. 2.17
 - C. 5.72
 - D. 5.57
 - E. 3.44
18. Cuando se añade una pequeña cantidad de base a un amortiguador (buffer) de ácido nitroso / nitrito de sodio la ecuación iónica neta de la reacción que ocurre es:
- A. no hay reacción
 - B. $\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{HNO}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{NO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - C. $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - D. $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_2^-(\text{aq}) \rightarrow \text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - E. $\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{NO}_2^-(\text{aq}) \rightarrow \text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{O}^{2-}(\text{aq})$
19. El pH en la mitad del punto de equivalencia de la titulación de ácido cloroacético 0.22 M ($K_a = 1.4 \times 10^{-3}$ M) con KOH 0.10 M es de:
- A. 2.85
 - B. 11.15
 - C. 1.74
 - D. 1.92
 - E. 3.51
20. La expresión de la constante K_{sp} para el cloruro de mercurio (I) es:
- A. $K_{sp} = [\text{Hg}^+][\text{Cl}^-]$
 - B. $K_{sp} = [\text{Hg}_2^{2+}][\text{Cl}^-]^2$
 - C. $K_{sp} = [\text{Hg}^{+2}][\text{Cl}^-]$



21. En la titulación de 50.0 mL de ácido salicílico 0.020 M ($pK_a = 2.97$) con KOH 0.020 M, el pH que se obtiene al añadir 30.0 mL de KOH es de:

A. 2.33

B. 11.88

C. 3.15

D. 2.12

E. 2.97

22. La concentración estequiométrica del ion acetato en el punto de equivalencia al titular 0.018 M de ácido acético ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ M) con NaOH 0.036 M es de:

A. 0.0090 M

B. 0.024 M

C. 0.018 M

D. 0.012 M

E. 0.036 M

23. El pH en la mitad del punto de equivalencia de la titulación de una disolución de morfina 0.010 M ($K_b = 1.6 \times 10^{-6}$ M) con HNO_3 0.010 M es de

A. 8.20

B. 10.11

C. 4.05

D. 5.80

E. 9.95

24. En la titulación de 50.0 mL de ácido salicílico 0.020 M ($pK_a = 2.97$) con KOH 0.020 M, el pH que se obtiene al añadir 55.0 mL de KOH es de:

- A. 7.32
- B. 12.30
- C. 11.26
- D. 10.98
- E. 12.02

25. ¿Cuál de los siguientes indicadores será el más apropiado para titular HBr 0.10 M con KOH 0.10 M?

- A. amarillo de alizarina ($pK_a = 11.2$)
- B. azul de timol ($pK_a = 1.7$)
- C. azul de bromotimol ($pK_a = 7.1$)
- D. azul de bromofenol ($pK_a = 3.9$)
- E. anaranjado de metilo ($pK_a = 3.4$)

26. ¿Cuál de los siguientes indicadores será el más apropiado para titular ácido láctico 0.10 M ($pK_a = 3.08$) con KOH 0.10 M?

- A. azul de bromotimol ($pK_a = 7.1$)
- B. rojo de metilo ($pK_a = 5.0$)
- C. anaranjado de metilo ($pK_a = 3.4$)
- D. rojo fenol ($pK_a = 7.9$)
- E. alizarina ($pK_a = 11.7$)

27. ¿Cuál de los siguientes indicadores será el más apropiado para titular $(CH_3)_3N$ 0.10 M ($pK_b = 4.19$) con $HClO_4$ 0.10 M?

- A. litmus ($pK_a = 6.5$)
- B. fenolftaleina ($pK_a = 9.4$)
- C. bromocresol verde ($pK_a = 4.7$)
- D. alizarina ($pK_a = 11.7$)
- E. azul de bromotimol ($pK_a = 7.1$)

28. ¿Si se mezclan 100 mL de cada una de las disoluciones, cuál de las mezclas producirá un

bufer (amortiguador)?

- A. $\text{NH}_3(\text{aq})$ 1.0 M + $\text{KOH}(\text{aq})$ 0.5 M
- B. $\text{NH}_3(\text{aq})$ 1.0 M + $\text{HCl}(\text{aq})$ 0.5 M
- C. $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$ 1.0 M + $\text{HCl}(\text{aq})$ 0.5 M
- D. $\text{NH}_3(\text{aq})$ 1.0 M + $\text{HCl}(\text{aq})$ 1.0 M
- E. $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$ 1.0 M + $\text{KOH}(\text{aq})$ 1.0 M

29. La solubilidad del bromuro de plomo ($K_{\text{sp}} = 7.9 \times 10^{-5} \text{ M}^3$) en agua es de:

- A. $2.6 \times 10^{-5} \text{ M}$
- B. $6.3 \times 10^{-3} \text{ M}$
- C. $2.7 \times 10^{-2} \text{ M}$
- D. $2.0 \times 10^{-5} \text{ M}$
- E. $4.3 \times 10^{-2} \text{ M}$

30. Si la solubilidad del fluoruro de calcio en agua es de $2.2 \times 10^{-4} \text{ M}$, la K_{sp} del fluoruro de calcio será de:

- A. $1.1 \times 10^{-11} \text{ M}^3$
- B. $4.8 \times 10^{-8} \text{ M}^2$
- C. $2.2 \times 10^{-4} \text{ M}$
- D. $2.1 \times 10^{-14} \text{ M}^4$
- E. $4.3 \times 10^{-11} \text{ M}^3$

31. Las unidades de la constante de solubilidad K_{sp} del fosfato de plata son:

- A. M
- B. M^2
- C. M^3
- D. mol
- E. M^4

32. El hidróxido de aluminio es más soluble en una base que en agua pura porque:

- A. $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ no es más soluble en agua que en

una base

B. $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ reacciona con los iones $\text{OH}^-(\text{aq})$ para formar $\text{Al}(\text{OH})_4^-(\text{aq})$

C. la constante K_{sp} del $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ es mayor en disolución básica

D. se forma $\text{Al}(\text{OH}_2)_6^{3+}(\text{aq})$

E. los iones $\text{OH}^-(\text{aq})$ reaccionan con $\text{H}^+(\text{aq})$ y forman agua

33. Para el sulfato de calcio, la constante de solubilidad es de $K_{\text{sp}} = 2.4 \times 10^{-5} \text{ M}^2$, ¿cuál de las siguientes oraciones es cierta?

A. el sulfato de calcio es infinitamente soluble en una disolución de $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ 0.01 M.

B. El valor de la K_{sp} del $\text{CaSO}_4(\text{s})$ es diferente en $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ 0.01 M que en agua pura.

C. el sulfato de calcio es más soluble en $\text{CaCl}_2(\text{aq})$ 0.01 que en agua pura.

D. el sulfato de calcio es más soluble en $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ 0.01 M que en agua pura.

E. el sulfato de calcio es menos soluble en $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ 0.01 que en agua pura.

Respuestas a la serie 8b (ácidos y bases)

1. La respuesta es **B**
2. La respuesta es **C**
3. La respuesta es **D**
4. La respuesta es **E**
5. La respuesta es **E**
6. La respuesta es **B**
7. La respuesta es **C**
8. La respuesta es **E**
9. La respuesta es **E**
10. La respuesta es **A**
11. La respuesta es **E**
12. La respuesta es **D**
13. La respuesta es **E**
14. La respuesta es **A**
15. La respuesta es **C**
16. La respuesta es **E**
17. La respuesta es **C**
18. La respuesta es **B**
19. La respuesta es **A**
20. La respuesta es **B**
21. La respuesta es **C**
22. La respuesta es **D**
23. La respuesta es **A**
24. La respuesta es **D**

25. La respuesta es **C**
26. La respuesta es **D**
27. La respuesta es **C**
28. La respuesta es **B**
29. La respuesta es **C**
30. La respuesta es **E**
31. La respuesta es **E**
32. La respuesta es **B**
33. La respuesta es **E**