	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	1(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

1 MODELOS ATÓMICOS

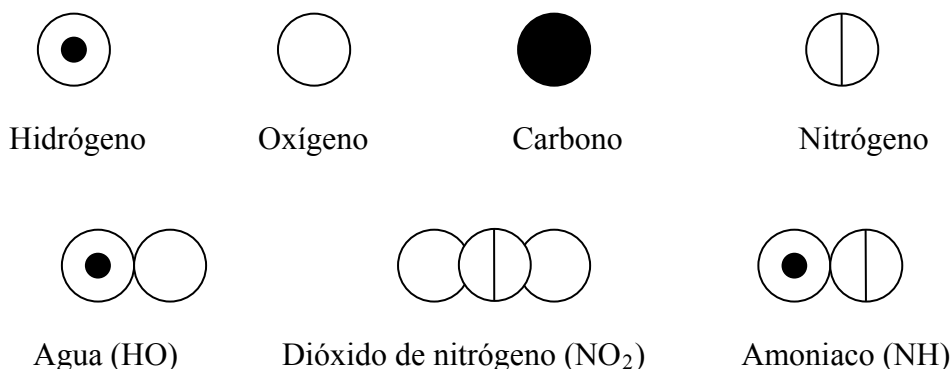
1.1 Teoría atómica de Dalton

A principios del Siglo XIX, algunos científicos investigaron los fenómenos químicos y obtuvieron, experimentalmente, las llamadas leyes clásicas de la química. El científico **John Dalton** (1766-1844) interpretó esas leyes y enunció su Teoría Atómica en 1808. Esta teoría pretendía explicar la estructura de la materia.

Los principios fundamentales:

- La materia está formada por pequeñas partículas **indivisibles** e indestructibles llamadas **átomos**.
- Hay distintas clases de átomos que se distinguen por su masa y sus propiedades.
- La sustancia que tiene todos sus átomos iguales es un **elemento**. Por ejemplo, todos los átomos de hierro son iguales entre sí, pero son distintos de los átomos de plomo, aluminio, o de cualquier otro elemento.
- Los átomos de elementos distintos pueden unirse en unas cantidades fijas para originar **compuestos**. Por ejemplo, los átomos de los elementos hidrógeno y oxígeno pueden unirse para formar el compuesto agua.
- En las transformaciones químicas los átomos mantienen su identidad, ni se crean ni se destruyen.

Dalton definió un símbolo para referirse a cada elemento químico y escribía las fórmulas de los compuestos combinando los símbolos de los elementos que los formaban. Por ejemplo:



Hoy sabemos que algunos compuestos no se representan como lo hizo Dalton.

Teniendo en cuenta la Teoría de Dalton, un compuesto químico es una sustancia pura que resulta de la combinación de átomos de distintos elementos en proporción fija. Estos átomos van a estar unidos entre sí, de manera que no es posible separarlos por métodos físicos.

La teoría de Dalton resultó muy útil para interpretar el comportamiento de las sustancias en las transformaciones químicas. Sin embargo, algunos descubrimientos posteriores demostraron que los átomos no eran tan simples como suponía Dalton.

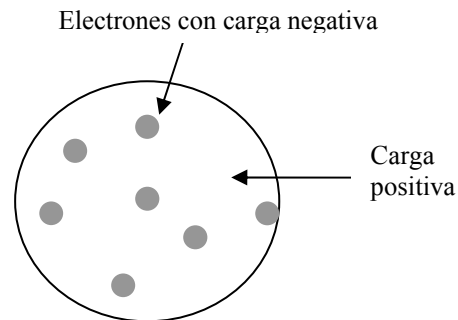
1.2 Modelo atómico de Thomson

En 1897, el científico británico **J. J. Thomson** realizó experiencias con gases en tubos de descarga y encontró que en el interior de los átomos existe una partícula con carga eléctrica negativa a la que denominó **electrón**.



En circunstancias normales la materia es neutra. En consecuencia, si los átomos tienen partículas con carga eléctrica negativa, también debe poseer carga eléctrica positiva, de tal manera que cada átomo tenga las mismas cargas positivas que negativas.

Según Thomson, el átomo debía ser como una esfera de carga positiva, e insertados en ella, debían estar los electrones de carga negativa. La carga positiva de la esfera compensaba la carga negativa de los electrones para que el átomo fuera neutro.



1.3 Experimento y modelo atómico de Rutherford

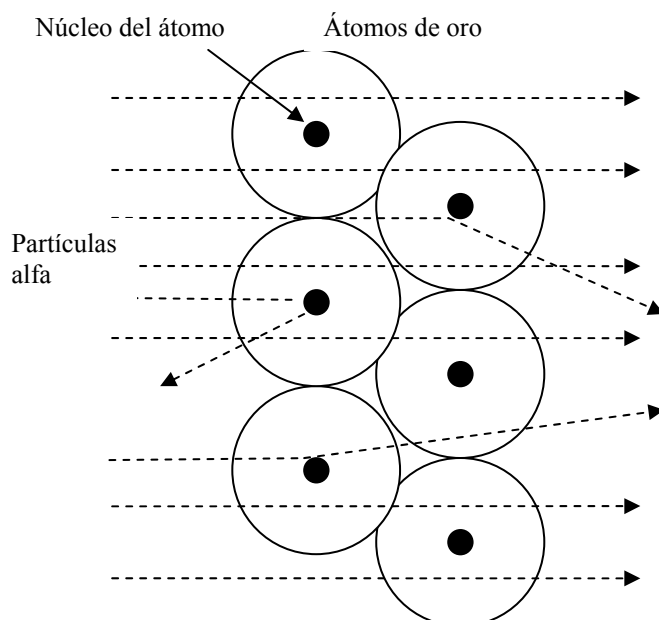
En 1911, el físico inglés **E. Rutherford** y su colaborador, el físico alemán **H. Geiger**, lanzaron partículas alfa a modo de proyectiles sobre una lámina muy fina de oro. Las partículas alfa están cargadas positivamente.

La mayoría de las partículas atravesaban la lámina de oro sin desviarse pero, en contra de lo esperado, observaron que algunas partículas se desviaban cambiando de dirección y unas pocas rebotaban.

Se suponía que los átomos eran esferas macizas y no había forma de explicar la desviación de una pequeña fracción de las partículas que atravesaban la lámina de oro.

Para explicar estos hechos, Rutherford propuso un nuevo modelo atómico que sitúa la mayor parte de la masa del átomo y toda la carga positiva concentrada en una región muy pequeña en el centro del átomo: **el núcleo**. Alrededor del núcleo giran los electrones que constituyen la **corteza**.

Con el nuevo modelo queda totalmente explicado el experimento de Rutherford. La mayor parte del átomo está vacío de manera que la mayor parte de las partículas alfa atravesaban la lámina de oro sin desviarse al no encontrar ningún obstáculo en su camino. Una pequeña fracción de las partículas alfa pasa cerca de un núcleo y se desvía.



2 ÁTOMOS, ISÓTOPOS E IONES

2.1 Partículas subatómicas

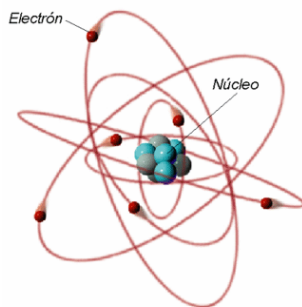
El átomo está constituido por tres tipos de partículas: **protones, neutrones y electrones**.



En el centro del átomo se encuentra el **núcleo**, que está formado por dos tipos de partículas: **protones** y **neutrones**. Alrededor del núcleo, ocupando un volumen mucho mayor que el núcleo, se encuentra la **corteza**, que estaría formada por los **electrones**.

Los electrones se mueven lejos del núcleo, pero no están todos dando vueltas a la misma distancia. Los electrones se sitúan en torno al núcleo en **capas** y poseen una energía, mayor cuanto más lejos estén del núcleo.

El diámetro del átomo es del orden de la diezmillonésima parte de un milímetro. Esto equivale a decir que en una longitud de un milímetro caben, aproximadamente, 10.000.000 de átomos puestos en fila uno detrás de otro. El núcleo es una estructura diminuta situada en el centro, con un diámetro unas 10.000 veces más pequeño que el diámetro total del átomo.



Considerado como una **esfera**, el átomo tiene un radio de 1.10^{-10} m y el núcleo tiene un radio de 1.10^{-14} m. Para hacernos una idea: si el átomo fuera del tamaño de un campo de fútbol, el núcleo sería como una canica colocada en su centro, y los electrones, como cabezas de alfiler que girarían alrededor de la canica.

Alrededor del 99,9% de la **masa** total del átomo se encuentra concentrada en el núcleo (protones y neutrones) y el resto corresponde a la corteza (electrones). El protón y el neutrón tienen una masa muy parecida y el electrón una masa mucho más pequeña. La masa de un electrón es unas

1840 veces menor que la masa de un protón.

Los protones y los neutrones tienen una propiedad que se conoce como **carga eléctrica**. La carga eléctrica de los protones es positiva y la de los electrones negativa. Ambos poseen una cantidad de carga eléctrica igual (e). Los neutrones no tienen carga eléctrica.

En los átomos el número de protones es igual al de electrones. Así resulta que el átomo no tiene carga eléctrica neta (es **neutro**), se compensan la carga negativa de los electrones con la carga positiva de los protones.

Masa y carga de las partículas del átomo:

	Partícula	Masa (kg)	Carga (e)
Núcleo	Protón	$1,6725 \cdot 10^{-27}$	+1
	Neutrón	$1,6748 \cdot 10^{-27}$	0
Corteza	Electrón	$9,1096 \cdot 10^{-31}$	-1

Hoy día sabemos que en el átomo hay otro tipo de partículas más pequeñas, llamadas **quarks**, que forman los protones y los neutrones.

2.2 Números atómicos y másico

Para identificar las partículas que constituyen un átomo se utilizan dos números muy importantes:

Número atómico (Z): el número de protones que tiene el núcleo, que en el átomo ordinario corresponde con el número de electrones en la corteza. Todos los átomos del mismo **elemento químico** tienen igual número atómico. Por ejemplo, todos los átomos de oxígeno tienen $Z = 8$.

Número másico (A): la suma de los neutrones y los protones.

Para determinar el número de neutrones en el núcleo restamos el número másico y el número atómico ($A - Z$)

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	4(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

2.3 Representación de los átomos

El átomo se representa por un símbolo o abreviatura del nombre del elemento (X) formado por él, por su número atómico (Z) y su número másico (A): A_ZX

Conociendo el símbolo del elemento y sus números atómico y másico, es fácil determinar las partículas del átomo. Por ejemplo, para el carbono (${}^{14}_6C$), que tiene $Z = 6$ y $A = 14$, tenemos 6 protones ($Z = 6$), 6 electrones y 8 neutrones ($A - Z$).

Ejemplo 1 Completa la siguiente tabla:

	protones	neutrones	electrones	Z	A
9_4Be					
Al	27			13	
Cl	36		17		
${}^{14}_7N$					

Ejercicio 1 Completa la siguiente tabla

	Z	A	protones	neutrones	electrones
${}^{40}_{19}K$					
${}^{59}_{28}Ni$					
${}^{23}_{11}Na$					
${}^{75}_{33}As$					

Ejercicio 2 Completa la siguiente tabla:

	protones	neutrones	electrones	Z	A
${}^{32}_{15}P$					
H	1				3
U			92		238
${}^{26}_{12}Mg$					

Ejercicio 3 Dibuja un esquema de los átomos incluyendo las partículas subatómicas: a) 4_2He ; b) ${}^{11}_5B$

Ejercicio 4 Dibuja el esquema de un átomo que tenga 10 partículas subatómicas

2.4 Iones

Los átomos son, en conjunto, **neutros**, porque tienen el mismo número de electrones (carga negativa) y protones (carga positiva). Pero hay ocasiones en que pueden perder algunos electrones o ganarlos. Si un átomo pierde electrones, al tener más protones se convierte en un **ion positivo o catión**. Por el contrario, si un átomo gana electrones, al tener más electrones que protones, se convierte en un **ion negativo o anión**.

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	5(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Los iones son átomos que tienen un número de protones diferente al de electrones.

Para representar un ion se añade al símbolo del átomo un número con signo que indique la carga neta del ion. Por ejemplo, ${}^4_2\text{He}^{2+}$

Un átomo de helio (${}^4_2\text{He}$) tiene dos protones ($Z = 2$), dos neutrones ($A - Z$) y dos electrones. Si el átomo pierde los dos electrones, resulta un ion positivo con una carga neta +2: ${}^4_2\text{He}^{2+}$

Ejemplo 2 Completa la siguiente tabla:

	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$							
	S	16		18		32	
	F	9				19	-1
${}^{23}_{11}\text{Na}^+$							

Ejercicio 5 Completa la siguiente tabla:

	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
${}^{60}_{28}\text{Ni}^{2+}$							
	H				1	1	+1
	N	7				14	-3
${}^{40}_{19}\text{K}^+$							

Ejercicio 6 Completa la siguiente tabla:

	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
	Fe	26				58	+2
	Sr	38		36		90	
${}^{68}_{30}\text{Zn}^{2+}$							
	Ca			18		40	+2

Ejercicio 7 Dibuja un esquema de un ión que tenga: a) 4 partículas subatómicas; b) 10 partículas

Ejercicio 8 Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) Los cuerpos neutros no tienen cargas eléctricas; b) En el núcleo del átomo se encuentra la mayor parte de la masa del átomo; c) Un cuerpo cargado positivamente ha ganado protones

2.5 Isótopos

Todos los átomos del mismo elemento poseen el mismo número atómico, es decir, el mismo número de protones en el núcleo. Sin embargo, el análisis de muchos elementos ha llevado a la conclusión de que algunos tienen diferente número de neutrones y por ello diferente número másico.

Los átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número atómico, pero distinto número másico, se llaman isótopos.

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	6(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Por ejemplo, existen en la naturaleza tres átomos diferentes del elemento químico hidrógeno: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ y ${}^3_1\text{H}$. Los tres tienen un único protón ($Z = 1$), el primero no tiene neutrones, el segundo tiene un neutrón y el tercero tiene dos neutrones.

Ejercicio 9 Existen en la naturaleza tres isótopos del carbono ($Z = 6$), con números másico 12, 13 y 14. Escribe el símbolo de cada isótopo e indica los protones, neutrones y electrones de cada uno.

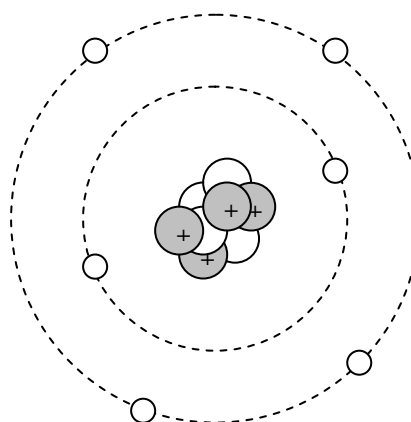
Ejercicio 10 El uranio ($Z = 92$) está formado en la naturaleza por tres isótopos, con números másicos 234, 235 y 238. Escribe el símbolo de cada isótopo e indica los protones, neutrones y electrones de cada uno.

Ejercicio 11 Indica cuáles de los siguientes núcleos son isótopos del mismo elemento: a) ${}^{21}_9\text{X}$; b) ${}^{20}_9\text{X}$; c) ${}^{21}_{10}\text{X}$; d) ${}^{21}_{11}\text{X}$

Ejercicio 12 Razona la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) Todos los isótopos del mismo elemento tienen el mismo número de protones; b) Todos los isótopos del mismo elemento tienen el mismo número másico; c) Todos los isótopos del mismo elemento tienen el mismo número de electrones

Ejercicio 13 Analiza el dibujo y completa la tabla

$Z =$ $A =$ N° de protones: N° de electrones: N° de neutrones: Carga eléctrica:
--

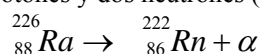


3 RADIATIVIDAD

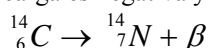
La radiactividad es el proceso que experimentan algunos núcleos atómicos que les lleva a emitir radiación. Existen tres tipos de radiación: alfa, beta y gamma


3.1 Tipos de radiactividad

Radiación alfa (rayos α) Un núcleo emite una partícula alfa y se transforma en un núcleo diferente. Las partículas alfa están formadas por dos protones y dos neutrones (el núcleo del átomo de helio). Ejemplo:



Radiación beta (rayos β) Un núcleo emite una partícula beta y se transforma en un núcleo diferente. Las partículas beta son electrones. Por tanto su carga es negativa y su masa es muy pequeña. Ejemplo:



	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	7(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Radiación gamma (rayos γ) Un núcleo excitado emite el exceso de energía que le sobra en forma de radiación electromagnética. Ejemplo: ${}_{86}^{222}\text{Rn}^* \rightarrow {}_{86}^{222}\text{Rn} + \gamma$

3.2 Propiedades de la radiactividad

Las principales propiedades de la radiactividad son:

- Poder de penetración. Los rayos alfa son frenados por unos centímetros de aire. Los rayos beta son frenados por varios metros de aire o por una lamina de metal. Los rayos gamma son frenados por un metro de hormigón o por gruesas láminas de plomo.
- Es independiente de la temperatura, de la presión y del entorno químico de la sustancia radiactiva.
- Una gran capacidad de ionización (sobre todo los rayos gamma debido a su gran masa), pues ionizan los átomos que se encuentran en su camino.
- En los procesos radiactivos se libera gran cantidad de energía.

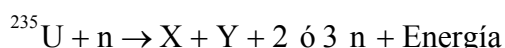
3.3 Reacciones nucleares y radiactividad artificial

En 1919, Rutherford descubrió la primera reacción nuclear artificial. Situó en una cámara cerrada con nitrógeno gaseoso una muestra de polonio radiactivo (emisor alfa). El análisis del interior de la cámara reveló la existencia de protones y oxígeno, por lo que el proceso ocurrido se interpretó de la siguiente forma: ${}_{7}^{14}\text{N} + {}_{2}^{4}\text{He} \rightarrow {}_{1}^{1}\text{H} + {}_{8}^{17}\text{O}$

En una reacción nuclear se produce el reagrupamiento de partículas entre dos núcleos, lo cual necesita de una gran cantidad de energía para vencer la repulsión eléctrica entre los núcleos, por lo que uno de los núcleos de la reacción debe ser un proyectil con una gran velocidad. En la mayoría de los casos el **proyectil nuclear** suele ser un neutrón o un núcleo ligero como una partícula alfa. Los neutrones son excelentes proyectiles nucleares pues, como no tiene carga eléctrica, no están sujetos a fuerzas de repulsión electrostáticas, y por ello pueden penetrar en los núcleos mejor que el resto de partículas. Además, no requieren energías tan altas para producir la reacción.

Fisión nuclear

En 1934 **Fermi** bombardea uranio con neutrones y logra la **fisión nuclear**: rotura de un núcleo pesado en otros más ligeros. El proceso de fisión del uranio-235 es el siguiente:



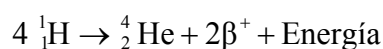
Como productos de la fisión se obtienen dos núcleos X e Y correspondientes a elementos de mitad de la tabla periódica y 2 ó 3 neutrones. En la reacción se libera una gran cantidad de energía.

Los nuevos neutrones aparecidos pueden producir nuevas fisiones si son captados por otros núcleos de uranio-235, lo que originará una **reacción nuclear en cadena**.


Las reacciones nucleares de fisión se emplean en las **centrales nucleares** para producir electricidad. Por otra parte, una reacción en cadena descontrolada puede producir una explosión nuclear (**bomba atómica**).

Fusión nuclear

La fusión nuclear consiste en la unión de núcleos ligeros para producir un núcleo más pesado. En la reacción se libera una gran cantidad de energía. Por ejemplo, en el Sol se produce continuamente la fusión nuclear:



Para iniciar el proceso de fusión nuclear hay que comunicar a los núcleos reaccionantes una gran velocidad necesaria para superar la repulsión electrostática y lograr la fusión. La energía se logra mediante temperaturas muy elevadas, del orden de centenares de millones de grados.

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	8(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

La fusión controlada se ha resuelto en los laboratorios pero la producción industrial de energía con la fusión nuclear es un problema que está pendiente de resolución. La principal dificultad es encontrar materiales que resistan estas elevadas temperaturas. Paradójicamente, en 1952 se logró diseñar la **bomba de hidrógeno o termonuclear**, que opera mediante un proceso de fusión nuclear.

3.4 Aplicaciones de los isótopos radiactivos

Centrales nucleares

Las centrales nucleares son **centrales eléctricas** que emplean la energía liberada en la fisión nuclear para convertir el agua en vapor que se encarga de mover las turbinas que generan la electricidad.

La producción de energía eléctrica empleando **reactores de fusión** presenta dificultades técnicas que el hombre aún no ha superado. La fusión nuclear, en el caso de llegar a superar las dificultades tecnológicas, presenta una serie de ventajas sobre la fisión nuclear:

- La fusión nuclear no genera residuos radiactivos.
- El combustible principal para las reacciones de fusión es el deuterio (${}^2_1\text{H}$), que se puede obtener del agua del mar. Sería un recurso prácticamente inagotable, a diferencia del uranio, el combustible que se emplea en los reactores de fisión, que es un recurso natural muy limitado.

Medicina nuclear

La física nuclear se dedica a la producción de isótopos radiactivos que se emplean en el diagnóstico o curación de enfermedades como el cáncer.

Dada la facilidad con que se detecta la radiación emitida por un radioisótopo, el movimiento de un elemento a través del organismo se puede seguir con sencillez. La radiación emitida por un radioisótopo puede dar una imagen de cualquier órgano en el que se concentre el radioisótopo. Así, el Sodio-24 se utiliza para seguir la circulación sanguínea y el Yodo-123 para obtener imágenes de la tiroides.

El cáncer hace que algunas células se reproduzcan rápidamente y originen un tumor. Se puede emplear la radiactividad para frenar el crecimiento de los tumores destruyendo las células cancerígenas. En esto se basa la **radioterapia** que usa isótopos como el Sr-90 y el Co-60

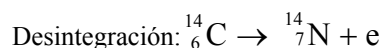
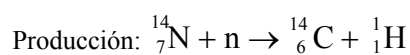
Industria

Se emplean isótopos radiactivos para seguir el curso de reacciones químicas o determinar el desgaste en los materiales.

Datación nuclear

Una aplicación importante de la desintegración radiactiva es la posibilidad de establecer la época a la que corresponden rocas, fósiles y otros objetos antiguos. Un procedimiento muy importante está basado en la utilización del **Carbono -14**

El C-14 es un elemento radiactivo que se produce en la atmósfera por bombardeo de nitrógeno por los rayos cósmicos. Éstos son partículas de alta energía, tales como protones y neutrones, que se originan en el sol y en otras partes del universo.



Dado que tanto la velocidad de producción de C-14 en las capas altas de la atmósfera como la de su desintegración son constantes, existe una concentración pequeña, pero constante, de ${}^{14}\text{CO}_2$ en la atmósfera. Las plantas consumen CO_2 en la fotosíntesis. Ello hace que todos los animales y las plantas contengan una proporción constante de C-14. Sin embargo, cuando una planta o un animal muere ya no incorpora C-14, con lo que la concentración disminuye.

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	9(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

En los seres vivos se producen 15,3 desintegraciones de C-14 por cada minuto y gramo de carbono. Al morir un ser vivo la velocidad de desintegración disminuye. De esta forma, midiendo la velocidad de desintegración del C-14 de los restos de un ser vivo es posible determinar el tiempo transcurrido desde su muerte

3.5 Residuos radiactivos y efectos biológicos de la radiactividad

Residuos radiactivos

Todas las actividades relacionadas con los isótopos radiactivos generan residuos radiactivos que hay que tratar y almacenar convenientemente. Los residuos radiactivos son muy peligrosos para la salud y el medio ambiente y son muy duraderos (algunos residuos siguen emitiendo radiación durante miles de años)

Efectos biológicos de la radiactividad

Los electrones, las partículas alfa y los rayos gamma que emiten los núcleos radiactivos poseen energías mucho mayores que las necesarias para romper los enlaces químicos. Cuando estas partículas de alta energía y los rayos gamma atraviesan la materia, rompen las moléculas y forman radicales libres e iones. Muchos de estos radicales libres e iones son muy reactivos y en un sistema biológico pueden interrumpir el funcionamiento normal de la célula e incluso pueden provocar su muerte. De hecho, los rayos gamma se utilizan de manera rutinaria para destruir células cancerosas.

El daño causado en el organismo por una fuente radiactiva depende del poder de penetración de la radiación. Sin embargo, cuando una fuente radiactiva se incorpora al organismo puede resultar particularmente peligrosa.

Ejercicio 14 Razona la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) Los rayos alfa están cargados positivamente; b) El hidrógeno es el principal combustible empleado en las centrales nucleares; c) Los rayos beta tienen un poder de penetración mucho mayor que los rayos gamma.

Ejercicio 15 Razona la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) Cuando un núcleo emite rayos gamma se transforma en un núcleo diferente; b) En las reacciones de fisión el núcleo se rompe en trozos más pequeños liberando energía; c) La radiactividad es un proceso que aumenta con la temperatura.

4 SISTEMA PERIÓDICO

A lo largo del Siglo XIX aumentó espectacularmente el número de elementos y compuestos conocidos. Se comprobó, además, que entre algunos elementos existían notables semejanzas. Ante este hecho, se creyó que podría ser muy útil ordenar los elementos de algún modo que reflejase la relación existente entre ellos.

En 1869, el ruso **Mendeleiev** (1834-1907) presentó una tabla en la que aparecían ordenados los elementos: la **Tabla Periódica** o **Sistema Periódico**. En la actualidad empleamos una tabla modificada.

El sistema Periódico es una ordenación de todos los elementos conocidos por orden creciente de número atómico. En cada casilla se representa el nombre del elemento, su símbolo, su número atómico y su masa atómica. Según se lee el Sistema Periódico de izquierda a derecha, el átomo de cada elemento tiene un protón y un electrón más que el inmediatamente anterior.

Los elementos se distribuyen en **siete filas** horizontales llamadas **períodos** y **dieciocho columnas** verticales llamadas **grupos**.

Los elementos del sistema periódico se pueden clasificar en:

- **Elementos representativos:** grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	10(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

- **Elementos de transición:** grupos 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 y 12
- **Elementos de transición interna:** los lantánidos y los actínidos

Todos los elementos del mismo período tienen sus electrones más externos en la misma capa.

Todos los elementos del mismo grupo tienen el mismo número de electrones en la última capa. Veamos los elementos representativos:

Grupo	Electrones en la última capa	Grupo	Electrones en la última capa
1	1	13	3
2	2	14	4
		15	5
		16	6
		17	7
		18	8 *

* excepto el helio que tiene 2

Metales, no metales y gases nobles

La clasificación más sencilla de los elementos químicos conocida consiste en catalogarlos como metales, no metales y gases nobles.

Los elementos que están en la última columna del Sistema Periódico, la número 18, se denominan **gases nobles o inertes**. Poseen, entre otras, las siguientes propiedades:

- Se encuentran en la naturaleza como átomos aislados.
- Son gases a temperatura ambiente.
- Desde el punto de vista químico son muy estables: no forman compuestos. No ganan ni pierden electrones; es decir, no forman iones.


Los elementos que están a la izquierda y en el centro del Sistema Periódico se llaman **metales**. Poseen, entre otras, las siguientes propiedades:

- Son sólidos a temperatura ordinaria (excepto el mercurio)
- Tienen brillo metálico y color especial grisáceo, excepto algunos como el oro (amarillo) y el cobre (rojizo).
- Son dúctiles (se pueden fabricar en hilos) y maleables (se pueden fabricar en láminas).
- Conducen bien el calor y la electricidad.
- Representan el 75% de todos los elementos.
- Tienen a perder electrones y formar iones positivos.

Los elementos que se encuentran entre los gases nobles y los metales se denominan **no metales**. Poseen, entre otras, las siguientes propiedades:

- Pueden encontrarse en los tres estados: sólido, líquido y gaseoso.
- No poseen brillo.
- No son dúctiles ni maleables.
- No son buenos conductores de la corriente eléctrica ni del calor.
- Suelen captar electrones formando iones negativos.

Entre los metales y los no metales se encuentran algunos elementos con propiedades intermedias entre los metales y los no metales. Por ejemplo el silicio o el germanio.

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	11(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Ejercicio 16 Completa la tabla con las opciones correctas

1 La mayoría son sólidos; 2 Xenón; 3 Carbono; 4 Azufre; 5 Mercurio; 6 Manganeso; 7 Todos son gases;
 8 Tienden a formar iones negativos; 9 Conducen bien el calor; 10 No forman iones

Metal	No metal	Gas noble

Ejercicio 17 Relaciona con flechas los términos de las tres columnas

		Calcio
		Helio
Gas noble	Forman iones +	Oro
		Azufre
No metal	Forman iones –	Sodio
		Platino
Metal	No forman iones	Oxígeno
		Argón

5 MASA ATÓMICA. EL MOL

Medir las masas de los átomos en gramos o en kilogramos no resultaría práctico pues saldrían números muy pequeños. Para medir la masa de los átomos se utiliza la **unidad de masa atómica, u**.

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

La unidad de masa atómica es la doceava parte de la masa del isótopo del carbono doce. Por tanto, la masa atómica del isótopo del carbono doce es 12 u.

$$\text{Masa del C-12} = 12 \text{ u}$$

Dado que la masa del protón y del neutrón están próximas a 1 u, la masa atómica es un número muy próximo al número másico (A), aunque son dos conceptos diferentes.

Cantidad de sustancia. El mol

Se denomina mol a la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (partículas) como átomos hay en 12 gramos de carbono-12.

¿Y cuántos átomos hay en 12 gramos de carbono-12? Este número resulta ser **$6,02 \cdot 10^{23}$** y se le denomina **número de Avogadro**.

Lo mismo que en la vida cotidiana se utiliza la **docena** como conjunto de 12 unidades, en química se emplea el número de Avogadro como un conjunto (muy grande) de **$6,02 \cdot 10^{23}$** unidades. El número de Avogadro es enorme. Si se colocasen **$6,02 \cdot 10^{23}$** canicas sobre la superficie de la Tierra se obtendría una capa de 2 km de espesor.

Cuando se utiliza el término mol hay que especificar cuál es la naturaleza de las entidades elementales a que se refiere. Pueden ser átomos, moléculas, iones, ...

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	12(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdzescalera.com	

Por ejemplo: un mol de carbono son $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono y un mol de agua son $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua

Masa atómica y masa molar

Por definición de mol, la masa de un mol de carbono-12 es 12 gramos. Si recordamos que un átomo de carbono-12 tiene una masa de 12 u, vemos que la **masa molar** (en gramos) de una sustancia viene expresada por un número que coincide con el de la **masa atómica** (en u) de una de sus partículas. Por ejemplo: la masa de un átomo de calcio es **40 u** y la masa de un mol de átomos de calcio, en gramos, será **40 gramos**

Ejemplo 3 ¿Cuántos gramos son 0'25 moles de hierro? Dato: $M(\text{Fe}) = 55'8 \text{ u}$

Ejemplo 4 En 10 gramos de plata, ¿cuántos átomos tenemos? Dato: $M(\text{Ag}) = 107'9 \text{ u}$

Ejemplo 5 ¿Cuántos átomos contiene una moneda de cobre de 6 g. Dato: $M(\text{Cu}) = 63'5 \text{ u}$

Ejercicio 18 Calcula la masa en gramos de $4 \cdot 10^{24}$ átomos de carbono. Datos: $M(\text{C}) = 12 \text{ u}$

Ejercicio 19 Calcula el número de átomos y la masa en gramos de 2'5 moles de cobre. Dato: $M(\text{Cu}) = 63'5$

Masa molecular y masa molar

Algunas sustancias están formadas por agrupaciones de átomos llamadas moléculas. Por ejemplo el agua (H_2O), el metano (CH_4), el dióxido de carbono (CO_2), etc . . .

La masa molecular es la suma de las masas de los átomos que forman la molécula. Por ejemplo:

El agua. La fórmula de la molécula de agua es H_2O . La masa del átomo de hidrógeno es 1 u y del átomo de oxígeno es 16 u. Por tanto:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{O}) + 2 M(\text{H}) = 16 \text{ u} + 2 \cdot 1 \text{ u} = 18 \text{ u}$$

Se denomina **mol de moléculas** a la cantidad de sustancia que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas. La masa de un mol de moléculas (**en gramos**) coincide con la masa de una de sus moléculas (**en u**). Por ejemplo: una molécula de agua tiene una masa igual a **18 u** y un mol de moléculas de agua tiene una masa igual a **18 gramos**.

Para determinar la relación entre la masa en gramos (m) y el número de moles (n) podemos emplear la siguiente expresión:

$$n = \frac{m}{M}$$

Donde M es la masa molar (masa atómica o molecular expresada en **gramos/mol**)


Ejemplo 6 Determina la masa en gramos de 2'5 moles de amoníaco (NH_3).
 Datos: $M(\text{N}) = 14$ y $M(\text{H}) = 1 \text{ u}$

Ejemplo 7 Tenemos 80 gramos de CO_2

- Calcula el número de moles
- Calcula el número de moléculas
- Calcula el número total de átomos

Datos: $M(\text{C}) = 12$, $M(\text{O}) = 16 \text{ u}$

Ejemplo 8 Calcula la masa en gramos: a) 4 moles de H_2O ; b) 1'5 moles de NO ; c) 2 moles de N_2

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	13(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Ejercicio 20 Calcula la masa en gramos: a) 10 moles de H_2 ; b) 5 moles de N_2O

Ejercicio 21 Tenemos 15 gramos de azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$. Calcula el número de moles, el número de moléculas y el número de átomos.

Ejercicio 22 ¿Cuántas moléculas contienen una botella de agua de 1 litro? ¿Y cuántos átomos de oxígeno?

Ejercicio 23 En un recipiente que contiene H_2O tenemos $3 \cdot 10^{24}$ moléculas. Calcula: a) Número de átomos de hidrógeno; b) Número de átomos de oxígeno; c) número de moles de moléculas; d) masa en gramos

Ejercicio 24 Un recipiente contiene 250 gramos de metano CH_4 . Calcula: a) Número de moles; b) número de moléculas; c) número de átomos de hidrógeno

Ejercicio 25 En un recipiente que contiene O_2 tenemos $2 \cdot 10^{21}$ moléculas. Calcula: a) Número de átomos; b) número de moles de moléculas; c) número de moles de átomos; d) masa en gramos

Ejercicio 26 Una botella de agua de 1'5 litros lleva la siguiente etiqueta:

Composición (en mg/l)	
Bicarbonatos:	12'2
Nitratos:	3'4
Cloruros:	0'6
Calcio:	2'7
Magnesio:	0,4
Sodio:	2'1

- Calcula el número de átomos de sodio en la botella.
- Calcula el número de átomos de calcio.
- Al beber 250 ml de la botella, ¿cuántos moles de calcio se ingieren? ¿Y cuántos átomos?
- ¿Cuántos litros de agua hay que beber para ingerir un mol de átomos de calcio?

Ejercicio 27 Calcula el número de átomos de oxígeno en cada caso: a) 200 ml de agua; b) 20 gramos de O_2 ; c) 12 moles de CO_2

Ejercicio 28 Calcula el número de átomos de hidrógeno en cada caso: a) 30 ml de agua; b) 70 gramos de NH_3 ; c) 2'5 moles de H_2

Ejemplo 29 Calcula el número de moléculas en cada caso: a) 25 gramos de CH_4 ; b) 45 gramos de NH_3 ; c) 5 moles de CO

Ejercicio 30 Calcula el número de moles en cada caso: a) 1'5 litros de agua; b) 200 gramos de agua; c) 50 cm^3 de agua

6 FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA INORGÁNICA

En química utilizamos fórmulas para representar elementos y compuestos. La **IUPAC** (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) es el organismo que coordina las normas que permiten formular y nombrar las sustancias químicas.

6.1 Valencia y número de oxidación

Las distintas posibilidades de combinación los elementos químicos están determinadas por dos conceptos: valencia y número de oxidación. La IUPAC recomienda emplear el número de oxidación.

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	14(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Número de oxidación de los elementos más frecuentes

H Hidrógeno	+1, -1
-----------------------	--------

1		2	
Li Litio		Be Berilio	
Na Sodio		Mg Magnesio	
K Potasio Rb Rubidio Cs Cesio	+1	Ca Calcio Sr Estroncio Ba Bario Ra Radio	+2

13		14	
B Boro	+3, -3	C Carbono	+2, +4, -4
Al Aluminio	+3	Si Silicio	+4, -4
		Ge Germanio Sn Estaño Pb Plomo	+2, +4

15		16		17	
N Nitrógeno	+1, +2, +3, +4, +5, -3	O Oxígeno	-2	F Fluor	-1
P Fósforo	+1, +3, +5, -3	S Azufre		Cl Cloro	
As Arsénico	+3, +5, -3	Se Selenio	+2, +4, +6, -2	Br Bromo	+1, +3, +5, +7, -1
Sb Antimonio		Te Teluro		I Yodo	
Bi Bismuto	+3, +5				

Zn Cinc	+2	Cu Cobre	+1, +2	Fe Hierro	
Cd Cadmio	+2	Ag Plata	+1	Co Cobalto	+2, +3
Hg Mercurio	+1, +2	Au Oro	+1, +3	Ni Níquel	

Pd Paladio		Cr Cromo	+2, +3, +4, +5, +6
Pt Platino	+2, +4	Mn Manganeso	+2, +3, +4, +5, +6, +7

6.2 Sustancias elementales

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	15(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Si las sustancias son **monoatómicas** se nombran igual que el elemento. Ejemplos: a) He, helio; b) Ne, neón

Si la sustancia es **molecular** se indica el número de átomos de la molécula con prefijos (di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-, hepta-, octo-, etc.) Ejemplos: a) O₂, dioxígeno; b) S₈, octoazufre

6.3 Iones

Los **cationes** monoatómicos se designan de la misma manera que el elemento correspondiente, sin cambio de sufijo. Si es necesario distinguir entre varios estados de oxidación se indica entre paréntesis el número de oxidación, en cifras romanas, detrás del nombre del elemento (Nomenclatura de Stock)
 Ejemplos: a) Ca²⁺, ion calcio; b) Fe³⁺, ion hierro (III)

Los **aniones** monoatómicos se nombran con una sola palabra formada por la raíz del elemento y el sufijo **-uro**. Al formar el ion negativo, si existen varias valencias, se toma la destacada en negrita. Ejemplos: a) Cl⁻, cloruro; b) Te²⁻, telururo

Existen excepciones: H⁻ (hidruro), S²⁻ (sulfuro), N³⁻ (Nitruro), P³⁻ (fosfuro) y O²⁻ (óxido)

Ejercicio 31 Nombra las siguientes sustancias:

a) Al ³⁺		e) Te ²⁻	
b) N ₂		f) Pb ⁴⁺	
c) Br ⁻		g) H ₂	
d) Mg ²⁺		h) Cu ²⁺	

Ejercicio 32 Formula las siguientes sustancias

a) Ion estroncio		e) Ion potasio	
b) Fluoruro		f) Ion cromo (III)	
c) Arseniuro		g) Seleniuro	
d) Ion mercurio (II)		h) Tetrafósforo	

6.4 Óxidos

Formulación: Si representamos por X el símbolo de un elemento y por n su valencia, la fórmula de un óxido es: X₂O_n (Estos subíndices se simplifican cuando sea posible y si el subíndice es la unidad se omite)

Nomenclatura: se utiliza la palabra óxido seguida de la preposición “de” y del nombre del elemento. Si un elemento forma más de un óxido, para diferenciarlos podemos emplear tres nomenclaturas:

- **Stock.** A continuación del nombre del elemento y entre paréntesis se indica con números romanos la valencia con la que éste actúa.
 Ejemplos: a) CuO, Óxido de cobre (II) y b) Fe₂O₃, óxido de hierro (III)
- **Sistemática.** El óxido y el nombre del elemento van precedidos de los prefijos multiplicativos que indican el número de átomos de cada clase presentes.
 Ejemplos: a) SO₂, dióxido de azufre y b) Cl₂O₅, pentaóxido de dicloro
- **Tradicional.**
 - Si el oxígeno se combina con un metal:
 - Si la valencia del metal es única puede emplearse la terminación **-ico**.
Ejemplo: CaO, óxido cálcico
 - Si el metal tiene dos valencias utiliza los sufijos **-oso** e **-ico** para indicar que el metal actúa en el primer caso con la valencia inferior y en el segundo con la mayor.
Ejemplos: a) Hg₂O, óxido mercurioso y b) HgO, óxido mercúrico
 - Si el oxígeno se combina con un no metal (**anhídridos**):



FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

Apuntes: Estructura Interna

Autor: Manuel Díaz Escalera

<http://www.fqdiazescalera.com>

16(27)

- Si el no metal tiene dos valencias utiliza los sufijos **-oso** e **-ico** para indicar que el no metal actúa en el primer caso con la valencia inferior y en el segundo con la mayor.
Ejemplos: a) As_2O_3 , óxido arsenioso y b) As_2O_5 , óxido arsénico
- Si tiene tres valencias utiliza los siguientes prefijos y sufijos:
hipo...oso, ...oso y ...ico
Ejemplos: a) SO , óxido hiposulfuroso; b) SO_2 , óxido sulfuroso y c) SO_3 , óxido sulfúrico
- Si tiene cuatro valencias utiliza los siguientes prefijos y sufijos: **hipo...oso, ...oso, ...ico y per...ico**
Ejemplos: a) Cl_2O , óxido hipocloroso; b) Cl_2O_3 , óxido cloroso; c) Cl_2O_5 , óxido clórico y d) Cl_2O_7 , óxido perclórico

(Se desaconseja la utilización de “anhídrido” para los óxidos de los metales y el uso de sufijos para diferenciar las valencias con las que actúa un metal)

Ejercicio 33 Formula los siguientes óxidos:

a) óxido de potasio		e) óxido cúprico	
b) óxido de cobre (II)		f) óxido de plata	
c) óxido de cadmio		g) Trióxido de dialuminio	
d) óxido ferroso		h) óxido de yodo (V)	

Ejercicio 34 Formula los siguientes óxidos:

a) óxido de azufre (IV)		e) trióxido de dicromo	
b) pentaóxido de difósforo		f) óxido de sodio	
c) óxido de níquel (II)		g) pentaóxido de diarsénico	
d) óxido férrico		h) óxido cuproso	

Ejercicio 35 Formula los siguientes óxidos:

a) anhídrido clórico		e) heptaóxido de dicloro	
b) óxido de bario		f) anhídrido sulfuroso	
c) óxido de plomo (IV)		g) óxido de bromo (III)	
d) dióxido de estaño		h) óxido de manganeso (IV)	

Ejercicio 36 Nombra los siguientes óxidos usando la nomenclatura de Stock:

a) I_2O		e) Cu_2O	
b) Au_2O		f) Br_2O_5	
c) Bi_2O_5		g) MgO	
d) SO_2		h) TeO_2	

Ejercicio 37 Nombra los siguientes óxidos usando la nomenclatura Sistemática:

a) Au_2O_3		e) Bi_2O_5	
b) Cl_2O_3		f) N_2O	
c) CrO_3		g) B_2O_3	
d) CaO		h) SiO_2	

Ejercicio 38 Nombra los siguientes óxidos usando la nomenclatura Tradicional:

a) Br_2O_7		e) N_2O_3	
b) SO_2		f) As_2O_3	

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	17(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

c) P ₂ O ₃		g) I ₂ O ₅	
d) N ₂ O ₅		h) P ₂ O ₅	

6.5 Peróxidos

Formulación: se formulan como los óxidos metálicos. La diferencia entre las fórmulas del peróxido y del óxido radica en que el peróxido tiene un oxígeno más. El subíndice 2 del peróxido no se simplifica.

Nomenclatura: su nombre se forma con el vocablo peróxido seguido de la preposición de y del nombre del elemento (metal).

Ejemplos:

- a) Óxido de litio: Li₂O; Peróxido de Litio: Li₂O₂
- b) Óxido de calcio: CaO; Peróxido de calcio: CaO₂
- c) Óxido de plata: Ag₂O; Peróxido de plata: Ag₂O₂
- d) Agua: H₂O; Peróxido de hidrógeno (agua oxigenada): H₂O₂

6.6 Combinaciones binarias del hidrógeno

Combinaciones del hidrógeno con los metales

Formulación: se escribe a la derecha el símbolo del hidrógeno y a la izquierda el del metal, poniendo como subíndices sus valencias intercambiadas. Para los grupos 14, 15 y 16 se emplea la valencia destacada en negra.

Nomenclatura: se usa el vocablo **hidruro** seguido de la preposición “de” y del nombre del elemento. Se utilizan las nomenclaturas de Stock y Sistemática con las mismas consideraciones hechas para los óxidos. Ejemplos: a) KH, hidruro de potasio; b) SnH₄, hidruro de estaño (IV)

Ejercicio 39 Formula los siguientes hidruros:

a) tetrahidruro de estaño		e) hidruro de estaño (IV)	
b) trihidruro de aluminio		f) hidruro de boro	
c) hidruro de berilio		g) hidruro de bismuto (III)	
d) hidruro de potasio		h) hidruro de sodio	

Ejercicio 40 Nombra los siguientes hidruros:


a) GeH ₄		e) AgH	
b) CsH		f) CdH ₂	
c) SrH ₂		g) AlH ₃	
d) PbH ₄		h) LiH	

Combinaciones del hidrógeno con los no metales de los grupos 13, 14 y 15

Formulación: se escribe a la derecha el símbolo del hidrógeno y a la izquierda el del no metal, poniendo como subíndices sus valencias intercambiadas. Si existen varias valencias, se toma la destacada en negra.

Nomenclatura: se usa el vocablo **hidruro** seguido de la preposición “de” y del nombre del elemento. Se utilizan las nomenclaturas de Stock y Sistemática con las mismas consideraciones hechas para los óxidos. Algunos hidruros de elementos no metálicos tienen nombres tradicionales admitidos: NH₃ (**amoniaco**), PH₃ (fosfina), AsH₃ (arsina), SiH₄ (silano) y BH₃ (borano)

Ejemplos: a) NH₃, trihidruro de nitrógeno; b) PH₃, hidruro de fósforo (III)

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	18(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiaescalera.com	

Combinaciones del hidrógeno con los no metales de los grupos 16 y 17 (excepto el oxígeno)

Formulación: se escribe a la derecha el símbolo del no metal y a la izquierda el del hidrógeno, poniendo como subíndices sus valencias intercambiadas. Si existen varias valencias, se toma la destacada en negrita.

Nomenclatura: se nombran añadiendo la terminación –uro al nombre del no metal (suprimiendo la “o” final) seguido de la preposición “de” y del vocablo hidrógeno. Si el elemento es el azufre, adquiere el nombre de sulfuro. Debido a que las disoluciones acuosas de estos compuestos tienen carácter **ácido**, también pueden nombrarse con la palabra **ácido**, seguida del nombre del no metal acabado en –**hídrico**. Ejemplo: HBr, cloruro de hidrógeno o ácido clorhídrico.

Ejercicio 41 Formula los siguientes compuestos:

a) Ácido clorhídrico		e) hidruro de litio	
b) Hidruro de azufre		f) hidruro de estroncio	
c) Ácido yodídrico		g) cloruro de hidrógeno	
d) Dihidruro de magnesio		h) Ácido sulfhídrico	

Ejercicio 42 Nombra los siguientes compuestos:

a) NH ₃		e) KH	
b) HBr		f) PH ₃	
c) H ₂ Te		g) ZnH ₂	
d) HF		h) SiH ₄	

6.7 Combinaciones metal – no metal

Formulación: se escribe a la derecha el símbolo del no metal y a la izquierda el del metal, poniendo como subíndices sus valencias intercambiadas. Si existen varias valencias para el no metal, se toma la destacada en negrita.

Nomenclatura: se nombran añadiendo la terminación –uro al nombre del no metal (suprimiendo la “o” final) seguido de la preposición “de” y del nombre del metal. Se utilizan las nomenclaturas de Stock (la más empleada) y Sistemática con las mismas consideraciones hechas para los óxidos. Ejemplos: a) NaCl, cloruro de sodio; b) FeCl₂, cloruro de hierro (II) o dicloruro de hierro

Algunos no metales a los que se les añade la terminación –uro no siguen la norma general, resultando los siguientes nombres: boro (boruro), carbono (carburo), nitrógeno (**nitruro**), fósforo (**fosfuro**) y azufre (**sulfuro**)

Ejercicio 43 Formula los siguientes compuestos:

a) Cloruro de calcio		e) sulfuro de plata	
b) cloruro de cinc		f) cloruro de cobre (II)	
c) bromuro de potasio		g) yoduro de potasio	
d) bromuro de bario		h) yoduro de estroncio	

Ejercicio 44 Nombra los siguientes compuestos:

a) MgBr ₂		e) CdSe	
b) NaI		f) CuCl	

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	19(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

c) $PbCl_2$		g) $CaBr_2$	
d) Fe_2S_3		h) Ag_2Te	

6.8 Combinaciones no metal – no metal

Formulación: se escribe a la derecha el elemento situado en un lugar posterior en la serie: B, Si, C, Sb, As, P, N, Te, Se, S, I, Br, Cl, O y F

Nomenclatura: se nombran añadiendo la terminación –uro al nombre del elemento escrito a la derecha (suprimiendo la “o” final) seguido de la preposición “de” y del nombre del elemento escrito a la izquierda. El elemento situado a la derecha actúa con la valencia destacada en negrita. Se utilizan las nomenclaturas de Stock y Sistemática (la más empleada) con las mismas consideraciones hechas para los óxidos.

Ejemplo: a) PF_5 , pentafluoruro de fósforo o fluoruro de fósforo (V); b) BCl_3 ; tricloruro de boro o cloruro de boro; c) SF_6 , hexafluoruro de azufre o fluoruro de azufre (VI)

Ejercicio 45 Formula los siguientes compuestos:

a) cloruro de calcio		e) pentacloruro de fósforo	
b) óxido de hierro (II)		f) tetracloruro de carbono	
c) óxido de plata		g) telururo de hidrógeno	
d) amoníaco		h) ácido yodhídrico	

Ejercicio 46 Formula los siguientes compuestos:

a) bromuro de sodio		e) ácido bromhídrico	
b) óxido de cinc		f) tetracloruro de platino	
c) tricloruro de antimonio		g) yoduro de cromo (III)	
d) sulfuro de hierro (II)		h) nitruro de litio	

Ejercicio 47 Nombra los siguientes compuestos:

a) P_2O_5		e) $SnCl_2$	
b) PbI_2		f) SeF_6	
c) CaO		g) PbO	
d) HCl		h) MnI_2	

Ejercicio 48 Nombra los siguientes compuestos:

a) $CsBr$		e) Al_2S_3	
b) CO_2		f) $BeBr_2$	
c) NaH		g) AsI_3	
d) PCl_3		h) HgS	



FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

Apuntes: Estructura Interna

Autor: Manuel Díaz Escalera

<http://www.fqdiazescalera.com>

20(27)

Ejercicio para trabajar en casa:

2 Átomos, isótopos e iones

Ejercicio 1 Completa la siguiente tabla:

	protones	neutrones	electrones	Z	A
${}_{92}^{235}\text{U}$					
${}_{6}^{13}\text{C}$					
${}_{2}^{4}\text{He}$					

Ejercicio 2 Completa la siguiente tabla:

	protones	neutrones	electrones	Z	A
Pb			82		208
Na	11	12			
Al		15			28

Ejercicio 3 Completa la siguiente tabla:

	protones	neutrones	electrones	Z	A
${}_{30}^{66}\text{Zn}$					
${}_{4}^{10}\text{Be}$					
O		9		8	

Ejercicio 4 Completa la siguiente tabla:


	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
	${}_{3}^{7}\text{Li}^{+}$						
	F		10	10		19	
	As				33	76	3-

Ejercicio 5 Completa la siguiente tabla:

	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
	${}_{8}^{16}\text{O}^{2-}$						
	Al		14	10		27	
	Cl		19			36	-1

Ejercicio 6 Completa la siguiente tabla:

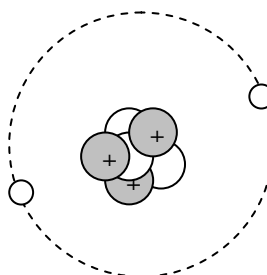
	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
	${}_{12}^{25}\text{Mg}^{+2}$						
	Fe		30			56	2+
	Se		46	36		80	

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	21(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Ejercicio 7 Indica cuáles de los siguientes núcleos son isótopos del mismo elemento: a) ${}^{16}_9\text{X}$; b) ${}^{16}_8\text{X}$; c) ${}^{17}_8\text{X}$; d) ${}^{17}_{10}\text{X}$

Ejercicio 8 Analiza el dibujo y completa la tabla

Z = A = N° de protones: N° de electrones: N° de neutrones: Carga eléctrica:
--



4 Sistema periódico

Ejercicio 9 Completa la tabla con las opciones correctas

1 Oxígeno, 2 Plata, 3 Todos son gases, 4 Helio, 5 Conducen la corriente eléctrica, 6 Hierro, 7 Azufre, 8 Son maleables, 9 No forman compuestos, 10 Forman iones negativos, 11 Suelen ser sólidos, 12 Se encuentran en la última columna del sistema periódico, 13 Carbono, 14 Cloro, 15 Cobre y 16 No forman iones

Metal	No metal	Gas noble

Ejercicio 10 Consulta la tabla periódica para completar la tabla:

Elemento	Símbolo	Z	Grupo	Período	Metal / No metal / Gas noble
Magnesio					
Aluminio					
Cloro					
Calcio					
Carbono					
Azufre					
Hierro					
Plata					
Potasio					
Litio					

Ejercicio 11 Consulta la tabla periódica para completar la tabla:

Elemento	Símbolo	Z	Grupo	Período	Metal / No metal / Gas noble
	Be				

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	22(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fgdiazescalera.com	

	Na				
	O				
	I				
	P				
	Ba				
	Au				
	Cr				
	Ni				
	B				

Ejercicio 12 Consulta la tabla periódica para completar la tabla

Elemento	Símbolo	Z	Grupo	Período	Metal / No metal / Gas noble
		2			
		7			
		10			
		38			
		34			
		22			
		92			
		82			
		36			
		29			

5 Masa atómica. El mol

Ejercicio 13 Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos: a) H₂O; b) HCl; c) CH₄

Ejercicio 14 Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos: a) HNO₂; b) Ca(OH)₂; c) NH₃

Ejercicio 15 Calcula la masa en gramos en cada caso: a) 2 moles de H₂O; b) 4 moles de N₂; c) 6 moles de Cu; d) 4 moles de NaCl

Ejercicio 16 Calcula el número de moles de átomos en cada caso: a) 8 gramos de Fe; b) 12 gramos de Na; c) 4 gramos de H₂; d) 100 gramos de CH₄

Ejercicio 17 Tenemos 2 moles de moléculas de azúcar, C₁₂H₂₂O₁₁. Calcula los gramos

Ejercicio 18 Tenemos 500 gramos de azúcar, C₁₂H₂₂O₁₁. Calcula el número de moles de moléculas y el número de moléculas.

Ejercicio 19 Tenemos 40 gramos de agua. Calcula el número de moles de moléculas y el número de moléculas.

Ejercicio 20 Tenemos 250 gramos de amoníaco. Calcula el número de moles de moléculas y el número de moléculas.

Ejercicio 21 Tenemos una botella de agua de 1'5 litros. Calcula: a) Masa en gramos; b) moles de moléculas; c) número de moléculas; d) número de átomos

Ejercicio 22 En un recipiente que contiene O₂ tenemos 4.10²⁴ átomos de oxígeno. Calcula: a) Número de moléculas; b) número de moles de moléculas; c) número de moles de átomos; d) masa en gramos

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	23(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdzescalera.com	

Ejercicio 23 En un recipiente que contiene H_2O tenemos $6 \cdot 10^{24}$ átomos. Calcula:
 a) Número de moléculas; b) número de átomos de hidrógeno; c) número de moles de moléculas; d) masa en gramos

6 Formulación y nomenclatura inorgánica

Ejercicio 24 Formula los siguientes iones:
 a) ion calcio; b) ion aluminio; c) ion germanio (II); d) ion cobalto (III); e) ion platino (IV); f) ion litio

Ejercicio 25 Formula los siguientes iones:
 a) ion cadmio; b) ion hierro (II); c) ion cromo (VI); d) sulfuro; e) ion estroncio; f) bromuro

Ejercicio 26 Formula los siguientes iones:
 a) ion sodio; b) ion galio; c) ion plomo (II); d) nitruro; e) ion manganeso (VII); f) ion berilio

Ejercicio 27 Formula los siguientes iones:
 a) ion platino (IV); b) seleniuro; c) fósforo; d) ion rubidio; e) cloruro; f) ion estaño (IV)

Ejercicio 28 Formula los siguientes iones:
 a) ion magnesio; b) ion níquel (III); c) ion plata; d) ion manganeso (II); e) hidruro; f) ion potasio

Ejercicio 29 Nombra los siguientes iones: a) Mn^{2+} ; b) Fe^{2+} ; c) Na^+ ; d) Ca^{2+} ; e) Co^{2+} ; f) Co^{4+}

Ejercicio 30 Nombra los siguientes iones: a) Al^{3+} ; b) Cl^- ; c) N^{3-} ; d) Sb^{3+} ; e) Ga^{3+} ; f) Cr^{2+}

Ejercicio 31 Nombra los siguientes iones: a) Hg^{2+} ; b) Fe^{3+} ; c) K^+ ; d) In^{3+} ; e) I^- ; f) Ag^+

Ejercicio 32 Nombra los siguientes iones: a) Pt^{4+} ; b) Au^+ ; c) O^{2-} ; d) S^{2-} ; e) Br^- ; f) Cr^{7+}

Ejercicio 33 Formula los siguientes óxidos: a) óxido de litio; b) óxido de cobre (II); c) óxido de cinc; d) dióxido de azufre; e) óxido de bromo (V); f) Trióxido de dialuminio

Ejercicio 34 Formula los siguientes óxidos: a) óxido mercurioso; b) óxido de plata; c) óxido de oro (III); d) trióxido de dihierro; e) óxido de nitrógeno (III); f) óxido de estaño (IV)

Ejercicio 35 Formula los siguientes óxidos: a) anhídrido cloroso; b) trióxido de cromo; c) pentaóxido de diantimonio; d) óxido de bromo (VII); e) óxido bórico; f) óxido de cadmio

Ejercicio 36 Formula los siguientes óxidos: a) óxido de hierro (II); b) trióxido de difósforo; c) monóxido de dicloro; d) óxido de platino (IV); e) anhídrido hipobromoso; f) óxido de potasio

Ejercicio 37 Formula los siguientes óxidos: a) óxido de calcio; b) óxido cuproso; c) heptaóxido de dicloro; d) anhídrido sulfúrico; e) anhídrido nítrico; f) óxido de plomo (IV)

Ejercicio 38 Nombra los siguientes óxidos utilizando la nomenclatura de Stock:
 a) CuO ; b) PdO ; c) Cl_2O_7 ; d) SO_3 ; e) Ni_2O_3 ; f) K_2O

Ejercicio 39 Nombra los siguientes óxidos utilizando la nomenclatura de Stock:
 a) Au_2O_3 ; b) MnO_2 ; c) P_2O_5 ; d) SeO_3 ; e) Hg_2O ; f) CaO

Ejercicio 40 Nombra los siguientes óxidos utilizando la nomenclatura de Sistemática:
 a) Na_2O ; b) I_2O_5 ; c) TeO_2 ; d) Fe_2O_3 ; e) P_2O_5 ; f) Ga_2O_3

Ejercicio 41 Nombra los siguientes óxidos utilizando la nomenclatura de Sistemática:
 a) Au_2O ; b) CoO ; c) CrO_3 ; d) BaO ; e) Cs_2O ; f) BeO

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	24(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Ejercicio 42 Nombra los siguientes óxidos utilizando la nomenclatura de Tradicional:

a) K_2O ; b) Fe_2O_3 ; c) Cl_2O ; d) SO_2 ; e) Br_2O_3 ; f) P_2O_5

Ejercicio 43 Nombra los siguientes óxidos utilizando la nomenclatura de Tradicional:

a) Cu_2O ; b) SO_3 ; c) P_2O_3 ; d) I_2O ; e) Ni_2O_3 ; f) Cl_2O_5

Ejercicio 44 Formula los siguientes compuestos del hidrógeno:

a) hidruro de cadmio; b) hidruro de plata; c) trihidruro de boro; d) trihidruro de fósforo; e) hidruro de berilio; f) hidruro de aluminio

Ejercicio 45 Formula los siguientes compuestos del hidrógeno:

a) hidruro de cobre (II); b) amoníaco; c) fluoruro de hidrógeno; d) ácido fluorhídrico; e) dihidruro de magnesio; f) hidruro de calcio

Ejercicio 46 Formula los siguientes compuestos del hidrógeno:

a) hidruro de estaño (IV); b) trihidruro de bismuto; c) cloruro de hidrógeno; d) seleniuro de hidrógeno; e) hidruro de plata; f) trihidruro de antimonio

Ejercicio 47 Formula los siguientes compuestos del hidrógeno: a) hidruro de sodio; b) tetrahidruro de plomo; c) hidruro de magnesio; d) sulfuro de hidrógeno; e) hidruro de estaño (IV); f) hidruro de estroncio

Ejercicio 48 Formula los siguientes compuestos del hidrógeno: a) hidruro de germanio (II); b) tetrahidruro de germanio; c) ácido clorhídrico; d) hidruro de potasio; e) yoduro de hidrógeno; f) hidruro de litio

Ejercicio 49 Nombra los siguientes compuestos del hidrógeno: a) BaH_2 ; b) CoH_3 ; c) GeH_4 ; d) ZnH_2 ; e) PtH_4 ; f) CsH

Ejercicio 50 Nombra los siguientes compuestos del hidrógeno: a) BeH_2 ; b) NH_3 ; c) HCl ; d) H_2S ; e) BiH_5 ; f) CuH

Ejercicio 51 Nombra los siguientes compuestos del hidrógeno:

a) PH_3 ; b) BH_3 ; c) HBr ; d) RaH_2 ; e) HI ; f) LiH

Ejercicio 52 Nombra los siguientes compuestos del hidrógeno: a) NaH ; b) AlH_3 ; c) SnH_2 ; d) CuH_2 ; e) HF ; f) MgH_2

Ejercicio 53 Formula los siguientes compuestos binarios: a) cloruro de litio; b) óxido de bario; c) sulfuro de plomo (II); d) yoduro de cobalto (III); e) fluoruro de fósforo (III); f) sulfuro de calcio

Ejercicio 54 Formula los siguientes compuestos binarios: a) sulfuro de potasio; b) óxido de mercurio (I); c) yoduro de hierro (III); d) tricloruro de antimonio; e) bromuro de hidrógeno; f) óxido de estaño (IV)

Ejercicio 55 Formula los siguientes compuestos binarios: a) óxido de magnesio; b) hidruro de calcio; c) cloruro de cobre (I); d) pentabromuro de yodo; e) tetracloruro de carbono; f) cloruro de sodio

Ejercicio 56 Formula los siguientes compuestos binarios: a) bromuro de cobre (II); b) tetrafluoruro de azufre; c) tribromuro de boro; d) pentafluoruro de bromo; e) cloruro de aluminio; f) hidruro de litio

Ejercicio 57 Formula los siguientes compuestos binarios: a) óxido de aluminio; b) seleniuro de plomo (IV); c) sulfuro de cadmio; d) bromuro de azufre (VI); e) cloruro de antimonio (V); f) óxido de berilio

Ejercicio 58 Formula los siguientes compuestos binarios: a) bromuro de berilio; b) óxido de calcio; c) sulfuro de estroncio; d) cloruro de estaño (II); e) sulfuro de cinc; f) bromuro de litio

Ejercicio 59 Nombra los siguientes compuestos: a) BeO ; b) CaI_2 ; c) $GeBr_2$; d) ZnS ; e) $CdCl_2$; f) $CsBr$



FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

Apuntes: Estructura Interna

Autor: Manuel Díaz Escalera

<http://www.fqdiazescalera.com>

25(27)

Ejercicio 60 Nombra los siguientes compuestos: a) KCl; b) HgH; c) FeS; d) PbS; e) Fe₂O₃; f) AlH₃

Ejercicio 61 Nombra los siguientes compuestos: a) SrS; b) GeI₄; c) CuBr₂; d) PF₃; e) SbCl₃; f) MgH₂

Ejercicio 62 Nombra los siguientes compuestos: a) Na₂O; b) Mn₂O₃; c) HCl; d) H₂Te; e) CuO; f) ZnI₂

Ejercicio 63 Nombra los siguientes compuestos: a) MgI₂; b) ZnO; c) CuCl; d) AgI; e) BaO; f) LiH

Soluciones de los ejercicios para trabajar en casa:

Solución 1

	protones	neutrones	electrones	Z	A
${}_{92}^{235}\text{U}$	92	143	92	92	235
${}_{6}^{13}\text{C}$	6	7	6	6	13
${}_{2}^{4}\text{He}$	2	2	2	2	4

Solución 2

	protones	neutrones	electrones	Z	A
${}_{82}^{208}\text{Pb}$	82	126	82	82	208
${}_{11}^{23}\text{Na}$	11	12	11	11	23
${}_{13}^{28}\text{Al}$	13	15	13	13	28

Solución 3

	protones	neutrones	electrones	Z	A
${}_{30}^{66}\text{Zn}$	30	36	30	30	66
${}_{4}^{10}\text{Be}$	4	6	4	4	10
${}_{8}^{17}\text{O}$	8	9	8	8	17

Solución 4


	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
${}_{3}^{7}\text{Li}^{+}$	Li	3	4	2	3	7	+1
${}_{9}^{19}\text{F}^{-}$	F	9	10	10	9	19	-1
${}_{33}^{76}\text{As}^{3-}$	As	33	43	36	33	76	3-

Solución 5

	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
${}_{8}^{16}\text{O}^{2-}$	O	8	8	10	8	16	2-
${}_{13}^{27}\text{Al}^{3+}$	Al	13	14	10	13	27	3+
${}_{17}^{36}\text{Cl}^{-}$	Cl	17	19	18	17	36	-1

Solución 6

	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
--	---------	----------	-----------	------------	---	---	---

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	26(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

$^{25}_{12}\text{Mg}^{+2}$	Mg	12	13	10	12	25	+2
$^{56}_{26}\text{Fe}^{2+}$	Fe	26	30	24	26	56	2+
$^{80}_{34}\text{Se}^{2-}$	Se	34	46	36	34	80	2-

Solución 7 b) y c); **Solución 8** $Z = 3$, $A = 7$, 3 protones, 4 neutrones, 2 electrones, $q = 1+$;

Solución 9

Metal	No metal	Gas noble
Conducen la corriente eléctrica	Forman iones negativos	No forman iones
Suelen ser sólidos	Oxígeno	Se encuentran en la última columna del sistema periódico
Son maleables	Cloro	Helio
Hierro	Azufre	No forman compuestos
Cobre	Carbono	Todos son gases
Plata		

Solución 10, 11 y 12 (ver sistema periódico); **Solución 13** a) 18 u; b) 36'5 u; c) 16 u; **Solución 14** a) 47 u; b) 74 u; c) 17 u; **Solución 15** a) 36 gramos; b) 112 gramos; c) 381 moles; d) 234 gramos; **Solución 16** a) 0'14 moles; b) 0'52 moles; c) 4 moles; d) 31'2 moles; **Solución 17** 684 gramos; **Solución 18** 1'46 moles y $8 \cdot 8 \cdot 10^{23}$ moléculas; **Solución 19** 2'22 moles y $1 \cdot 3 \cdot 10^{24}$ moléculas; **Solución 20** 14'7 moles y $8 \cdot 8 \cdot 10^{24}$ moléculas; **Solución 21** a) 1500 g; b) 83,3 moles; c) $5 \cdot 10^{25}$ moléculas; d) $1 \cdot 5 \cdot 10^{26}$ átomos; **Solución 22** a) $2 \cdot 10^{24}$ moléculas; b) 3'32 moles de moléculas; c) 6'64 moles de átomos; d) 106'2 gramos; **Solución 23** a) $2 \cdot 10^{24}$ moléculas; b) $4 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno; c) 3'32 moles; d) 59'76 gramos; **Solución 24** a) Ca^{2+} ; b) Al^{3+} ; c) Ge^{2+} ; d) Co^{3+} ; e) Pt^{4+} ; f) Li^+ ; **Solución 25** a) Cd^{2+} ; b) Fe^{2+} ; c) Cr^{6+} ; d) S^{2-} ; e) Sr^{2+} ; f) Br^- ; **Solución 26** a) Na^+ ; b) Ga^{3+} ; c) Pb^{2+} ; d) N^{3-} ; e) Mn^{7+} ; f) Be^{2+} ; **Solución 27** a) Pt^{4+} ; b) Se^{2-} ; c) P^{3-} ; d) Rb^+ ; e) Cl^- ; f) Sn^{4+} ; **Solución 28** a) Mg^{2+} ; b) Ni^{3+} ; c) Ag^+ ; d) Mn^{2+} ; e) H^- ; f) K^+ ; **Solución 29** a) ion manganeso (II); b) ion hierro (II); c) ion sodio; d) ion calcio; e) ion cobalto (II); f) ion cobalto (IV); **Solución 30** a) ion aluminio; b) cloruro; c) nitruro; d) ion antimonio (III); e) ion galio; f) ion cromo (II); **Solución 31** a) ion mercurio (II); b) ion hierro (III); c) ion potasio; d) ion indio; e) yoduro; f) ion plata; **Solución 32** a) ion platino (IV); b) ion oro (I); c) óxido; d) sulfuro; e) bromuro; f) ion cromo (VII); **Solución 33** a) Li_2O ; b) CuO ; c) ZnO ; d) SO_2 ; e) Br_2O_5 ; f) Al_2O_3 ; **Solución 34** a) Hg_2O ; b) Ag_2O ; c) Au_2O_3 ; d) Fe_2O_3 ; e) N_2O_3 ; f) SnO_2 ; **Solución 35** a) Cl_2O_3 ; b) CrO_3 ; c) Sb_2O_5 ; d) Br_2O_7 ; e) B_2O_3 ; f) CdO ; **Solución 36** a) FeO ; b) P_2O_3 ; c) Cl_2O ; d) PtO_2 ; e) Br_2O ; f) K_2O ; **Solución 37** a) CaO ; b) Cu_2O ; c) Cl_2O_7 ; d) SO_3 ; e) N_2O_5 ; f) PbO_2 ; **Solución 38** a) óxido de cobre (II); b) óxido de paladio (II); c) óxido de cloro (VII); d) óxido de azufre (VI); e) óxido de níquel (III); f) óxido de potasio; **Solución 39** a) óxido de oro (III); b) óxido de manganeso (IV); c) óxido de fósforo (I); d) óxido de selenio (VI); e) óxido de mercurio (I); f) óxido de calcio; **Solución 40** a) óxido de disodio; b) pentaóxido de diyodo; c) dióxido de telurio; d) trióxido de dihierro; e) pentaóxido de difósforo; f) trióxido de digalio; **Solución 41** a) óxido de dioro; b) óxido de cobalto; c) trióxido de cromo; d) óxido de bario; e) óxido de dicesio; f) óxido de berilio; **Solución 42** a) óxido potásico; b) óxido férrico; c) anhídrido hipocloroso; d) anhídrido sulfuroso; e) anhídrido bromoso; f) anhídrido fosfórico; **Solución 43** a) óxido cuproso; b) anhídrido sulfúrico; c) anhídrido fosforoso; d) anhídrido hipoyodoso; e) óxido níquelico; f) anhídrido clórico; **Solución 44** a) CdH_2 ; b) AgH ; c) BH_3 ; d) PH_3 ; e) BeH_2 ; f) AlH_3 ; **Solución 45** a) CuH_2 ; b) NH_3 ; c) HF ; d) HF ; e) MgH_2 ; f) CaH_2 ; **Solución 46** a) SnH_4 ; b) BiH_3 ; c) HCl ; d) H_2Se ; e) AgH ; f) SbH_3 ; **Solución 47** a) NaH ; b) PbH_4 ; c) MgH_2 ; d) H_2S ; e) SnH_4 ; f) SrH_2 ; **Solución 48** a) GeH_2 ; b) GeH_4 ; c) HCl ; d) KH ; e) HI ; f) LiH ; **Solución 49** a) hidruro de bario; b) hidruro de cobalto (III); c) tetrahidruro de germanio; d) hidruro de cinc; e) tetrahidruro de platino; f) hidruro de cesio; **Solución 50** a) hidruro de berilio; b) amoníaco; c) ácido clorhídrico; d) ácido sulfhídrico; e) hidruro de bismuto

	FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO Apuntes: Estructura Interna	27(27)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

(V) ; f) hidruro de cobre (I); **Solución 51** a) trihidruro de fósforo; b) trihidruro de boro; c) ácido bromhídrico; d) hidruro de radio; e) yoduro de hidrógeno; f) hidruro de litio; **Solución 52** a) hidruro de sodio; b) hidruro de aluminio; c) dihidruro de estaño; d) dihidruro de cobre; e) ácido fluorhídrico; f) hidruro de magnesio; **Solución 53** a) LiCl; b) BaO; c) PbS; d) CoI₃; e) PF₃; f) CaS; **Solución 54** a) K₂S; b) Hg₂O; c) FeI₃; d) SbCl₃; e) HBr; f) SnO₂; **Solución 55** a) MgO; b) CaH₂; c) CuCl; d) IBr₅; e) CCl₄; f) NaCl; **Solución 56** a) CuBr₂; b) SF₄; c) BBr₃; d) BrF₅; e) AlCl₃; f) LiH; **Solución 57** a) Al₂O₃; b) PbSe₂; c) CdS; d) SBr₆; e) SbCl₅; f) BeO; **Solución 58** a) BeBr₂; b) CaO; c) SrS; d) SnCl₂; e) ZnS; f) LiBr; **Solución 59** a) óxido de berilio; b) yoduro de calcio; c) bromuro de germanio (II); d) sulfuro de cinc; e) cloruro de cadmio; f) bromuro de cesio; **Solución 60** a) cloruro de potasio; b) hidruro de mercurio (I); c) sulfuro de hierro (II); d) sulfuro de plomo (II); e) óxido de hierro (III); f) hidruro de aluminio **Solución 61** a) sulfuro de estroncio; b) tetrayoduro de germanio; c) bromuro de cobre (II); d) trifluoruro de fósforo; e) cloruro de antimonio (III); f) hidruro de magnesio; **Solución 62** a) óxido de sodio; b) trióxido de dimanganeso; c) ácido clorhídrico; d) telururo de hidrógeno; e) óxido de cobre (II); f) yoduro de cinc; **Solución 63** a) yoduro de magnesio; b) óxido de cinc; c) cloruro de cobre (I); d) yoduro de plata; e) óxido de bario; f) hidruro de litio