

ÁTOMOS E ISÓTOPOS

En la Naturaleza, la materia está compuesta por átomos. O dicho de otro modo, el **átomo es la unidad estructural básica de la materia**. Se suele considerar al átomo como el límite de la división química. Cuando dos o más átomos se unen entre sí se forman moléculas.

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

La materia se puede clasificar en dos categorías principales (Figura 1):

1.- Sustancias puras: son aquéllas que están formadas por partículas iguales. A su vez, las sustancias puras pueden ser:

- **Elementos (o cuerpos simples):** son sustancias puras formadas por átomos de la misma clase (oxígeno, azufre). Se puede definir a un **átomo** como la parte más pequeña de un elemento químico que puede intervenir en una reacción química.
- **Compuestos:** son sustancias puras formadas por átomos de distinta clase (nitrato de cobre, calcita). Se puede definir a la **molécula** como la parte más pequeña de un compuesto químico que conserva sus propiedades.

2.- Mezclas: están formadas por dos o más sustancias puras. Las mezclas pueden ser:

- **Homogéneas**, si tienen un aspecto uniforme, en el que no se distinguen sus componentes (aire, agua de mar, aleaciones metálicas)
- **Heterogéneas**, si sus componentes se pueden distinguir a simple vista (zumos de naranja, granito)

Los elementos que integran los seres vivos se llaman **bioelementos** o **elementos biogénicos**. Se pueden distinguir (Figuras 2a y 2b):

- **Bioelementos primarios:** son los más abundantes (Representan el 96,2 % del total). Son los siguientes: C, H, O, N, P y S
- **Bioelementos secundarios:** en menor proporción, pero indispensables: Na^+ , K^+ , Ca^{++} , Mg^{++} , Cl^-
- **Oligoelementos:** en proporción menor del 0,1%. Algunos son indispensables para todos los seres vivos (Mn, Fe, Cu, Zn, Co) y otros sólo para algunos (B, Al, V, Mo, I, Si)

EL ÁTOMO

Cada átomo está formado por un **núcleo**, que alberga la casi totalidad de su masa y tiene carga positiva y una **corteza**, integrada por electrones de carga eléctrica negativa y masa cero (Figura 3a).

El **núcleo** es la parte central del átomo, extraordinariamente densa y contiene dos tipos de partículas elementales (Figura 3b):

- Los **protones** tienen carga eléctrica positiva y masa unitaria
- Los **neutrones** carecen de carga y su masa es parecida a la de los protones (Figura 4)

En general, los átomos de los elementos se representan con dos índices que preceden al símbolo específico: A_ZX , donde **Z es el número de protones o número atómico** y **A es la masa atómica**. El número de neutrones será $A-Z$ (Figura 5).

Los **electrones** (e^-) se distribuyen alrededor del núcleo, girando en trayectorias complejas, formando la llamada **corteza o envoltura electrónica**. En ella reside la carga eléctrica negativa del átomo. Los e^- de los átomos se distribuyen en niveles o pisos, cada uno con sus diferentes subniveles y orbitales (Figura 6). Esta disposición condiciona las propiedades físicas y químicas de los elementos y permite su clasificación en el **Sistema Periódico** (Figura 7). En este sistema, los átomos se ordenan por número atómico creciente y se pasa de un período a otro cuando los e^- se sitúan en un nivel superior. Hay leyes muy precisas que regulan esta distribución de los e^- y su estudio es objeto de la físico-química.

En un átomo neutro, el número de e^- de la corteza es igual al número de protones del núcleo. Cuando un átomo tiene en la corteza un número de e^- distinto del número de protones nucleares constituirá un **ión** o partícula con carga eléctrica. Los **aniones** tienen exceso de e^- corticales (carga negativa): el Cl^- tiene 17 protones y 18 e^- . Los **cationes** tienen defecto de e^- corticales (carga positiva): el Na^+ tiene 11 protones y 10 e^- (Figura 8).

ISÓTOPOS

Cada elemento químico se caracteriza por el número de protones de su núcleo, que se denomina **número atómico (Z)**. Así, el hidrógeno (${}_1H$) tiene un protón, el carbono (${}_6C$) tiene 6 protones y el oxígeno (${}_8O$) tiene 8 protones en el núcleo. El número de neutrones del núcleo puede variar. Casi siempre hay tantos o más neutrones que protones. La **masa atómica (A)** se obtiene sumando el número de protones y de neutrones de un núcleo determinado (Figura 5).

Sin embargo, un mismo elemento químico puede estar constituido por átomos diferentes que, teniendo todos el **mismo número atómico**, contienen **distinto número de neutrones**. Estos átomos se denominan **isótopos** del elemento en cuestión. Isótopo significa "*mismo lugar*", es decir, que como todos los isótopos de un elemento químico tienen el mismo número atómico, ocupan el mismo lugar en la Tabla Periódica.

En el caso del hidrógeno, por ejemplo, se conocen 3 isótopos: ^1_1H es el **hidrógeno ligero**, el más abundante, con un protón y cero neutrones. El ^2_1H es el **deuterio** (D), cuyo núcleo alberga un protón y un neutrón y el ^3_1H es el **tritio** (T), cuyo núcleo contiene un protón y dos neutrones. Los isótopos del carbono son $^{12}_6\text{C}$ (6 protones y seis neutrones), $^{13}_6\text{C}$ (6 protones y siete neutrones) y $^{14}_6\text{C}$ (6 protones y ocho neutrones) (Figura 9).

Cuando la masa de un elemento químico es fraccionaria, resulta evidente que dicho elemento estará constituido por una mezcla de sus distintos isótopos. Así, el cloro natural (masa atómica 35,5) estará formado por la mezcla de los isótopos $^{35}_{17}\text{Cl}$ y $^{37}_{17}\text{Cl}$. Si aplicamos la ley de mezclas, se puede calcular fácilmente que la proporción de cada uno de ellos es 75% y 25% respectivamente (Figura 10).

Los isótopos de un elemento tienen las **mismas propiedades químicas** pero **difieren algo en sus propiedades físicas**. Esta pequeña diferencia deriva de su distinta masa atómica. Así, mientras que la molécula de agua ligera pesa 18 dalton, la molécula de agua pesada (contiene D en lugar de H) pesa 20 dalton. Este aumento afectará a su densidad, temperatura de ebullición, etc.

ISÓTOPOS RADIOACTIVOS

Algunos núcleos atómicos resultan inestables, especialmente cuando el cociente entre el número de neutrones y el número de protones es mayor de 1,5. En este caso, para alcanzar la estabilidad, los núcleos experimentan una reacción de desintegración y **emiten radiaciones** (Figura 11). Se dice entonces que el isótopo es **radioactivo**.

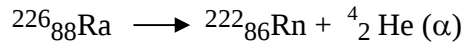
TIPOS DE EMISIONES RADIOACTIVAS

Las radiaciones emitidas pueden ser partículas (emisiones α , β^+ , β^-), ondas electromagnéticas (rayos X o rayos γ) o ambas. Entre los elementos ligeros, las radiaciones más frecuentes son las de tipo **beta** (β^- o β^+), que son electrones o positrones procedentes del núcleo y **gamma** (γ), que son ondas electromagnéticas.

1.- RADIACIÓN DE TIPO α

Las partículas α son núcleos de helio, formados por dos protones y dos neutrones (^4_2He). Tienen **carga positiva** (+2) y **4 una** de masa (Figura 12a). Son **poco penetrantes** aunque **muy ionizantes** (si colisionan con un átomo o con una molécula, tienen energía

suficiente como para arrancarles un electrón). Se observan frecuentemente en los elementos con un número atómico elevado (Figura 12b):

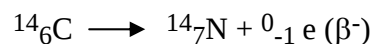


2.- RADIACIÓN DE TIPO β^-

Las partículas β^- son **electrones de origen nuclear** (Figura 13a). Estos electrones se originan por desintegración de un neutrón nuclear:



Así, el elemento que sufre una desintegración de **tipo β^-** transforma uno de sus neutrones en un protón, con lo que **su número atómico aumenta en una unidad** y, por tanto, se convierte en otro elemento químico, aunque su masa no varía (Figura 13b). Estas radiaciones son **más penetrantes que las α , aunque su poder de ionización no es tan elevado**. Por ejemplo:

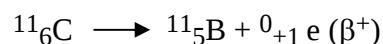


3.- RADIACIÓN DE TIPO β^+

El elemento que sufre una desintegración de **tipo β^+** transforma uno de sus protones en un neutrón, con lo que **su número atómico disminuye en una unidad** y, por tanto, se convierte en otro elemento químico, aunque su masa no varía (Figura 14).



Por ejemplo:

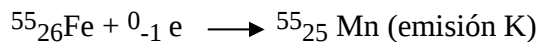


4.- DESINTEGRACIÓN K (CAPTURA ELECTRÓNICA)

En este caso el núcleo inestable se estabiliza mediante la **captación de un electrón de la corteza** (normalmente de la capa K), que se combina con un protón del núcleo para formar un neutrón:



De este modo, **su número atómico disminuye en una unidad**, sin que cambie la masa (Figura 15). Así,



Este tipo de radiación suele ir acompañado de la emisión de rayos X.

5.- RADIACIÓN DE TIPO γ

La **emisión gamma** (γ) son ondas electromagnéticas de longitud de onda corta y, por tanto, muy energéticas. Normalmente la radiación γ suele acompañar a otro tipo de emisión (α o β). Como **no tienen masa ni carga**, estabilizan el núcleo sin cambiar su contenido de protones. Tienen **gran poder de penetración** y se necesitan capas muy gruesas de plomo u hormigón para detenerla. Pueden causar graves daños en los núcleos de las células y **se utilizan para esterilizar** material quirúrgico o alimentos.

ESTUDIO CUANTITATIVO DE LA RADIOACTIVIDAD

En un momento dado, la radioactividad que emite una muestra depende de dos factores:

- El **número de átomos radioactivos** que contiene la muestra (N)
- Su **velocidad de desintegración**, que es un valor constante (K)

$\text{Emisión radiactiva} = N^{\circ} \text{ átomos radioactivos} \times \text{velocidad de desintegración}$

A medida que pasa el tiempo, las emisiones radioactivas de una muestra disminuyen. Este es el fenómeno llamado **decaimiento radioactivo**. Fué Ernest Rutherford (1871-1937) el primero en describir este fenómeno de manera cuantitativa. Por sus descubrimientos, recibió el Premio Nobel de Química en 1908.

Este decaimiento sigue una ley exponencial:

$$dN = -KNdt$$

Integrando esta ecuación, resulta que:

$$N = N_0 e^{-Kt}$$

donde N es el número de átomos radioactivos presentes en un momento dado (tiempo = t), N_0 es el número inicial de átomos radioactivos (t = 0) y K es la fracción desintegrada por unidad de tiempo:

$$K = \frac{-dN/N}{dt}$$

El signo menos indica que dN es negativo (cada vez hay menos átomos radioactivos). Si llamamos $t_{1/2}$, **período de semidesintegración** (o también, **vida media**), al tiempo necesario para que una cierta cantidad de isótopo se reduzca a la mitad (Figura 17), obtenemos:

$$\ln\left(\frac{N_0/2}{N_0}\right) = -K t_{1/2}$$

de donde resulta que:

$$K = \frac{0,693}{t_{1/2}} \Rightarrow N = N_0 e^{\frac{-0,693 t}{t_{1/2}}}$$

También es posible relacionar la fracción de átomos que persiste al cabo de un tiempo t con el período de semidesintegración:

$$\text{Si } f = \frac{N}{N_0} \Rightarrow \ln(f) = -\frac{0,693 t}{t_{1/2}}$$

El **período de semidesintegración** (o **vida media**) es una constante característica de cada isótopo radioactivo. En la Figura 18 se reúnen los $t_{1/2}$ de los isótopos más utilizados en Biología.

UNA APLICACIÓN BIOLÓGICA DE LA RADIOACTIVIDAD: LA DATACIÓN POR CARBONO-14

Este método se desarrolló en la década de 1940 por un grupo de científicos de la Universidad de Chicago encabezado por Willard F. Libby. Por ello, Libby recibió el Premio Nobel de Química en 1960.

La datación por ^{14}C se basa en los siguientes principios:

- 1.- Los rayos cósmicos del Sol colisionan con los átomos de ^{14}N de la atmósfera y los convierten en ^{14}C radioactivo, que se combina con el oxígeno para formar CO_2 radioactivo.
- 2.- Los seres vivos se encuentran en equilibrio con la atmósfera y el CO_2 radioactivo es absorbido y utilizado por las plantas. Así entra en la cadena alimenticia y en el ciclo vital del carbono (Figura 19a).
- 3.- Todos los seres vivos contienen una proporción $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$ constante (uno por cada billón).
- 4.- Tras la muerte, cesa la incorporación de ^{14}C y los átomos de ^{14}C que contenga el organismo empiezan a transformarse en ^{14}N sin ser reemplazados por nuevos átomos de ^{14}C . Por tanto, el cambio producido en la proporción $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$ permite estimar la antigüedad de la muestra (Figura 19b).

5.- La vida media del ^{14}C es tan corta (5730 años) que este método sólo se puede aplicar a materiales biológicos que tengan una antigüedad menor de 60.000 años. Se usa mucho en Arqueología. Sirve para datar la época del Pleistoceno (Edad de Hielo)

6.- Se supone que la tasa de producción de ^{14}C (o sea, de la cantidad de rayos cósmicos que llegan a la Tierra) ha sido constante durante los últimos 60.000 años. Sin embargo, hay que tener en cuenta que la proporción de $^{14}\text{C} / ^{12}\text{C}$ en la atmósfera está sujeta a oscilaciones debido a la intervención del hombre. Los dos ejemplos más importantes son:

- **El efecto Suess**, observado a partir de 1950 y que consiste en el aumento en la proporción de ^{12}C en la atmósfera ocasionado por la combustión del petróleo
- Los ensayos con **bombas atómicas** desarrollados en las décadas de 1950 y 1960 incrementaron la proporción de ^{14}C en la atmósfera.
- En los últimos años, la proporción $^{14}\text{C} / ^{12}\text{C}$ va disminuyendo y se acerca a los valores previos a las explosiones

UNIDADES DE RADIOACTIVIDAD

El **curio** (Ci) es la unidad de desintegración radioactiva. Se define como la cantidad de sustancia radioactiva que presenta una velocidad de desintegración de $3,7 \times 10^{10}$ desintegraciones por segundo (DPS), o lo que es lo mismo, $2,22 \times 10^{12}$ desintegraciones por minuto (DPM). Esta cantidad corresponde a la actividad radioactiva de 1 gramo de radio. Es un número muy elevado y por ello se utilizan los submúltiplos (Figura 20). Otra unidad que se utiliza para medir la radioactividad es el **becquerel** (Bq), que se define como una desintegración radioactiva por segundo.

Para medir la radioactividad en un laboratorio se utilizan unos aparatos llamados **contadores de centelleo**. La medida del contador de centelleo viene expresada en **cuentas por minuto** (CPM). Cada cuenta que mide el aparato corresponde a una desintegración radioactiva. Sin embargo, el aparato nunca detecta el 100% de las desintegraciones, por lo que el número de CPM medidas será siempre menor que el de DPM reales. Para pasar de CPM a DPM hay que aplicar un factor de corrección que dependerá de la eficacia de cada aparato.

Al realizar experimentos no es necesario que toda la sustancia sea radioactiva, pero es fundamental conocer la radioactividad específica de las muestras con que trabajamos. La radioactividad específica se define como la cantidad de radioactividad por unidad de masa (o de volumen) del compuesto (tanto radioactivo como no radioactivo). Se puede expresar como Ci/g, mCi/mg, DPM/mg, CPM/ml, etc. Una vez conocida la actividad específica de un compuesto, cualquier medida cuantitativa de la radioactividad permite calcular la cantidad total del compuesto.