

# Los cambios en la Naturaleza

Los fabricantes de fósforos, así como los de cualquiera de los objetos que utilizamos o de los alimentos que consumimos, se dedican a modificar los recursos materiales disponibles en la Naturaleza para producir otros más útiles, darles forma y obtener lo que necesitamos. En otras palabras, se ocupan de **transformarlos**.

Estos ejemplos de **cambios artificiales** (es decir, producidos por la actividad humana) no son los únicos que ocurren a nuestro alrededor. Sin intervención del hombre, y desde que el mundo es mundo y el Universo, Universo, ocurren cambios en la Naturaleza. Una roca que se desgasta con la acción del viento, un volcán que erupciona, un tronco caído en medio del bosque que "desaparece" por acción de los microorganismos, son ejemplos de transformaciones o **cambios naturales** que nunca dejarán de ocurrir.

¿Y qué tienen en común todos estos cambios o transformaciones? Veamos algunos ejemplos.

- Cuando el agua hierve, se "escapa" por el pico de la pava.
- Al empujar un bollito de papel, sale rodando.
- Durante las tormentas, en el cielo aparecen relámpagos y se escuchan truenos.
- Al encender un fósforo, su madera se quema.
- Si una gota de lavandina salpica sobre la ropa, la destiñe.
- Cuando una galletita ingresa en nuestra boca y la masticamos, "desaparece" como tal.

Seguramente te diste cuenta: en todos los casos ocurren "cambios" que podemos percibir. A veces los notamos de inmediato y otras, hacen falta largos períodos de tiempo para que se manifiesten. ¿Qué son esos "cambios"? Vamos a analizar qué ocurre con más detalle...

## Los cambios físicos

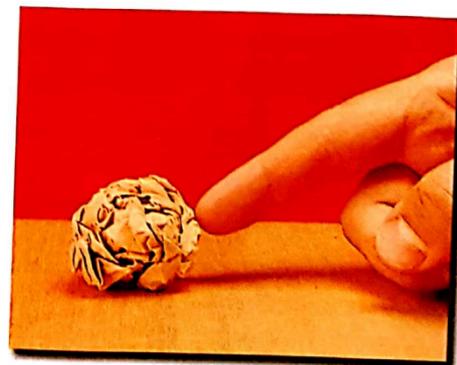
Consideremos los tres primeros ejemplos: el del agua que hierve, el bollito que rueda y el de los truenos y relámpagos. En los tres ocurren **transformaciones** o **transferencias de energía**.

- En el primero, al entregarle calor al agua, aumenta la energía cinética de sus moléculas; estas se mueven más hasta que se "escapan" del líquido. Ese es el momento en que se produce un **cambio de estado**: el agua líquida hierve y el vapor de agua se escapa del recipiente.
- En el segundo, la energía transferida por la mano produce el movimiento del bollito.
- En el tercero, la energía eléctrica acumulada en las nubes se transforma en energía luminosa y sonora.

Sin embargo, en ninguno de ellos se produce un cambio en cuanto a la materia involucrada: aunque hierva, el agua sigue siendo agua; aunque ruede, el papel de la bolita seguirá siendo papel; y a pesar del relámpago, las nubes siguen siendo lo que eran.

Este tipo de cambios, en los que ocurre una transformación o variación energética pero no una modificación en cuanto a la composición de la materia, recibe el nombre de **cambio físico**.

- 🔍 **Observá a tu alrededor y describí por lo menos tres cambios físicos que estén ocurriendo a medida que lees estas líneas. Intentá describir las variaciones energéticas involucradas.**



Podemos empujar el bollito de papel, aplastarlo o estirarlo. Sin embargo, el papel seguirá siendo papel.

## Los cambios químicos

Volvé a los ejemplos de la página 41, y analizá los últimos tres: el del fósforo que arde, el de la lavandina que destiñe la tela, y el del alimento que comemos. Ahora que sabemos que son transformaciones, podemos detenernos a estudiar qué es lo que sucede con la materia involucrada en ellos.

- Una vez que se quema el fósforo, ya no tenemos más la madera que lo formaba. Apenas queda una "astilla", más parecida al carbón que a otra cosa.
- Después de dejar actuar la lavandina, la tela ya no queda como estaba. Por lo menos, cambia de color.
- ¿Y qué podemos decir de la galletita? Obviamente, una vez que ingresa a tu boca, la masticás, se impregna con saliva y sigue su ruta por el tubo digestivo, la galletita desaparece y se transforma en algo diferente.

Entonces, estamos en presencia de otro tipo de cambios: los **cambios químicos** o **reacciones químicas**. En ellos no solo ocurren cambios energéticos sino también modificaciones en la composición de la materia que interviene.

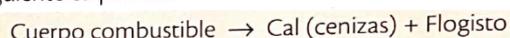
En otras palabras, en los cambios químicos, las sustancias que se originan –denominadas **productos**– son diferentes de las que inician la reacción: los **reactantes** o **reactivos**. ¿Qué significa exactamente esto? No desesperes... Para comprenderlo, repasemos el estudio histórico de las reacciones químicas.

### La teoría del flogisto

Consideremos una reacción química: la **combustión**. En ella, un **combustible** se quema hasta que solo quedan sus cenizas. Durante este proceso se liberan grandes cantidades de luz y calor; ¡el fuego que todos conocemos!

A principios del siglo XVIII, los científicos afirmaban que cuando algo se quemaba, como por ejemplo el papel, una parte de la materia desaparecía. Para apoyar esta idea, hacían una demostración contundente: las cenizas pesaban menos que la madera original: es decir que la masa final resultaba menor que la inicial. Aseguraban que lo que se perdía era una sustancia que llamaban **flogisto**, y que asociaban con el fuego.

Según George Stahl (1660-1734), uno de los principales impulsores de la denominada **teoría del flogisto**, la combustión de los cuerpos ocurría porque los cuerpos combustibles, como la madera, contenían flogisto. Cuando el material ardía, el flogisto se perdía en el aire; las cenizas no contenían flogisto, y por esa razón no ardían. La liberación de flogisto durante la combustión se expresaba mediante el siguiente esquema:



De acuerdo con Stahl, los metales calcinables, como el magnesio, estaban formados por flogisto y un material terroso, llamado la "cal del metal". También sostenía que el carbón (el combustible mejor conocido de la época) debería estar constituido casi totalmente por flogisto (por eso, al quemarse, casi no quedaban cenizas). De la misma manera, la madera, las telas y el papel deberían tener bastante flogisto y, en cambio, la arena no lo contenía en absoluto. Hasta aquí, las explicaciones de los defensores del flogisto parecían bastante convincentes. Sin embargo, esta teoría no permitía explicar otro tipo de reacciones químicas.

## La conservación de la materia

Consideremos ahora otro tipo de reacción química: la **oxidación de los metales**. Seguro que la conocés; ocurre cuando se dejan a la intemperie ciertos metales, como el hierro: sobre ellos se forma una capa de óxido de color y aspecto muy diferentes a los del metal puro. Respecto del hierro, esta capa se denomina **herrumbre**.

Según los defensores de la teoría de Stahl, lo que ocurría en este caso era similar a lo que pasaba en la combustión: a medida que los metales se oxidaban, perdían flogisto. Es decir que, según afirmaban, una parte de la masa debía desaparecer... Sin embargo, al pesar el metal puro y el metal oxidado sucedía algo inexplicable: la masa de este último era mayor que la del metal pulido. ¿Qué había ocurrido con el flogisto? Hubo que esperar varios años para encontrar una explicación...

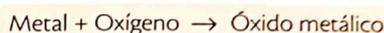
La respuesta llegó en 1772, cuando entró en escena Antoine-Laurent de Lavoisier, a quien ya mencionamos en el capítulo 4. En su laboratorio, este químico francés realizó numerosos experimentos sobre la combustión y la oxidación, pesando las sustancias antes y después de que ardieeran o se oxidaran. En todos estos experimentos, la **medición** fue la clave del éxito.

Respecto de la combustión, Lavoisier planteó una sorprendente explicación: cuando una sustancia se quema, se combina con el oxígeno presente en el aire; al mismo tiempo, en esta combustión se producen gases que se liberan a la atmósfera.

Hoy sabemos que son el dióxido de carbono y el vapor de agua, y que este fenómeno ocurre según la siguiente reacción:



Además, Lavoisier explicó que cuando un metal se oxida, se combina con el oxígeno del aire y se forma un óxido, sin desprendimiento de gases, y por esa razón pesa más.



De acuerdo con sus explicaciones, el flogisto no intervenía en ninguno de los dos casos. Y lo más importante: ¡no había pérdida ni ganancia de materia!

Con estas evidencias, Lavoisier no solo acabó con la teoría del flogisto sino que enunció una de las leyes fundamentales de la química: la **ley de la conservación de la materia** (conocida también como "ley de Lavoisier") que dice que durante una reacción química la masa no se crea ni se destruye, sino que se transforma. En otras palabras, **la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos**.

En la actualidad, se sabe que la ley de la conservación de la materia fue postulada en 1745 por Mijail Lomonosov (1711-1765). Sin embargo, sus hallazgos no fueron difundidos entre los científicos de la época como los de Lavoisier. En rigor a la verdad, la ley debería denominarse "de Lavoisier-Lomonosov".

1. Lavoisier colocó en un balón una cierta cantidad de mercurio metálico pesado con exactitud.

2. El balón estaba conectado a una probeta invertida sumergida en agua. Lavoisier medía el aire presente en la probeta.

3. Al calentar suavemente el mercurio, Lavoisier observó la aparición de un polvo rojizo, al que denominó **mercurio calcinado** (hoy sabemos que es **óxido de mercurio**).

4. Al mismo tiempo, vio que el nivel de aire disminuía. Concluyó que una quinta parte del aire (la que hoy sabemos que corresponde al oxígeno) estaba pasando al mercurio.

5. Al aumentar el calor de la llama, Lavoisier comprobó que podía revertir dicho proceso: el polvo rojizo desaparecía, el mercurio metálico era restaurado y el volumen de aire volvía a su valor inicial.

Su conclusión fue que una quinta parte del aire se combina con el mercurio para formar mercurio calcinado en un proceso reversible. La cantidad total de materia no varía.

Esquema de los pasos de uno de los experimentos cruciales realizados por Lavoisier para deducir la ley de conservación de la materia.

## Las reacciones químicas y los átomos

**A** ¿Qué sucede con la composición de las sustancias cuando ocurre una reacción química? Reúnete con un compañero o compañera y, antes de seguir leyendo este texto, escriban en una hoja una hipótesis al respecto.

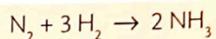
Sabemos que desde el punto de vista macroscópico, las reacciones químicas se manifiestan de diversas maneras: cambios de color, el desprendimiento de un gas, la liberación de luz y calor, etcétera. Pero, ¿qué sucede con los átomos y con las moléculas durante una reacción química? Dejemos por un ratito la química y pensemos el siguiente ejemplo.

En una panadería reciben un pedido: hay que preparar un sándwich triple de jamón y queso. El panadero se equivoca y prepara uno simple de jamón y otro de queso. ¿Qué hacer para reparar su error sin tirar la mercadería? Algo muy sencillo: puede retirar una de las tapas del sándwich de queso y agregar el resto (la otra tapa de pan y la feta de queso) al simple de jamón. Con los mismos ingredientes puede armar el triple solicitado y le queda "suelta" una tapa de pan. Esta estrategia consiste en reordenar los ingredientes para cumplir con el pedido.

Volvamos a nuestro tema. En las reacciones químicas también ocurre un **reordenamiento**. Pero en lugar de pan, queso o jamón, lo que se reordenan son átomos. Por ejemplo, el amoníaco se fabrica a partir de nitrógeno y de hidrógeno. Tanto la molécula de hidrógeno como la de nitrógeno son biatómicas (formadas por dos átomos iguales). La molécula de amoníaco, a su vez, tiene un átomo de nitrógeno y tres de hidrógeno. Entonces, y sabiendo que se conserva el número de átomos totales (es decir, que no se "pierde" ni se "gana" ninguno) se puede deducir que cada molécula de nitrógeno se combina con tres de hidrógeno, y se obtienen dos moléculas de amoníaco. No hay otra posibilidad.

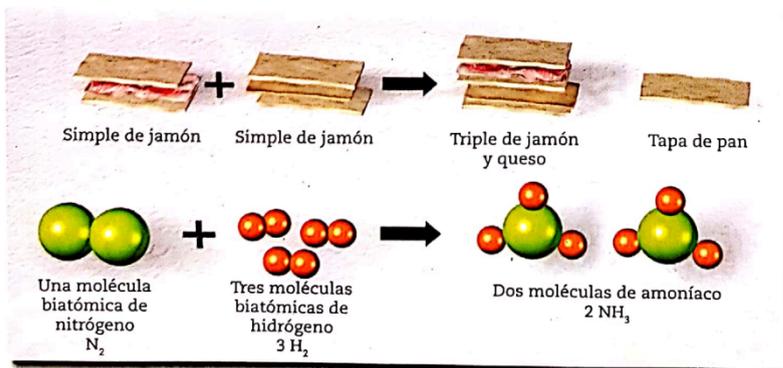
### Las ecuaciones químicas

Ambas situaciones, la de los sándwiches de miga y la de los átomos, pueden representarse como se observa en esta página. Sin embargo, aunque estas representaciones sean muy claras desde el punto de vista gráfico, no resultan del todo prácticas. En el lenguaje de la química se emplea una nomenclatura especial y universal, denominada **nomenclatura química**. Así, la formación de amoníaco puede simbolizarse con la siguiente **ecuación química**:



Donde:

- $\text{N}_2$  es la **fórmula química** del nitrógeno, N es el símbolo de este elemento y el subíndice 2 nos indica que su molécula es biatómica.
- $\text{H}_2$  es la fórmula del hidrógeno, H es el símbolo de este elemento y el subíndice 2 nos indica que su molécula también es biatómica.
- $\text{NH}_3$  es la fórmula del amoníaco. Cada molécula de este compuesto está formada por un átomo de nitrógeno (cuando no hay ningún subíndice indica que se trata de un átomo) y tres de hidrógeno.
- La flecha  $\rightarrow$  señala el "antes" y el "después" de la reacción química. A la izquierda de la flecha (el "antes") se escriben los reactivos y a la derecha (el "después" de la reacción), los productos.
- El signo **+** del lado de los reactivos (como en el caso que estamos analizando) indica que un reactivo "**se combina con**" el otro. Si el signo aparece del lado del "después", simplemente significa "**y**".



Representación de la formación de un triple de jamón y queso a partir de dos simples.

Representación de la reacción de obtención de amoníaco.

## Los coeficientes estequiométricos

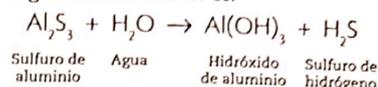
Lo que acabamos de contarte, ¿es toda la información que nos aporta una ecuación química? No; si te fijás bien, delante de algunas fórmulas químicas (las del hidrógeno y del amoníaco) hay números, y reciben el nombre de **coeficientes estequiométricos**. Estos coeficientes indican la proporción en que se combinan las moléculas; cuando están presentes, decimos que la ecuación está **ajustada o balanceada** y se refleja la ley de Lavoisier.

¿Y cómo se calculan estos coeficientes? ¿Cómo se ajusta una ecuación química? Se puede recurrir a varios procedimientos, pero en todos hay que tener en cuenta algunas premisas fundamentales.

- Se colocan coeficientes delante de las fórmulas hasta que el número de átomos de cada clase sea el mismo a ambos lados de la flecha.
- Los coeficientes elegidos que permitirán igualar la reacción son, por lo general, números enteros y pequeños.
- Un coeficiente multiplica toda la fórmula; por ejemplo, un número dos delante de la fórmula del agua ( $2 H_2O$ ) significa que en la reacción están participando cuatro átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno.
- Para igualar la ecuación, los subíndices de las fórmulas químicas no pueden cambiarse, pues variaría la identidad de las sustancias (la ley de las proporciones definidas de Proust, ¿te acordás?).

Hechos estos comentarios, aprenderemos el procedimiento más sencillo para ajustar ecuaciones químicas llamado **método de tanteo**.

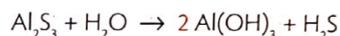
Tomemos como ejemplo la reacción entre el sulfuro de aluminio y el agua que produce hidróxido de aluminio y sulfuro de hidrógeno. La ecuación es:



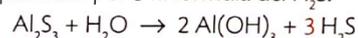
Sulfuro de aluminio    Agua    Hidróxido de aluminio    Sulfuro de hidrógeno

Para ajustarla, empecemos por los átomos que aparecen en una sola fórmula a un lado de la ecuación. En este caso hay tres: aluminio (Al), azufre (S) y oxígeno (O).

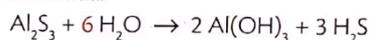
Si consideramos el aluminio, como a la izquierda hay dos átomos de ese metal, la fórmula de la derecha debe ser multiplicada por 2, ya que de este lado solo hay un átomo del elemento.



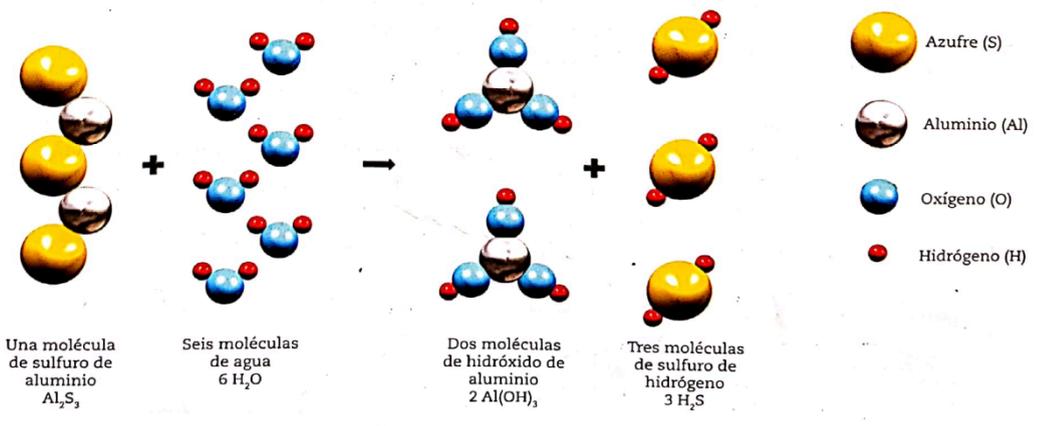
A continuación, nos fijamos en el azufre. A la izquierda hay tres átomos de ese elemento y a la derecha, uno. Por lo tanto, multiplicamos por 3 la fórmula del  $H_2S$ .



Al continuar con el oxígeno, vemos a la derecha de la ecuación que al multiplicar el coeficiente por el subíndice hay  $2 \cdot 3 = 6$  átomos de ese gas. Como la fórmula de la izquierda tiene un átomo, se lo multiplica por 6. ¡Listo, la ecuación está balanceada!



**A** Revisá la ecuación anterior: ¿qué ocurre con el hidrógeno?

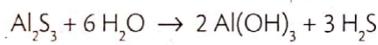


Representación gráfica de la reacción balanceada entre el sulfuro de aluminio y el agua.

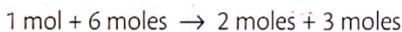
## El concepto de mol

Como te contamos en el capítulo 4, los átomos son muy pero muy pequeños. Y como te imaginarás, cuando se produce la reacción química entre dos o más sustancias, no ocurre con dos o tres moléculas, ¡sino con millones! Por eso fue necesario crear una unidad de partículas elementales a la que se denominó **mol**. Así como una docena es un conjunto con 12 elementos, un mol es un conjunto que contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  partículas elementales, por ejemplo, átomos, moléculas o iones. Este número fue obtenido por métodos experimentales, y es 602 000 000 000 000 000 000 000, es decir ¡seiscientos dos mil trillones de partículas! Se lo conoce como **número o constante de Avogadro**, en honor al científico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856).

Entonces, si una ecuación química nos indica que una molécula de sulfuro de aluminio se combina con seis de agua, en la práctica podemos expresar esa relación en términos de moles de moléculas (**relación molar**), diciendo que un mol de sulfuro de aluminio requiere seis de agua para reaccionar. Luego, decimos que se forman dos moles de hidróxido de aluminio y tres de sulfuro de hidrógeno.



Relación molar:



**A** ¿Cuánta agua hace falta para reaccionar con dos moles de sulfuro de aluminio?

### De los moles a los gramos

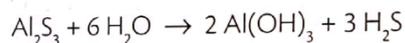
Ahora sabés que en las reacciones químicas podemos expresar las cantidades de reactivos y de productos en moles. Pero, ¿cómo medimos un mol? ¿Cuánto pesa un mol? No nos olvidemos que la balanza es la protagonista de este capítulo. Para contestar esta pregunta tenemos que determinar de qué está compuesta la sustancia.

- Cuando se trata de un elemento químico, la masa molar coincide con la **masa atómica relativa (Ar)** expresada en **gramos/mol**. Por ejemplo, para el S, la masa molar es 32 g/mol, mientras que para el C es 12 g/mol.
- Cuando la sustancia es una molécula o un compuesto iónico, es necesario sumar las masas atómicas relativas de todos los átomos que la integran. Así, se obtiene la **masa molecular relativa (Mr)**. Por ejemplo, la Mr para el sulfuro de aluminio,  $\text{Al}_2\text{S}_3$  ( $A_{r_{\text{Al}}} = 27$ ;  $A_{r_{\text{S}}} = 32$ ) es:

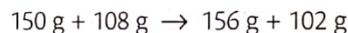
$$27 \cdot 2 + 32 \cdot 3 = 150$$

Este valor, expresado en gramos/mol, se denomina **masa molar** del sulfuro de aluminio.

Con esta información, estamos listos para realizar algunos cálculos estequiométricos sencillos. ¿De qué se trata esto? Utilizando la ecuación química, podemos calcular las cantidades necesarias para que ocurra la reacción. Por ejemplo, en nuestra ecuación ajustada podemos decir que:



Relación de masas:



Fijate que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de la masa de los productos. ¡Una nueva prueba de que se cumple la ley de conservación de la materia! Las relaciones estequiométricas tienen aplicaciones directas en la vida cotidiana y en los procesos industriales. Sirven, entre otras cosas, para calcular las cantidades de reactivos necesarias en una reacción química y la cantidad de producto que puede obtenerse.

**A** Si tuviéramos el doble de la masa de sulfuro de aluminio, ¿cuántos gramos de agua necesitaríamos para que reaccione completamente?



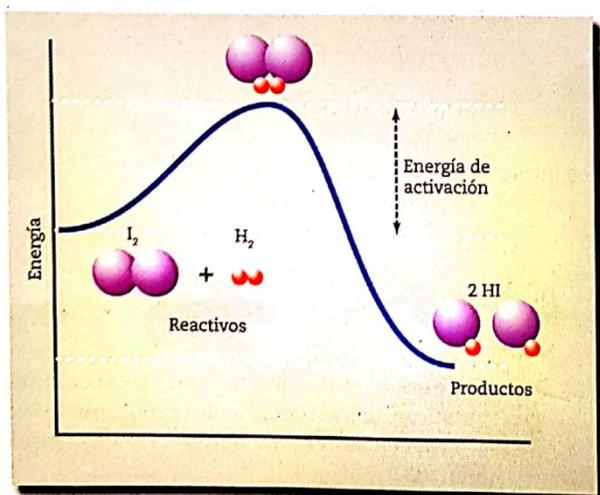
La masa de un mol de hierro es diferente a la masa de un mol de azufre y a la de un mol de níquel, aunque en los tres casos haya la misma cantidad de átomos.

## Ocurrencia de una reacción química: teoría de las colisiones

¿Qué hace falta para se encienda un fósforo? ¿Y para que se oxide una viga de hierro? Para que tenga lugar una reacción química, lo primero que tiene que suceder es que los **reactivos se pongan en contacto**. Por ejemplo, es imposible que un hierro se oxide si no está en contacto con el oxígeno del aire.

Según la **teoría de las colisiones**, desarrollada en la década de 1920, las partículas de los reactivos (que podrían ser moléculas, átomos o iones) deben poseer la **energía cinética suficiente** como para que, al chocar entre sí, se "rompan" las uniones que mantienen juntos a los átomos que componen esas partículas, y permitan que se formen nuevas combinaciones atómicas. En otras palabras, para que sea posible el reordenamiento de los átomos.

La energía mínima que deben tener las partículas para que el choque desencadene la reacción química se conoce como **energía de activación**. Por ejemplo, si en un recipiente cerrado se introducen **hidrógeno ( $H_2$ )** y **yodo ( $I_2$ )**, no ocurre nada. Pero si acercamos una pequeña chispa eléctrica, las moléculas de estas dos sustancias adquirirán una energía cinética tal que, al chocar entre sí, los enlaces del  $H_2$  y del  $I_2$  se romperán y sus átomos se combinarán formando un nuevo compuesto, denominado **yoduro de hidrógeno (HI)**. Esta reacción ocurre gracias a la energía aportada por la chispa eléctrica.



Representación de la energía de activación para la reacción del yodo con el hidrógeno.

Además, los choques de las partículas deberán tener una **orientación adecuada**, pues aunque los átomos, moléculas o iones tengan la energía cinética suficiente, puede suceder que el choque no sea eficaz si se produce con una orientación desfavorable.

### Energías de reacción y de activación

Las reacciones químicas pueden liberar energía o tomarla del entorno. Esto se relaciona con la energía interna que tienen los reactivos y los productos.

Si esta energía interna es mayor en los reactivos que en los productos, durante la reacción química se libera energía y decimos que es **exergónica**. Si es al revés, hay que entregar energía y hablamos de una reacción **endergónica**. ¿Cuál es la forma más habitual de energía liberada o entregada? El calor. Por eso, en su mayoría las reacciones exergónicas son **exotérmicas** (liberan calor) y las reacciones endergónicas son **endotérmicas** (absorben calor).

De acuerdo con esto, podríamos pensar que si en la combustión de un fósforo se libera energía en forma de calor y luz, esta reacción deberá ocurrir espontáneamente cuando el fósforo entre en contacto con el oxígeno del aire. Sin embargo, ¡esto no es así! Para que esa reacción química tenga lugar, es necesario entregar una cantidad de energía tal que las moléculas reactivas adquieran una energía cinética que supere el valor de la energía de activación para esa reacción.

Entonces, es importante que no confundamos el concepto de energía de reacción con el de energía de activación, pues cada uno de ellos hace referencia a aspectos diferentes de una reacción química:

- La **energía de reacción** proporciona el **balance energético** que acompaña a una reacción química, independientemente de cómo se verifique esta. Así, hay reacciones que liberan energía y otras que la requieren del entorno.
- La **energía de activación**, en cambio, se refiere a la **barra energética** que hay que vencer para que tenga lugar la reacción química.



Representación de importancia de la orientación de las moléculas para la reacción del yodo con el hidrógeno.



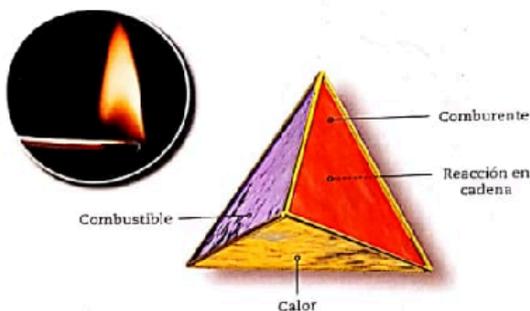
# La energía y la combustión

Volvamos al ejemplo que dimos en la apertura de este capítulo: la combustión de un fósforo. Los fósforos de seguridad se encienden gracias a la reacción química que se produce entre las sustancias que hay en la cabeza y las que hay en la franja de frotación de la caja. Pero esto no sucede en forma espontánea. Tenemos que frotar la cabeza contra la superficie áspera. De lo contrario, nada ocurriría. Todo esto nos lleva a pensar que, para que haya fuego con llama es necesaria la conjunción simultánea de cuatro componentes:

- **El combustible o material que arde.** En el fósforo, arde el palito de madera.
- **El comburente.** En general, se trata de oxígeno u otro compuesto químico con alto número de átomos de oxígeno. En el caso del fósforo, el clorato de potasio suministra el oxígeno necesario.
- **Una fuente que provea una energía cinética que supere la energía de activación.** Puede ser calor, luz, descarga eléctrica, etc. En el caso del fósforo, la chispa y el calor iniciales se producen por fricción, gracias a la presencia de papel de lija y de fósforo rojo en la franja de encendido.
- **Una reacción en cadena.** Es decir que la energía liberada por la reacción sirva de fuente energética para el resto de los reactivos. Además, el azufre y el carbón vegetal contenidos en la cabeza del fósforo también favorecen la producción de la llama.

Los cuatro factores juntos constituyen lo que se denomina el **tetraedro del fuego**. Si falta alguno de ellos, la combustión no ocurre o se produce sin llama. Las llamas son una mezcla de gases sometidos a una compleja serie de reacciones químicas que liberan energía en forma de luz y calor.

**A** Además de la madera, ¿qué otros combustibles conocés?



El tetraedro del fuego muestra los cuatro factores necesarios para que se produzca la combustión.

## Calor de combustión

Suponé que se necesita carbón para hacer un asado o una garrafa de gas para cocinar arroz en un campamento. ¿Qué cantidad de estos combustibles comprarías?

De la misma manera que los cálculos estequiométricos nos permiten calcular las cantidades de reactivos y productos que intervienen en una reacción química, si conocemos el **calor de combustión** de un combustible podemos estimar cuánto de este último se necesita para obtener determinada cantidad de energía. El calor de combustión es la **cantidad de energía que se libera** cuando cierta cantidad de combustible (mol o gramo) reacciona con suficiente cantidad de oxígeno a 25 °C y presión normal. Por ejemplo, el gas de la garrafa podría ser metano (CH<sub>4</sub>) o etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>):

Reacción	Calor de combustión (kcal/g)
CH <sub>4</sub> + 2 O <sub>2</sub> → CO <sub>2</sub> + 2 H <sub>2</sub> O	-12
2 C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> + 7 O <sub>2</sub> → 4 CO <sub>2</sub> + 6 H <sub>2</sub> O	-11,37

El calor de combustión del metano es mayor que el del etano. Entonces, se requerirán mayores cantidades de etano que de metano para producir la misma cantidad de calor. Es raro que en un campamento te dediques a hacer estos cálculos, pero bien podés tener en cuenta qué combustibles tienen mayor poder calorífico que otros.

## La velocidad de las reacciones químicas

Una vez que se desencadena la reacción, ¿cuán rápida o lenta será? La **velocidad de reacción** es la cantidad de producto que se obtiene (o de reactivo que se consume) en un tiempo determinado. Esta velocidad depende de varios factores.

- **Naturaleza de los reactivos.** Algunas sustancias reaccionan más rápidamente que otras al enfrentarlas al mismo reactivo. Por ejemplo, el cinc reacciona mucho más rápido con el ácido clorhídrico que el cobre.
- **Superficie de contacto.** Si en lugar de colocar un reactivo sólido lo dividimos en pequeños trozos o lo pulverizamos, aumenta la superficie de contacto entre reactivos y la reacción se desencadena más rápidamente.
- **Temperatura.** El aumento de la temperatura produce un incremento en la energía cinética de las partículas. La velocidad ganada hace que aumente el número y la intensidad de los choques y, por lo tanto, que en general también lo haga la velocidad de la reacción.
- **Presión.** Cuando los reactivos son gases, el efecto del aumento de la presión es similar al que ocurre con el incremento de la temperatura.

- **Presencia de catalizadores.** Los catalizadores son sustancias que, sin participar como reactivos en una reacción química, aceleran la velocidad de dicha reacción. Un grupo especial de catalizadores son las **enzimas**, que forman parte de todos los sistemas vivos. Estas moléculas son proteínas, actúan en pequeñas cantidades y son específicas para una reacción determinada. Sin ellas, los procesos vitales, sencillamente, no ocurrirían.

## ¿Cómo se manifiestan las reacciones químicas?

En 1865, a John Traill Taylor (1827-1895) –un inglés muy creativo– se le ocurrió utilizar magnesio finamente pulverizado para hacer retratos fotográficos en ambientes con muy poca luz. ¿Cómo hizo? Colocó el magnesio sobre un soporte al cual le adosó una mecha. Encendió la mecha y esperó: a los pocos segundos el magnesio hizo ¡ploff! y produjo una llamarada bastante luminosa. En ese mismo momento, Taylor soltó el disparador y obtuvo la fotografía. Hoy sabemos que el ingenioso inglés no hizo otra cosa que valerse de una reacción química para producir luz artificial e iluminar la escena que quería fotografiar.

Como te habrás dado cuenta, la ocurrencia de una reacción química, es decir, la formación de productos, se manifiesta de diversas formas y, muchas veces, impresiona de tal manera nuestros sentidos que percibimos que realmente... ¡hubo un cambio!

(La emisión de luz durante la reacción entre el magnesio y el oxígeno del aire es una de las tantas manifestaciones que producen las reacciones químicas, pero sin duda hay muchas otras.) A continuación, te contamos algunas maneras de descubrir una reacción química.

- **Formación de un precipitado.** En algunas reacciones químicas aparecen productos sólidos insolubles en el medio acuoso en el que ocurre la reacción. Por ejemplo, la reacción del nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ ) con el cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ) da lugar a la aparición de un precipitado blanco que corresponde al cloruro de plata ( $\text{AgCl}$ ).
- **Cambio de color.** Se manifiesta en la aparición de un producto coloreado, en la desaparición del color de algún reactivo o en el cambio de color de un reactivo cuando se transforma en producto. Por ejemplo, el yodo ( $\text{I}_2$ ) –de color violeta– se decolora cuando reacciona con

el hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ); el hierro ( $\text{Fe}$ ) presente en el acero –de color gris metálico– se vuelve de color marrón-rojizo al combinarse con oxígeno y formar óxido de hierro ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , a veces llamado “orín” o “herrumbre”).

- **Variación de la temperatura.** En determinadas reacciones químicas se produce liberación o absorción de calor. Por ejemplo, cuando el ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) y el hidróxido de sodio reaccionan entre sí para dar cloruro de sodio, la temperatura aumenta en forma considerable a causa de la liberación de calor.)
- **Desprendimiento de gases.** Muchas reacciones químicas, entre ellas algunas biológicas como la fermentación alcohólica o la fotosíntesis, producen liberación de gases. Por ejemplo, en la reacción del cinc ( $\text{Zn}$ ) con el ácido clorhídrico se desprende hidrógeno gaseoso ( $\text{H}_2$ ).
- **Explosiones o aparición de llama.** Algunas reacciones químicas ocurren con tal violencia que pueden estallar, o provocar una llamarada. La reacción del nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ) con oxígeno ( $\text{O}_2$ ) por ejemplo, es tan violenta que puede producir una llamarada y hasta una explosión al agregar sodio ( $\text{Na}$ ) a la mezcla.



La formación de herrumbre es la manifestación visible de la ocurrencia de una reacción química.



Los gases que liberan los motores de los vehículos son una manifestación de la combustión de la nafta.

**ACTIVIDADES:**

1. Considera la siguiente reacción química: el sulfuro de hidrógeno reacciona con oxígeno y se forman dióxido de azufre y agua.

a) Escribí las fórmulas químicas de los reactivos y de los productos.

b) Escribí la ecuación química que representa a esta reacción.

c) Ajusta o balancea esa ecuación química por el método del tanteo.

d) Establece una relación molar y una relación de masas. Datos:

$A_{r_S} = 32$   $A_{r_H} = 1$  y  $A_{r_O} = 16$

c) ¿Cuál es la masa de  $O_2$  que reacciona con 50 g de  $H_2S$  para producir  $SO_2$ ?

## 2. Lee el texto y respondé a las preguntas.

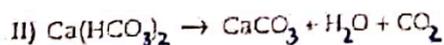
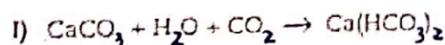
En las grutas, donde se genera un microclima, el carbonato de calcio puede depositarse y producir magníficas formaciones: las estalagmitas y las estalactitas. ¿Cómo es esto?

El agua de los ríos y arroyos contiene carbonato de calcio, que es poco soluble en agua. El dióxido de carbono de la atmósfera reacciona con estos carbonatos, y genera bicarbonato de calcio, que sí es soluble en agua. A veces, los ríos y las napas subterráneas ricos en bicarbonato de calcio pueden llegar a alguna gruta subterránea; en esos casos, ocurre un fenómeno muy particular: debido al aumento de la humedad, de la temperatura y de las corrientes de aire, se produce la liberación de dióxido de carbono disuelto. De esta manera,

los bicarbonatos se vuelven a transformar en los carbonatos poco solubles, que se depositan en el techo y en el suelo de la cueva. Luego de miles de años, aparecen unas estructuras sorprendentes. De formas muy curiosas, parecen espinas, arabescos o púas que cuelgan del techo (estalactitas) o crecen a partir del suelo (estalagmitas), justo en el lugar donde caen las gotas de agua.

Las estalactitas y estalagmitas se encuentran a menudo de a pares y pueden unirse dando lugar a columnas cuyo grosor crece año tras año. Además, suelen ser coloreadas, ya que si bien los carbonatos son blancos, presentan impurezas que les dan color.

- a) En este relato entran en juego dos reacciones químicas o, mejor dicho, la misma reacción "al derecho" y "al revés". Indicá en cada pasaje del texto cuál de las dos reacciones que figuran a continuación es la que se describe.

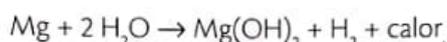


- b) ¿Está ajustada esta reacción? Si lo está, justificá tu respuesta; si no lo está, ajustala por el método de tanteo.
- c) Calculá cuánto pesa un mol de cada una de las especies intervinientes en la reacción.
- d) Si contáramos con 200 g de carbonato de calcio y agua y dióxido de carbono en exceso, ¿qué cantidad de bicarbonato de calcio se formaría?

3. Analizá el texto y resolvé las consignas.

A principios de 1991, durante la Operación Tormenta del Desierto, las tropas de los Estados Unidos de Norteamérica expulsaron a los iraquíes del territorio de Kuwait. Para alimentarse, los soldados norteamericanos llevaban comidas preparadas y, además, "calentadores sin llama". Cada uno de estos consistía en una manga con una doble pared de plástico en toda su estructura, que formaba una bolsa, y allí se colocaba el alimento. A su vez, la doble pared de la manga contenía magnesio (Mg) en polvo. Cuando querían comer, solo tenían que agregar un poco de agua por un orificio con tapón ubicado en la pared exterior. El calor generado era suficiente para calentar e incluso cocinar el alimento, sin llama ni humo.

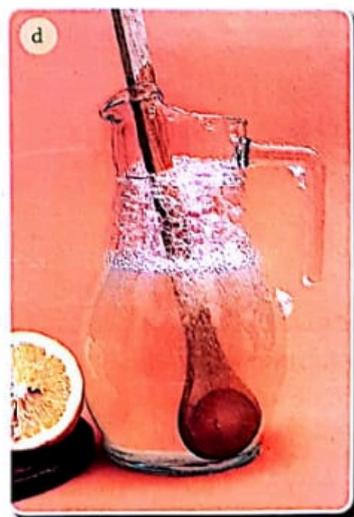
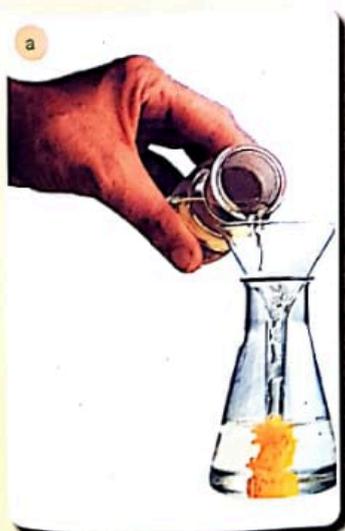
- Subrayá la parte del texto que menciona la ocurrencia de una reacción química.
- ¿De qué manera se manifiesta dicha reacción?
- Además de liberación de calor, ¿qué otra manifestación hubo? Para contestar esta pregunta, tené en cuenta que la ecuación que representa esta reacción química es:



- ¿Te acordás del nombre de las reacciones químicas que producen liberación de calor? Una pista: revisá el capítulo 6.

4. Observá las fotografías y completá cada frase.

- El nitrato de plomo y el yoduro de potasio reaccionan entre sí formando yoduro de plomo, un \_\_\_\_\_ de color amarillo.
- La combustión del gas natural en la hornalla de la cocina produce la aparición de \_\_\_\_\_ con desprendimiento de \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_.
- Cuando agregamos potasio al agua, tiene lugar una reacción muy violenta, muchas veces con la aparición de \_\_\_\_\_.
- La sal de frutas contiene bicarbonato de sodio, ácido tartárico y ácido cítrico. En un medio acuoso, el bicarbonato de sodio reacciona con los ácidos liberando dióxido de carbono, el \_\_\_\_\_ que provoca la efervescencia.





# La clasificación de las reacciones químicas

Imaginate si hubiera un montón de libros desparramados por toda tu casa y los tuvieras que acomodar en una biblioteca nueva, ¿cómo lo harías? ¿Clasificarías los libros por tema o por el color de la tapa? Cuando tenemos que clasificar los tipos de reacciones químicas pasa algo similar: hay que adoptar algún criterio. La dificultad radica en que son varias las alternativas posibles, y muchas reacciones químicas pueden incluirse dentro de más de una categoría. Antes de analizar estos criterios, tenemos que conocer un concepto muy importante en química: el número de oxidación.

## El número de oxidación

Cuando hablamos de las uniones covalentes, dijimos que se caracterizan por la existencia de electrones compartidos por dos átomos. En el caso de las uniones iónicas, uno de los átomos termina quedándose con esos electrones. El **número de oxidación ( $N_{ox}$ )** de un átomo en un compuesto es el número de cargas que tendría ese átomo si todos los electrones "en juego" en la unión fuesen cedidos o aceptados completamente, tal como sucede en la formación de los compuestos iónicos. El  $N_{ox}$  de un elemento químico es un número entero, positivo o negativo, que se asigna a cada átomo presente en un compuesto químico. Por convención, el signo del número de oxidación se coloca después del dígito.

Veamos con un ejemplo los pasos que hay que seguir para asignar el  $N_{ox}$  de un átomo en un compuesto.

1.º Se escribe la estructura de Lewis del compuesto.



2.º Los electrones de cada enlace químico se asignan al núcleo más electronegativo de los que forman el enlace, según la escala de Pauling.

Como el cloro es más electronegativo que el sodio, le asignamos todos los electrones.

$$\text{Cl} = 8$$

$$\text{Na} = 0$$

3.º En las uniones entre dos átomos de un mismo elemento, los electrones de enlace se dividen equitativamente entre los dos átomos.

4.º El  $N_{ox}$  se obtiene restando los electrones asignados a cada átomo al número de electrones de valencia del elemento. En el caso del cloruro de sodio, se aplica la fórmula:

$$\text{Para el cloro, } N_{ox} = 7 - 8 = 1- \rightarrow \text{Cl}^{1-}$$

$$\text{Para el sodio, } N_{ox} = 1 - 0 = 1+ \rightarrow \text{Na}^{1+}$$

## Reglas para recordar el número de oxidación

Para que no tengas que calcular el  $N_{ox}$  de cada elemento en un compuesto cada vez que sea necesario, te presentamos algunas reglas que te permitirán recordar fácilmente muchos de ellos.

- Todos los elementos tienen  $N_{ox}$  igual a cero cuando constituyen una sustancia simple, sea esta monoatómica o poliatómica, como el hierro metálico ( $\text{Fe}^0$ ) o el gas nitrógeno ( $\text{N}_2^0$ ).
- Para los iones monoatómicos, el  $N_{ox}$  coincide con su grupo en la tabla periódica (en la numeración antigua). Por ejemplo, los metales alcalinos tienen número de oxidación 1+ y los alcalino-térreos, 2+.
- Por lo general, el oxígeno tiene un  $N_{ox}$  igual a 2- en la mayoría de los compuestos en los cuales interviene, pero es 1- en el anión peróxido ( $\text{O}_2^{2-}$ ).
- El  $N_{ox}$  del hidrógeno es 1+ en todos sus compuestos, excepto en los hidruros metálicos donde es 1-.
- Los halógenos (cloro, bromo y yodo) tienen  $N_{ox}$  1- en los haluros (por ejemplo,  $\text{Cl}^-$ ) y valores positivos cuando se combinan con el oxígeno. Por ejemplo, el bromo tiene un  $N_{ox}$  5+ en el  $\text{BrO}_3^-$ . El flúor siempre tiene  $N_{ox}$  1-.
- La suma de los  $N_{ox}$  positivos y negativos de un compuesto debe ser cero, salvo que se indique que el compuesto tiene carga neta distinta de cero, como el ion carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ ). En esos casos, la suma debe dar el valor del superíndice.

Número atómico	14	4,2	Número de oxidación. Cuando no se indica el signo, es siempre +.
Número másico	28,08	Si	Símbolo
	Silicio		Nombre

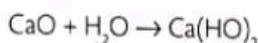
En la tabla periódica se indican los números de oxidación más probables de cada elemento, separados por comas; el primero es el más frecuente.

## Criterios para clasificar las reacciones químicas

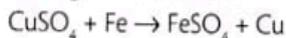
¿Cuáles son los criterios para clasificar reacciones químicas? Hay muchos, y a continuación te presentamos dos de los más importantes, que son la cantidad de reactivos y productos que intervienen, y la variación del número de oxidación.

De acuerdo con la cantidad de reactivos y productos que intervienen, podemos distinguir reacciones de combinación, de desplazamiento y de descomposición.

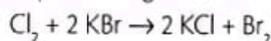
○ **(Combinación.** Son aquellas reacciones donde se combinan dos o más sustancias. A su vez, estas pueden ser simples o compuestas.) Por ejemplo, la formación de hidróxido de calcio por combinación de la "cal viva" con agua según la ecuación:



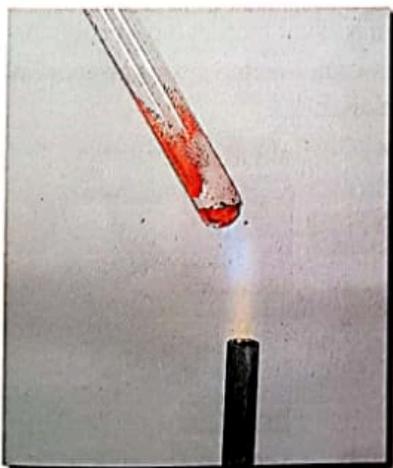
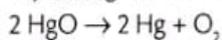
○ **(Desplazamiento.** En estas reacciones, un elemento desplaza a otro en un compuesto. Los metales más reactivos desplazan a los menos reactivos o al hidrógeno de sus compuestos.) Por ejemplo, el hierro desplaza al cobre del sulfato de cobre según la ecuación:



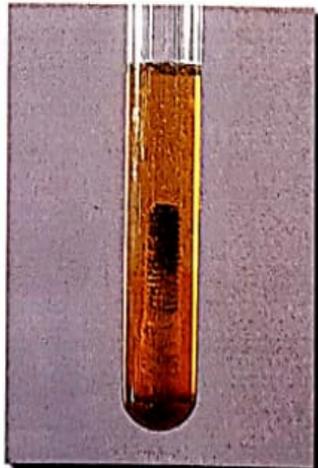
(Los no metales más reactivos desplazan de sus sales a los menos reactivos.) Por ejemplo, el cloro desplaza al bromo del bromuro de potasio según la ecuación:



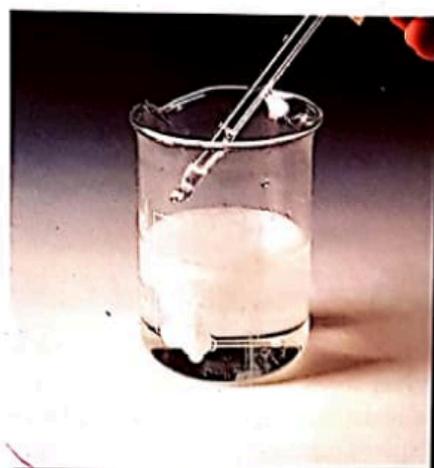
○ **(Descomposición.** Un compuesto se descompone para producir solo sustancias más simples.) Por ejemplo, el óxido de mercurio se descompone en mercurio y oxígeno, dos sustancias simples, según la ecuación:



Descomposición del óxido de mercurio por calentamiento.



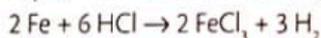
Oxidación del hierro con aparición de gas hidrógeno. Observá las pequeñas burbujas.



Precipitación de cloruro de plata, un compuesto insoluble.

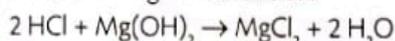
Según la variación del número de oxidación, distinguimos reacciones redox, ácido-base y de precipitación.

○ **(Óxido-reducción (o redox).** En estas reacciones los elementos experimentan cambios en su número de oxidación.) Por ejemplo, en la reacción entre el hierro y el ácido clorhídrico se produce el cambio del número de oxidación del hierro de 0 a 3+ y del hidrógeno de 1+ a 0. La ecuación que representa este cambio es la siguiente:

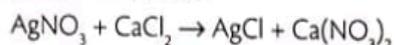


Ⓐ En la combustión del metano (gas natural) se produce dióxido de carbono y agua, según la ecuación:  $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ . ¿Hubo cambios en el número de oxidación de algún elemento? Verificalo.

○ **(Ácido-base.** En esta clase de reacciones, un ácido reacciona con una base para producir una sal y agua. Ninguno de los elementos que forman parte de los reactivos experimenta cambios en su número de oxidación cuando se forman los productos.) Por ejemplo, el ácido clorhídrico y el hidróxido de magnesio se neutralizan cuando reaccionan entre sí según la ecuación:



○ **(Precipitación.** Estas reacciones se caracterizan por la formación de un compuesto insoluble. Aquí tampoco se producen cambios en los números de oxidación de los elementos que intervienen, tanto en los reactivos como en los productos.) Por ejemplo, cuando reaccionan el nitrato de plata y el cloruro de calcio se produce un compuesto insoluble, el cloruro de plata. La ecuación que representa esta reacción es:



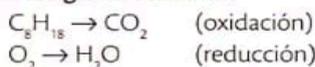
## Las reacciones redox

Cuando ponemos en marcha el motor de un auto, la nafta –el combustible– comienza a quemarse en presencia del oxígeno del aire –el comburente– para producir dióxido de carbono y agua. Este proceso, llamado **combustión**, es un ejemplo de un grupo de reacciones químicas: las **de óxido-reducción o redox**.

Analícemos por ejemplo la combustión del octano, uno de los componentes de la nafta. Si la combustión es completa (esto ocurre cuando la cantidad de oxígeno es suficiente), el octano se oxidará a dióxido de carbono y el oxígeno se reducirá a agua, según la siguiente ecuación.



Según lo que ocurre con cada uno de los reactivos, podemos plantear esta reacción como dos **semirreacciones** que se producen en forma acoplada y simultánea, en las que el reactivo que se oxida es considerado el **agente reductor**, y el que se reduce es el **agente oxidante**.

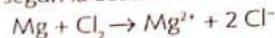


Por otra parte, debemos considerar que en todas las oxidaciones aumenta el número de oxidación de un elemento, mientras que en todas las reducciones dicho número disminuye.

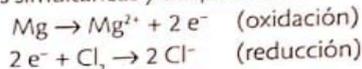
**A** Durante la combustión del octano, ¿qué elemento aumentó su número de oxidación y cuál lo disminuyó?

Durante mucho tiempo, los científicos pensaron que las reacciones acopladas de oxidación y reducción siempre estaban relacionadas con la presencia del oxígeno: la oxidación con la ganancia de oxígeno y la reducción, con su pérdida. Más tarde, se dieron cuenta de que esta es solo una manera de interpretar las reacciones redox. Existen otras que consideran a estas últimas en términos de pérdida y ganancia de electrones. Analícemos un ejemplo: cuando el magnesio

reacciona con el gas cloro se forman cationes magnesio y aniones cloruro, según la ecuación:



En este caso, podemos decir que se produjeron dos semirreacciones simultáneas y acopladas, a saber:



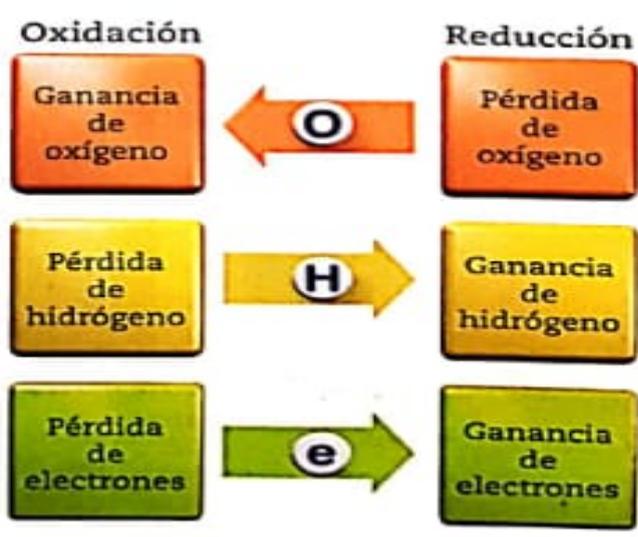
En este ejemplo, una de las sustancias perdió electrones, es decir, se oxidó, mientras que la otra ganó electrones, en consecuencia, se redujo. Por lo tanto, el magnesio es un agente reductor frente al cloro y este es un agente oxidante frente al magnesio.

Cuando ajustes este tipo de ecuaciones, tenés que considerar que, además de equilibrar la cantidad de átomos de cada clase, hay que balancear la cantidad de cargas. Tiene que haber la misma cantidad de cargas (positivas o negativas) a ambos lados de cada semirreacción y, en la reacción global, las cargas tienen que ser igual a cero.

### Reacciones redox y electroquímica

Las reacciones redox se relacionan directamente con la **electroquímica**, área de la química que estudia la interconversión entre energías química y eléctrica. Estas conversiones se pueden aprovechar y estudiar mediante el empleo de dispositivos denominados **celdas**, y se pueden clasificar en dos categorías distintas, según el sentido en el que se convierta la energía.

- **Celda voltaica.** En este lugar se puede obtener electricidad a partir de una reacción redox espontánea. Los ejemplos más conocidos de este tipo de celda son las pilas secas y las baterías para vehículos.
- **Celda electrolítica.** Es donde se produce una reacción redox por aplicación de una corriente eléctrica. Esta celda se utiliza para purificar metales o para cubrir un metal con otro, técnica que se denomina **galvanoplastia o electrodeposición**.



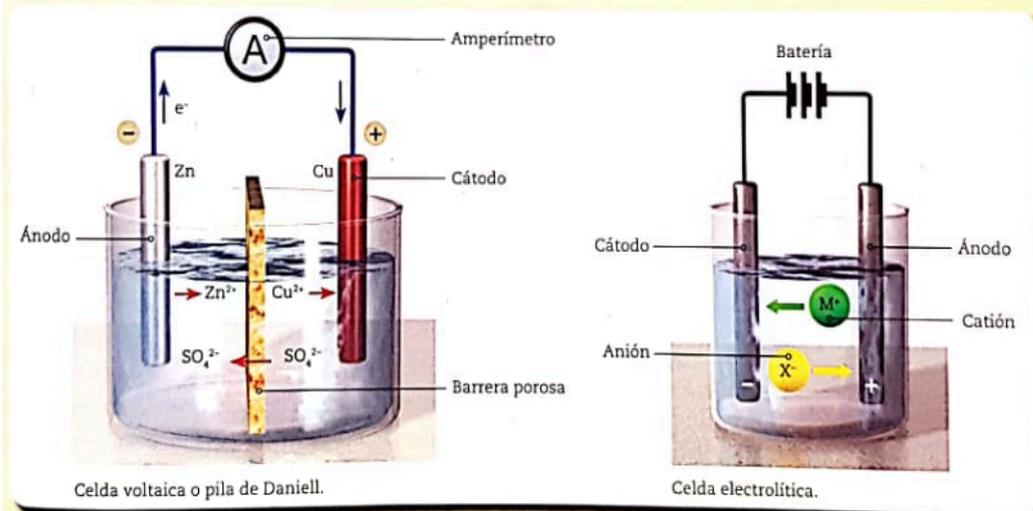
Tres definiciones posibles de la oxidación y la reducción.

# PURA CIENCIA

## UTILIZACIÓN DE ESQUEMAS EN CIENCIAS

Muchas veces, la notación científica no alcanza para describir una experiencia, y es necesario aprovechar otros recursos gráficos para explicar, por ejemplo, cómo son los dispositivos utilizados. Las celdas voltaica y electrolítica tienen muchas similitudes, aunque hay algunas diferencias sustanciales. Para comprender en qué se parecen y en qué se diferencian, te proponemos que analices las representaciones gráficas que figuran abajo.

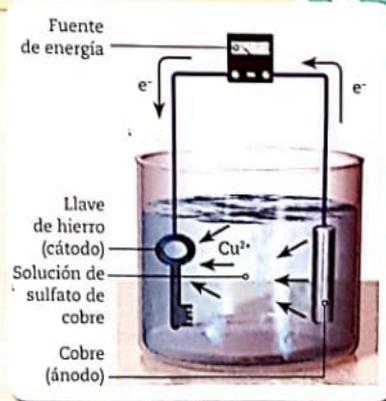
- La **celda voltaica** del esquema, conocida como **pila de Daniell**, consta de dos semiceldas separadas por una barrera porosa. En una semicelda se sumerge un electrodo negativo de cinc metálico –**ánodo**– en una solución de sulfato de cinc y en la otra un electrodo positivo de cobre metálico –**cátodo**– en una solución de sulfato de cobre (II). Ambos metales están unidos por un alambre conductor de la electricidad, el cual tiene intercalado un **amperímetro**, dispositivo que sirve para medir la intensidad de corriente eléctrica que se produce.
- La **celda electrolítica** es un recipiente que contiene una sustancia iónica disuelta o fundida (sus aniones y sus cationes están libres). Allí se sumergen dos electrodos y se conectan a una fuente de energía eléctrica. Cuando se hace pasar una corriente eléctrica por la celda, se produce una reacción redox. En uno de los electrodos, el ánodo o electrodo positivo, ocurrirá la oxidación y en el otro, el cátodo o electrodo negativo, se producirá la reducción. En toda electrólisis, los cationes se dirigen hacia el cátodo y los aniones, hacia el ánodo.



5. A continuación, analizá las similitudes y diferencias entre ambas celdas, estudiando los esquemas que las representan.

- ¿Dónde se origina la corriente eléctrica en cada caso?
- ¿En qué electrodo ocurre la oxidación y en cuál la reducción en la celda voltaica? ¿Cuál es el polo de los electrodos en cada esquema?
- ¿Cuáles son los elementos que se reducen y oxidan en la pila voltaica? Representá las semirreacciones de la reacción redox.

6. Observá el siguiente esquema y luego representá las semirreacciones de la reacción redox para el caso de la técnica de "cobreado" de una llave de hierro con cobre, en una solución de sulfato de cobre (II).





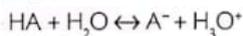
# Las sustancias ácidas y las básicas

Pedile a un compañero que te saque una foto mientras "saboréas" una cucharadita de jugo de limón. ¿Qué sentiste? Mirá la expresión de tu cara: no va a ser muy agradable, que digamos. Ni qué hablar de si, por accidente, te entra un poco de jabón en la boca mientras te estás bañando. ¡Pua! ¡Es amargo!

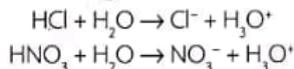
Estas sensaciones nos permiten hacer una primera distinción entre las **sustancias ácidas** y las **sustancias básicas o alcalinas**, por su sabor tan particular. Pero, además, tienen otras propiedades. Veamos algunas de ellas.

- Pueden ser sólidas o líquidas. Cuando se disuelven en agua forman soluciones ácidas o alcalinas, respectivamente.
- Ambas son cáusticas (dañan la piel) si están concentradas.
- Las dos soluciones son buenas conductoras de la electricidad.
- Las soluciones alcalinas son jabonosas al tacto.
- Las soluciones ácidas reaccionan con los metales, desprendiendo hidrógeno. Por ejemplo, el ácido clorhídrico reacciona con el cinc formando cloruro de cinc ( $ZnCl_2$ ) con liberación de gas hidrógeno.
- Ambas soluciones reaccionan entre sí y forman sales y agua.

Los ácidos, cuando se disuelven en agua, se comportan como **donantes de protones ( $H^+$ )**. Estos protones se encuentran hidratados, es decir, unidos a una molécula de agua, y reciben el nombre de **hidronios ( $H_3O^+$ )**. La ecuación que representa esta propiedad es:

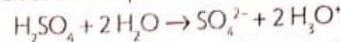


En esta expresión, HA es el ácido,  $A^-$  es el anión, y  $H_3O^+$  es el hidronio que se libera al medio. Por ejemplo, la donación de protones por el ácido clorhídrico (HCl) y el ácido nítrico ( $HNO_3$ ) se expresa de la siguiente manera:

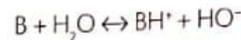


Experimentalmente, se puede comprobar que muchos ácidos están formados por un no metal e hidrógeno, como el HCl, o por estos dos elementos más oxígeno, como en el caso del  $HNO_3$ . Cuanto mayor sea la capacidad del ácido de donar protones, mayor será su fuerza ácida. Los **ácidos fuertes**, como el

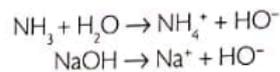
ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ), se disocian por completo en solución acuosa y ceden todos sus protones al medio.



Las bases, en cambio, son sustancias que en medio acuoso se comportan como **receptoras de protones** según la ecuación:



En esta expresión, B representa la base,  $BH^+$  es el catión y  $HO^-$  es el anión **hidroxilo** que se libera al medio. Por ejemplo, las ecuaciones químicas que representan la aceptación de protones por parte del amoníaco ( $NH_3$ ) y el hidróxido de sodio (NaOH) son:

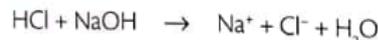


Cuanto mayor sea la capacidad de la base de producir aniones hidroxilo, mayor será su fuerza. Las **bases fuertes**, como el hidróxido de sodio en solución acuosa, liberan al medio todos los aniones hidroxilo.

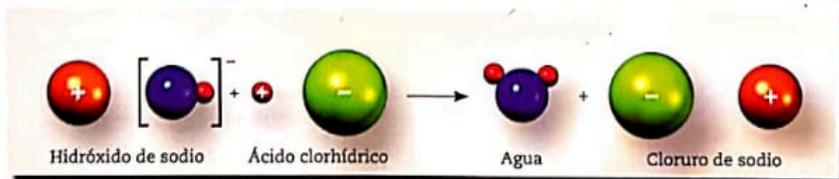
**A** Averiguá el nombre de los ácidos presentes en los siguientes productos: jugo de limón; leche agria; aspirina; vitamina C; vinagre; baterías para autos.

## Las reacciones de neutralización

¿Qué ocurre cuando un ácido reacciona con una base? Se produce una reacción de **neutralización**. Ocurre en medio acuoso y, por lo general, se forma como producto una sal y agua. Al producirse la neutralización, los iones  $H^+$  y  $HO^-$  reaccionan entre sí para formar moléculas de agua, y los iones correspondientes a la sal quedan disueltos en el medio acuoso. Además, en este tipo de reacción suele liberarse calor. Veamos el ejemplo más conocido, el del ácido clorhídrico con el hidróxido de sodio o soda cáustica. La sal que se forma es el cloruro de sodio.



Tal como vimos en una de las clasificaciones de las reacciones químicas, ninguno de los elementos que forman los reactivos cambió su número de oxidación en los productos.



Esquema en el cual se muestra la reacción de neutralización entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio. Los iones sodio y cloro permanecen "soltos" en la solución.



Muchos productos de limpieza contienen sustancias básicas o alcalinas.



# La acidez y el pH

¿Por qué decimos que una sustancia es más o menos ácida que otra? La acidez y la alcalinidad están relacionadas con la cantidad de hidronios y de aniones hidroxilo presentes en las soluciones. Para poder cuantificar el grado de acidez o alcalinidad de una solución, los químicos utilizan el **pH**, un término matemático que permite conocer la concentración de hidronios y de iones hidroxilo.

El pH está representado por una recta numérica, llamada **escala de pH**, que va desde el 0 hasta el 14.

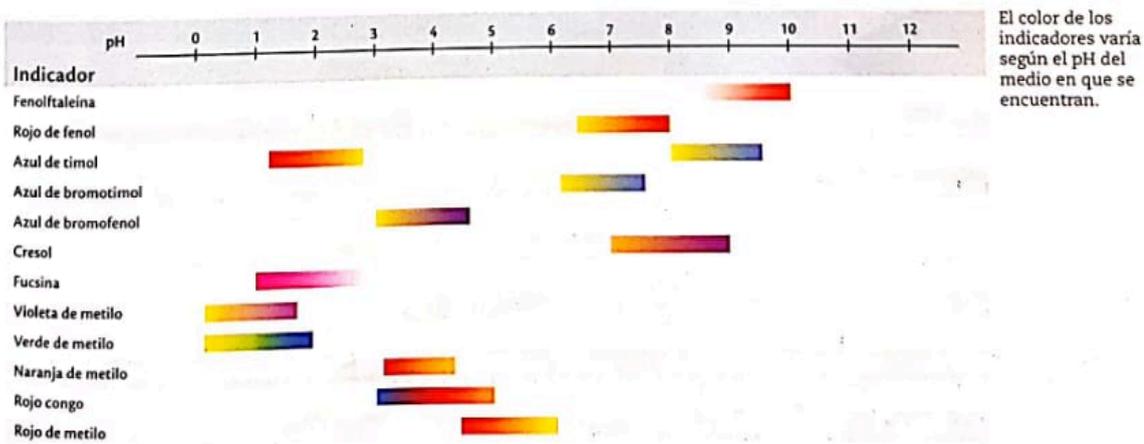
- El número 7 corresponde a las **soluciones neutras**. En estas, la cantidad de hidronios es la misma que la de aniones hidroxilo.
- A medida que te desplazás hacia la izquierda en la escala (hacia el 0), hay un exceso de hidronios. Por lo tanto, las soluciones se hacen cada vez más **ácidas**.
- Por el contrario, cuando te desplazás hacia la derecha en la escala (hacia el 14) hay un exceso de aniones hidroxilo. En este caso, las soluciones son cada vez más **alcalinas**.

## Los indicadores ácido-base

Cuando empezamos a hablar de este tema, saboreaste una cucharadita de jugo de limón para identificar su acidez. A pesar de habernos servido como introducción al tema, esta no es la forma en que los científicos comprueban la acidez de algo. ¿Por qué? Puede resultar un método muy peligroso si la sustancia que hay que probar no es comestible. ¿Cómo hacemos entonces?

Durante la segunda mitad del siglo XIX se iniciaron las síntesis a gran escala de compuestos orgánicos y, entre ellos, los **indicadores ácido-base**. El primer indicador que se sintetizó fue la **fenolftaleína**. A partir de ella, se produjeron otros indicadores como el rojo de fenol, el azul de timol, el azul de bromotimol, el azul de bromofenol y el cresol, entre otros. Otra serie de síntesis de indicadores partió de la fucsina, y siguió con el violeta de metilo y el verde de metilo. Finalmente, la síntesis de los llamados "colorantes azoicos" dio lugar al naranja de metilo, el rojo congo y el rojo de metilo.

Todos estos indicadores son sustancias que adoptan un color diferente según se encuentren en presencia de un ácido o de una base. En el cuadro que sigue están indicados los principales indicadores ácido-base sintéticos y el color que adoptan de acuerdo con el pH.





## Los indicadores caseros

Si no podemos contar con los indicadores que habitualmente se utilizan en los laboratorios, tenemos que apelar a la preparación de **indicadores caseros** tal cual se hacía antes de que se conocieran los indicadores sintéticos. Veamos algunos ejemplos.

- **Extracto de repollo colorado.** Se hierve un pedazo de repollo colorado en pequeños trozos durante varios minutos, luego se deja enfriar, se filtra y se obtiene el extracto, de intenso color violeta, que servirá como indicador de pH. Luego habrá que realizar pruebas con diferentes productos cotidianos como lavandina, jugo de limón, vinagre blanco, ácido clorhídrico, jabón líquido y leche de magnesia. En el cuadro se ve la variación de color del extracto de repollo según el pH.
- **Extracto de pétalos de rosa roja.** Para obtener el extracto de pétalos de rosa roja se cortan con la mano los

pétalos y se introducen en un mortero. Se agregan 50 ml de alcohol etílico y se machacan bien los pétalos. Luego se filtra con embudo y papel de filtro. El líquido obtenido tiene un ligero color rojizo. Luego se hacen las pruebas con los mismos productos que se usaron con el extracto de repollo colorado. En el cuadro se visualizan los colores que adopta el extracto de pétalos de rosa a diferentes valores de pH.

- **Extracto de cúrcuma.** Para preparar el extracto se agrega una cucharadita de cúrcuma (se compra en los lugares que venden especias) en 50 ml de alcohol etílico. Se agita vigorosamente varias veces y luego se filtra para separar el extracto, que tendrá un intenso color amarillo. Se realizan las pruebas con los mismos productos que se usaron antes. En el cuadro se muestra la variación del color del extracto de cúrcuma según el pH.



Repollo colorado

Valores de pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Extracto de repollo colorado	Rojo intenso		Rojo violáceo/violeta			Violeta azulado/azul			Azul verdoso/verde			Amarillo		



Rosas rojas

Valores de pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Extracto de pétalos de rosa	Rosa		Incoloro o amarillo pálido			Amarillo pálido			Amarillo		Verde		Marrón	



Cúrcuma

Valores de pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Extracto de cúrcuma	Amarillo					Naranja			Rojo					

Algunas de las fuentes naturales de indicadores de pH.

## ACTIVIDADES FINALES

- ¿Cuál es la diferencia entre una reacción de síntesis y una de descomposición? Nombra un ejemplo de cada una, indicando en ellas esas diferencias.
- Cada una de las siguientes definiciones corresponde a un tipo de reacción química, indicá de cuál se trata cada una y escribí un ejemplo en la carpeta.
  - Reacción química donde un compuesto produce dos o más sustancias más simples.  
.....
  - Reacción donde un elemento se oxida y otro se reduce.  
.....
  - Reacciones donde dos o más sustancias, simples o compuestas, reaccionan para dar uno o más productos de reacción.  
.....
  - Reacción donde un elemento desplaza a otro en un compuesto.  
.....
  - Reacción donde un compuesto neutraliza a otro y se produce sal más agua.  
.....
  - Reacción donde interviene un combustible y un comburente.  
.....
  - Reacción donde dos elementos se desplazan mutuamente, es decir, uno ocupa el lugar del otro.  
.....
- Con los datos de la actividad 2, hacé un cuadro de dos columnas en la carpeta nombrando los tipos de reacciones químicas y sus características principales.
- Indicá qué tipo de reacción química se representa en cada una de las siguientes ecuaciones:
  - $\text{CaCO}_3 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{CaO}$
  - $2 \text{Ca} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CaO}$
  - $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{CaBr}_2 \longrightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{KBr}$
  - $\text{C}_2\text{H}_4 + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{CO}_2$
  - $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \longrightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- Completá las siguientes frases:
  - En la ..... un elemento gana electrones.
  - Una sustancia que provoca la oxidación de otra actúa como agente .....
  - En la ..... un elemento pierde electrones.
  - Una sustancia que provoca la reducción de otra actúa como agente .....
- Respondé las siguientes preguntas en la carpeta.
  - ¿Cuáles son las propiedades de los ácidos y las bases?
  - Si conocés las propiedades de un ácido o de una base, ¿alcanza para saber el grado de acidez o alcalinidad? Justificá tu respuesta.
  - ¿Por qué a los ácidos se los llama donantes de protones?
  - ¿Por qué las bases son receptores de protones?
  - ¿Qué es el pH? ¿Cómo se interpreta un determinado valor de pH?
  - ¿Cómo se puede medir el pH de una solución?
  - ¿Qué ocurre cuando se combina una sustancia ácida con una alcalina?
- Identificá los elementos que cambian de número de oxidación en las siguientes reacciones. ¿Cuál se oxida y cuál se reduce?
  - $2 \text{HCl} + \text{Zn} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
  - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HI} + \text{HClO}_4 \longrightarrow \text{Cr}(\text{ClO}_4)_3 + \text{KClO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Indicá en la siguiente ecuación los elementos que cambian su número de oxidación y luego escribí las hemirreacciones.
 
$$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$$
- Completá las siguientes ecuaciones de neutralización.
  - $\text{HPO}_2 + \dots \longrightarrow \text{NaPO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{H}_2\text{S} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \dots + 2\text{H}_2\text{O}$



## Experimental

10. Cuando queremos identificar ácidos o bases, y no contamos con los indicadores que habitualmente se utilizan en los laboratorios, podemos preparar indicadores caseros, tal cual se hacía antes de que se conocieran los indicadores sintéticos. Te proponemos que formes un grupo de trabajo, elaboren indicadores ácido-base y los pongan a prueba.

Van a necesitar: dos o tres rosas rojas, un mortero, equipo de filtración (un embudo con papel de filtro), un vaso de precipitados, siete tubos de ensayo, una gradilla, un gotero, alcohol medicinal, lavandina, jugo de limón, vinagre blanco, ácido clorhídrico, jabón líquido, leche y amoníaco.

- 1.º Machaquen en el mortero los pétalos de las rosas con 50 ml de alcohol medicinal.
- 2.º Filtren el preparado. Obtendrán un extracto de intenso color rosa que servirá como indicador de pH.
- 3.º Coloquen en los siete tubos de ensayo 10 ml de cada muestra a investigar.
- 4.º Con la ayuda de la pipeta gotero, agreguen unas gotas del indicador en cada tubo; observen y tomen nota del resultado.
- 5.º Comparen los resultados con la siguiente escala y determinen aproximadamente el pH de cada muestra. Tomen nota.



Valor de pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Extracto de rosa roja	Rosa	Incoloro o amarillo pálido			Amarillo pálido			Amarillo	Verde	Marrón				

6.º Pueden repetir la experiencia con cúrcuma. Para preparar el extracto de este condimento, agreguen una cucharadita de cúrcuma (se compra en los lugares que venden especias) en 50 ml de alcohol medicinal. Agiten vigorosamente varias veces y luego filtren para separar el extracto, que tendrá un color amarillo intenso.

7.º Realicen las pruebas con los mismos productos que usaron en el punto 3.º. En el cuadro se muestra la variación del color del extracto de cúrcuma según el pH.



Valor de pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Extracto de cúrcuma	Amarillo			Naranja			Rojo							

## Leer y escribir en ciencias

11. Leé el siguiente relato y luego contestá las preguntas.

Quando en 1774 Carl Wilhelm Scheele, químico farmacéutico sueco, descubrió el cloro (que en griego significa color "verde pálido"), creía que se trataba de un compuesto que contenía oxígeno. Sin embargo, treinta y seis años después se supo que en realidad el cloro es una sustancia simple, que puede obtenerse por la combinación del dióxido de manganeso (pirolusita) con el ácido clorhídrico (que antes se llamaba ácido marino).

Al descubrirlo, Scheele observó que el cloro podía blanquear papel, vegetales y flores, además de producir la corrosión de los metales. Luego comprobó que, si lo disolvía en agua con soda cáustica, originaba el hipoclorito de sodio. ¡La famosa lavandina! La enorme creatividad de Scheele, que empleó diversas reacciones químicas para producir compuestos con cloro, condujo al descubrimiento de compuestos que actualmente se utilizan como blanqueadores, potabilizadores, desinfectantes y en la elaboración de fungicidas.

- a) ¿Cómo descubrió Scheele el cloro? ¿Sabía qué tipo de reacción química estaba empleando?
- b) En la reacción se produce la liberación de un gas. ¿Conocés otras reacciones químicas que ocurran en la vida cotidiana y que se manifiesten con desprendimiento de gas? Hacé una lista de por lo menos tres.
- c) ¿Qué experiencias cotidianas demuestran las capacidades blanqueadora y desinfectante de la lavandina?

## **Nomenclatura de compuestos inorgánicos**

**COMBINACIONES BINARIAS DEL OXÍGENO.**

Metal + Oxígeno → Óxido básico		No Metal + Oxígeno → Óxido ácido		Metal + Grupo peroxo → Peróxido	
NOMENCLATURAS					
TRADICIONAL (Se desaconseja su uso)			STOCK		SISTEMÁTICA (Proporciones)
Óxido básico	(monovalente) <i>de</i> 'metal'	(se admite) - <i>ico</i>	(monovalente) 'metal'	Na <sub>2</sub> O Óxido de sodio	(monovalente) Óxido de 'metal'
	Na <sub>2</sub> O Óxido de sodio (Óxido sódico)		(divalente) 'metal'	(Valencia en Romanos)	Mono- Di- Tri- ) di- 'metal'
Óxido ácido	MnO <sub>2</sub> Óxido mangánico		MnO <sub>2</sub> Óxido de manganeso (IV)		MnO Monóxido de manganeso
	(monovalente) <i>de</i> 'No metal'	(admite) - <i>ico</i>	(monovalente) <i>de</i> 'No metal'		(monovalente) Óxido de 'No-metal'
	SiO <sub>2</sub> , Anhídrido de silicio (Anhídrido silícico)		SiO <sub>2</sub> Óxido de silicio		SiO <sub>2</sub> Óxido de silicio
	(divalente) 'No metal'	- <i>oso</i> (val menor) - <i>ico</i> (val mayor)	(polivalente) 'No metal'		Mono- Di- Tri- Tetra- Penta- Hexa- Hepta-
	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Anhídrido nitroso		Óxido de silicio		(nada) di-
	Tres valencias	<i>hipo</i> - 'No metal'- <i>oso</i> 'No metal'- <i>oso</i> 'No metal'- <i>ico</i>	(Valencia en Romanos)		'No metal'
	SO Anhídrido sulfuroso				
	Cuatro valencias	<i>hipo</i> - 'No metal'- <i>oso</i> 'No metal'- <i>oso</i> 'No metal'- <i>ico</i> <i>per</i> - 'No metal'- <i>ico</i>			
	I <sub>2</sub> O <sub>5</sub> Anhídrido yódico				
	(monovalente) <i>de</i> 'metal'		(monovalente) 'metal'		
Peróxido	BaO <sub>2</sub> Peróxido de bario		BaO <sub>2</sub> Peróxido de bario		Dióxido de (nada) di-
	(divalente) 'metal'	- <i>oso</i> (valencia menor) - <i>ico</i> (valencia mayor)	(Valencia Romanos) en		BaO <sub>2</sub> Dióxido de bario Cu <sub>2</sub> O <sub>2</sub> Dióxido de cobre
	Cu <sub>2</sub> O <sub>2</sub> Peróxido cuproso		Peróxido de		

### 1. ÓXIDOS BÁSICOS.

Nombra los siguientes compuestos:

Fórmula	N. TRADICIONAL	N. STOCK	N. SISTEMÁTICA
$\text{Li}_2\text{O}$			
$\text{Na}_2\text{O}$			
$\text{K}_2\text{O}$			
$\text{BeO}$			
$\text{FeO}$			
$\text{Fe}_2\text{O}_3$			

Formula los óxidos básicos siguientes:

Fórmula
Óxido amónico
Óxido cuproso
Óxido de calcio
Sesquióxido de cobalto
Óxido de sodio
Óxido de cesio
Óxido de indio (III)
Óxido de radio
Monóxido de cobre
Trióxido de dicobalto
Óxido potásico

### 2. ÓXIDOS ÁCIDOS.

Nombra los siguientes compuestos:

Fórmula	N. TRADICIONAL	N. STOCK	N. SISTEMÁTICA
$\text{N}_2\text{O}_3$			
$\text{N}_2\text{O}_5$			
$\text{Br}_2\text{O}$			
$\text{Br}_2\text{O}_3$			
$\text{Cl}_2\text{O}$			

Formula los óxidos siguientes:

<b>Fórmula</b>
Trióxido de diyodo
Trióxido selénico
Trióxido de telurio
Heptaóxido de dibromo
Óxido de arsénico (III)
Trióxido de difósforo
Óxido de nitrógeno (V)

<b>Fórmula</b>
Óxido ferrroso
Dióxido de manganeso
Óxido de plomo (IV)
Óxido de dipotasio
Óxido cálcico
Óxido de estaño (II)
Óxido de cadmio

## COMBINACIONES BINARIAS DEL HIDRÓGENO.

Metal + Hidrógeno → Hidruro metálico (XHn)	Semimetal + Hidrógeno → Hidruro volátil (YHn)	Hidrógeno + No metal → Haluro de hidrógeno (HnY)
--	---	--

- Orden de Mayor a Menor Electronegatividad: F, O, Cl, Br, I, At, S, Se, Te, H, N, P, As, Sb, C, Si, B.  
Cuando se formula, en un compuesto binario, el elemento más electronegativo se sitúa a la derecha del menos electronegativo.

NOMENCLATURAS						
	TRADICIONAL (Se desaconseja su uso)		STOCK		SISTEMÁTICA (Proporciones)	
	(monovalente) de 'metal'	(se admite) -ico	(monovalente) 'metal'	(monovalente) 'metal'		
Hidruro metálico	NaH	Hidruro de sodio (Hidruro sódico)	NaH	Hidruro de sodio	BaH <sub>2</sub>	Hidruro de bario
	(divalente) 'metal'	-oso (valencia menor) -ico (valencia mayor)	<i>Hidruro de</i>			
	PbH <sub>2</sub>	Hidruro plumboso	PbH <sub>2</sub>	Hidruro de plomo (II)	CuH PbH <sub>4</sub>	Monohidruro de cobre Tetrahidruro de plomo
SISTEMÁTICA (Proporciones)						
Hidruro volátil  (Hidruros de los grupos 3B, 4B, 5B) B, Si, C, Sb, As, P, N	<u>Grupo 3B</u>	<u>Grupo 4B</u>	<u>Grupo 5B</u>	Mono- Di- Tri- Tetra- Penta- Hexa-	hidruro de	(nada) di-
	B	C, Si	N, P; As, Sb, Bi	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> Hidracina PH <sub>3</sub> Fosfina AsH <sub>3</sub> Arsina SbH <sub>3</sub> Estibina BiH <sub>3</sub> Bismutina	B <sub>2</sub> H <sub>6</sub> Hexahidruro de diboro CH <sub>4</sub> Tetrahidruro de carbono	'semimetal'
Haluro de hidrógeno (Hidruros No Metálicos)	<u>Grupo 6B</u>		<u>Grupo 7B</u>		'No Metal' -uro de hidrógeno	
	O, S, Se, Te		F, Cl, Br, I, At		H <sub>2</sub> S	Sulfuro de hidrógeno
	H <sub>2</sub> O Agua H <sub>2</sub> S Ácido sulfhídrico	HF	Ácido fluorhídrico	HF	Fluoruro de hidrógeno	Caso especial: H <sub>2</sub> O Óxido de dihidrógeno

### 1. HIDRUROS METÁLICOS ( $H^{-1}$ )

Los hidruros metálicos tienen de fórmula general,  $XH_n$ , donde X es el metal y n su valencia. La valencia del hidrógeno es  $-1$ .

Nombra los siguientes compuestos:

Fórmula	N. TRADICIONAL	N. STOCK	N. SISTEMÁTICA
NaH			
CaH <sub>2</sub>			
SnH <sub>4</sub>			
PbH <sub>2</sub>			

Formula los hidruros metálicos siguientes:

Fórmula
Hidruro de estroncio
Hidruro de cesio
Hidruro de cinc
Hidruro de magnesio

### HALUROS DE HIDRÓGENO. HIDRUROS NO-METÁLICOS. ( $H^{+1}$ )

Hidruros No-Metálicos,  $HnY$ , el hidrógeno tiene valencia  $+1$  y por esto la nomenclatura sistemática hace terminar en  $-uro$  el nombre del No-metal de los grupos del oxígeno (calcógenos) y halógenos.

Los elementos boro, carbono, silicio y los nitrogenoideos conservan sus nombres tradicionales en las combinaciones binarias con el hidrógeno.

Tradicionalmente se llaman ácidos porque en disolución acuosa tienen carácter ácido. El ácido fluorhídrico tienen una estructura dimera:  $H_2F_2$ .

Nombra los siguientes compuestos:

Fórmula	N. TRADICIONAL	N. SISTEMÁTICA
HF		
HCl		
HBr		
HI		





### 1. SALES NEUTRAS.

NOTA: Carburo de calcio  $\text{CaC}_2$ , Carburo de hierro  $\text{Fe}_3\text{C}$

Las combinaciones de los metales con los no-metales de los grupos [7B (F, Cl, Br, I)], [6B (S, Se, Te)], [5B (N, P, As)], [4B (C, Si)] y [3B (B)] dan lugar a sales binarias.

Su fórmula general es  $\text{M}_x\text{X}_m$ , donde  $M$  = metal,  $X$  = no-metal y  $x$  = valencia del no-metal,  $m$  = valencia del metal.

Debe tenerse en cuenta que, salvo en contadas excepciones, la valencia de los no-metales en estos compuestos es siempre la menor de la valencia positiva (cuando pueden tener varias), así:

Grupo	Elementos	Valencia
Halógenos	F, Cl, Br, I	-1
Calcógenos Anfigenos	S, Se, Te	-2
Nitrogenoideos	N, P, As	-3
Carbonoideos	C, Si	-4
Térreos	B	-3

En la nomenclatura sistemática, los compuestos con elementos monovalentes se pueden nombrar sin prefijos. No se emplea prefijos en los compuestos monovalentes, pero se acepta, a modo de información.

Nombra los siguientes compuestos:

Fórmula	N. TRADICIONAL	N. STOCK	N. SISTEMÁTICA
$\text{CaF}_2$			
$\text{FeCl}_2$			
$\text{FeCl}_3$			
$\text{PbI}_2$			
KBr			
$\text{CuBr}_2$			

Formula las sales binarias siguientes:

Fórmula	Fórmula
Cloruro de cobre (I)	Cloruro de cesio
Bromuro de calcio	Fluoruro de aluminio
Yoduro de bario	Cloruro de titanio (III)
Cloruro de litio	Yoduro de zirconio (III)

#### 4. LAS REACCIONES NUCLEARES

## La radiactividad



Como ya te contamos en el capítulo 1, en 1896, Antoine-Henri Becquerel estaba seguro de que los rayos X descubiertos un año antes por Wilhelm Roëntgen tenían relación directa con los fenómenos de fluorescencia. Para comprobarlo, colocaba sales de uranio sobre una placa fotográfica envuelta en papel negro y las exponía al sol. Entonces, el uranio emitía una energía que se evidenciaba como manchas negras al revelar las placas. Sin embargo, en un día nublado su hipótesis se desbarató. A pesar de no recibir ningún aporte de energía externo, el uranio emitía radiaciones capaces de atravesar el papel e impresionar la placa. Estos experimentos fueron los que inspiraron las investigaciones de otros científicos, entre ellos, la química y física polaca (nacionalizada francesa) Marie Skłodowska de Curie y su esposo, el físico francés Pierre Curie, quienes denominaron al fenómeno radiactividad y, además, descubrieron, como ya sabés, el polonio y el radio, dos elementos radiactivos.

¿A qué se deben las emisiones radiactivas espontáneas de algunos elementos químicos? ¿En qué parte del átomo ocurren? Hasta fines del siglo XIX, las reacciones químicas ordinarias fueron las únicas conocidas y estudiadas por los científicos. Sin embargo, a partir del descubrimiento de los rayos X y la radiactividad, ellos se dieron cuenta de que estos fenómenos se debían a **reacciones nucleares**. Las características de estas reacciones resultaron muy particulares.

- A diferencia de las reacciones químicas ordinarias, en las que hay un reordenamiento entre los electrones de los niveles energéticos externos del átomo por ruptura de uniones químicas y formación de otras, en las **reacciones nucleares** se producen cambios en los núcleos atómicos.
- En comparación con las reacciones químicas ordinarias que liberan o absorben cantidades discretas o pequeñas de energía, las reacciones nucleares liberan grandes cantidades de energía.

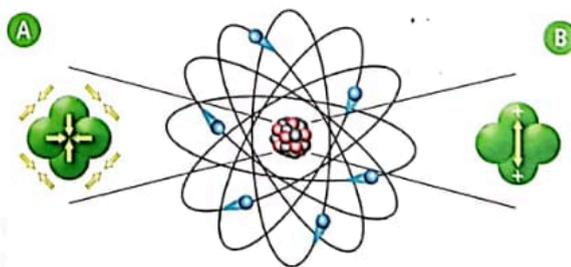
### La estabilidad del núcleo atómico

Como ya estudiaste, un átomo está formado por tres tipos de partículas:

- los protones y los neutrones –también llamados nucleones– se encuentran concentrados en una zona central o núcleo atómico (también llamado nucleido), caracterizado por un número atómico (**Z**) que es igual al número de protones, **N**, que corresponde al número de neutrones, y un número másico (**A**), donde **A** es igual a **Z + N** (como vimos en el capítulo 1);
- los electrones, en tanto, giran alrededor de este núcleo.

Ahora bien, si los protones poseen carga positiva, podría esperarse que se repelan entre sí. Eso provocaría la destrucción del núcleo. Sin embargo, en la mayoría de los átomos esto no sucede porque en el núcleo existen fuerzas de atracción muy fuertes, llamadas **fuerzas hadrónicas**, que mantienen unidos a protones y neutrones. Las fuerzas de repulsión resultan mucho más débiles. Además, la proporción de neutrones y protones que posee el núcleo contribuye a su estabilidad. De esta manera, los núcleos ligeros presentan una determinada estabilidad, cuando el número de protones es igual al de neutrones (**N = Z**); para núcleos más pesados, la estabilidad se consigue cuando **N > Z**.

Sin embargo, no en todos los casos es así. Algunos átomos tienen núcleos inestables donde las fuerzas de repulsión superan a las de atracción. Entonces, estos núcleos se desintegran espontáneamente, y al “romperse” liberan energía. En consecuencia, afirmamos que se produce un **decaimiento** de un núcleo inestable a uno estable.

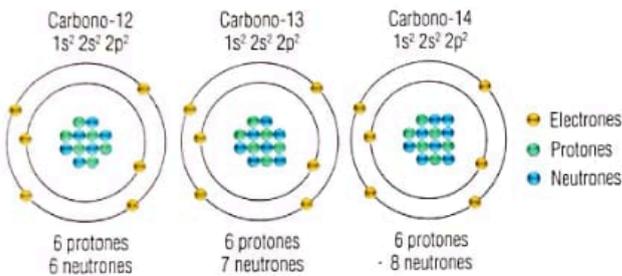


Los protones y los neutrones se atraen entre sí debido a las fuerzas hadrónicas (A). Los protones se repelen entre sí por la fuerza eléctrica, pero esta resulta mucho más débil (B). Por lo tanto, el núcleo se mantiene cohesionado.

## Los radioisótopos

Como indicamos en la página anterior, en átomos pesados es necesario un número cada vez mayor de neutrones ( $N > Z$ ) para mantener unido el núcleo atómico. Ahora bien, si la masa de un átomo es muy grande, el número de neutrones puede variar. Este fenómeno genera diferentes **isótopos**, es decir, átomos del mismo elemento que poseen igual cantidad de protones ( $Z$ ) y distinta cantidad de neutrones ( $N$ ) y, por lo tanto, diferente número másico ( $A$ ) y, como consecuencia, distinta masa atómica.

Los isótopos pueden ser estables en el tiempo o inestables. Estos últimos son radiactivos y tienden a decaer, emitiendo diferentes tipos de radiaciones, como veremos más adelante. A los isótopos radiactivos se los conoce como **radioisótopos** (o radionucleidos).



De todos los isótopos del carbono que se encuentran en la naturaleza, el carbono-12 —casi el 99% del total— y el carbono-13 son estables. El carbono-14, en cambio, es radiactivo.

### Semivida de un radioisótopo

El decaimiento de un núcleo inestable es un proceso al azar. No podemos saber cuándo un determinado núcleo decaerá. Pero conocemos que el número de núcleos radiactivos disminuye con el tiempo, al igual que la rapidez del decaimiento. El **tiempo de decaimiento** depende de la probabilidad de que ese núcleo libere la energía y decaiga en un elemento estable.

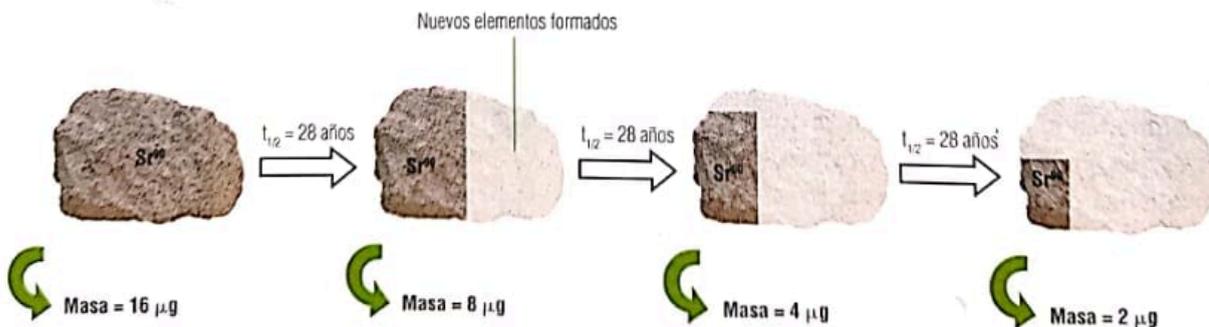
Para una gran cantidad de átomos —como la que hay en cualquier muestra macroscópica de un material—, puede predecirse estadísticamente cuántos de ellos habrán decaído después de cierto intervalo de tiempo. Como el período de decaimiento varía según el radioisótopo, se define su **semivida** o **vida media** como el intervalo de tiempo que tardan en decaer la mitad de los núcleos originales. Veamos el ejemplo del estroncio-90.

La semivida de este radioisótopo es de aproximadamente 28 años. Esto quiere decir que cada 28 años la actividad radiactiva del estroncio-90 se reduce a la mitad. Por lo tanto, su masa y el número de átomos también disminuyen a la mitad.

Cada radioisótopo tiene una semivida característica que no depende de la cantidad inicial de ese radioisótopo, ni de factores como la presión, la temperatura o la composición química. Por ejemplo:

Radioisótopo	Semivida
Uranio-238	5.000.000.000 de años
Uranio-235	700.000.000 de años
Uranio-234	200.000 años
Plutonio-239	24.000 años
Carbono-14	5.730 años
Cesio-137	30 años
Cobalto-60	5 años
Yodo-131	8 días
Bario-143	12 segundos
Polonio-213	$4 \cdot 10^{-6}$ segundos

La semivida de un radioisótopo puede variar entre millones de años y fracciones de segundo.

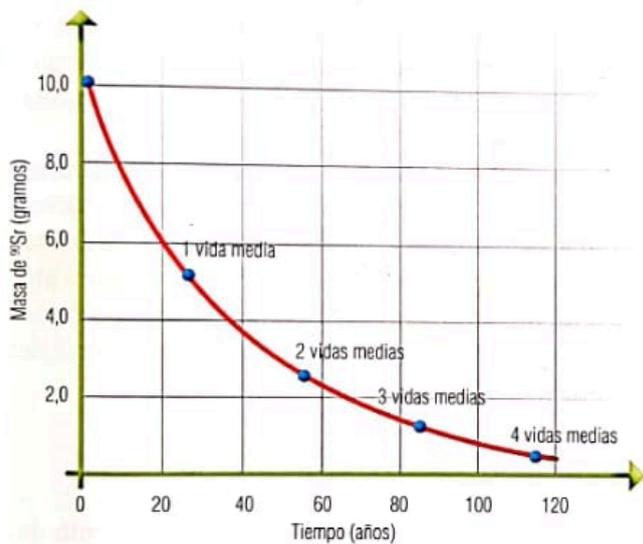


Cada 28 años el estroncio-90 se reduce a la mitad, entonces, su vida media es aproximadamente 28 años.



## Curvas de decaimiento

Gráficamente, podemos representar el proceso de decaimiento radiactivo mediante una **curva de decaimiento**. Sigamos con el ejemplo del estroncio-90, cuya semivida es de alrededor de 28 años: si tuviésemos una masa inicial de estroncio-90 de 10 g, al cabo de 28 años, quedarían 5 g y después de 56 años, 2,5 g. Es decir, después de dos semividas la cantidad se reduce a la cuarta parte. Si representamos la masa restante de estroncio-90 en función del tiempo transcurrido, obtendremos la curva de decaimiento para el estroncio-90.



Podemos calcular la fracción restante del radioisótopo original al cabo de un número dado de vidas medias, mediante la ecuación:

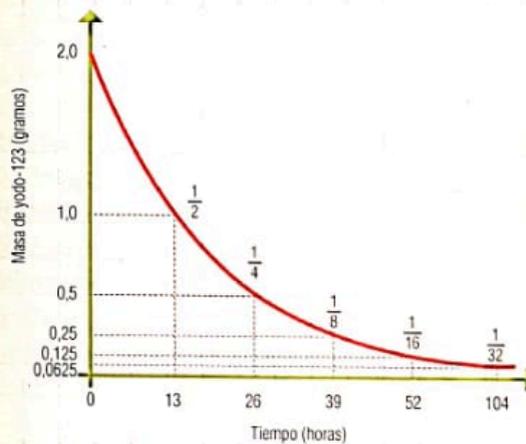
$$f = \frac{1}{2^n}$$

Donde **f** es la fracción restante y **n**, el número de vidas medias transcurridas.



**El yodo-123 es un radioisótopo muy utilizado en medicina nuclear. Su semivida es de 13 horas. Si consideramos una masa inicial de 2,0 g de ese radioisótopo, ¿podemos decir que en 52 horas, la masa de yodo-123 será de 0,125 g? ¿O que la fracción de muestra de yodo-123 que queda al cabo de 39 horas es de 0,125 g? ¿Cuál de estas conclusiones es la correcta?**

Si sabemos que la semivida del yodo-123 es de 13 horas y su masa inicial es de 2,0 g, realizamos una curva de decaimiento.



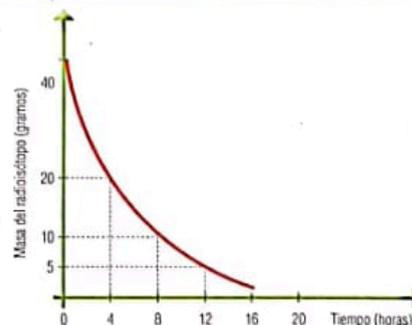
Luego de analizar la curva podemos establecer que:

**Es correcta la primera afirmación. Después de 52 horas o 4 semividas, la masa del yodo-123 es de 0,125 g.**

**La segunda afirmación es incorrecta. Al analizar la curva de decaimiento se observa que, al cabo de 39 horas, la fracción restante es de 0,25 g.**

¿?

- ¿Cuál es la semivida de un radioisótopo que presenta la curva de decaimiento que se observa en el gráfico de la derecha?
- Ciertos laboratorios usan el fósforo-32, cuya semivida es de 14 días, para estudiar algunos procesos que ocurren dentro de las células vivas. Si reciben una muestra de 20 g de ese radioisótopo, ¿qué masa de radioisótopo quedará después de 70 días?





## Las familias radiactivas

Los isótopos inestables van decayendo mediante cadenas de desintegración, pasando de un isótopo radiactivo a otro llamado "hijo", que también decae en otro isótopo hasta conformar un isótopo estable. A estos sucesivos decaimientos se los conoce como **familia** o **serie radiactiva**. En la naturaleza existen tres series radiactivas:

Serie	Isótopo de partida	Semivida (años)	Producto final estable
Uranio	${}_{92}^{238}\text{U}$	$4,47 \cdot 10^9$	${}_{82}^{206}\text{Pb}$
Actinio	${}_{92}^{235}\text{U}$	$7,04 \cdot 10^8$	${}_{82}^{207}\text{Pb}$
Torio	${}_{90}^{232}\text{Th}$	$1,41 \cdot 10^{10}$	${}_{82}^{208}\text{Pb}$

Tabla en la que se muestran las tres familias radiactivas, el isótopo de partida, su semivida y el elemento estable final. La familia del uranio-235 se conoce como familia del actinio, porque antes se pensaba que el decaimiento partía de este isótopo.

## Tipos de decaimiento radiactivo

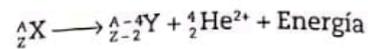
¿Qué es lo que emite un elemento radiactivo cuando se produce su desintegración nuclear? ¿Qué son exactamente las radiaciones: haces de energía o partículas? En la actualidad se acepta que cuando se produce una desintegración nuclear pueden emitirse tres tipos de radiaciones: partículas alfa, partículas beta y rayos gamma. Estas radiaciones se emiten a diferentes velocidades y tienen distintas capacidades de ionizar y penetrar la materia.

### Partículas alfa

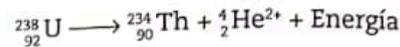
Las **partículas alfa** ( $\alpha$ ) están formadas por dos neutrones y dos protones, tienen una masa de cuatro una y dos cargas positivas, equivalentes a un núcleo de helio. Como la masa y el volumen de estas partículas son relativamente elevados, estas radiaciones viajan a poca velocidad, con trayectorias prácticamente rectilíneas. Por lo tanto, tienen un **poder de penetración bajo**. No llegan a pasar la piel de un ser humano, aunque son peligrosas si se ingieren o inhalan.

Además, si las partículas alfa chocan con los electrones periféricos de algún átomo, pueden arrancarlos y provocar la ionización atómica. Por ello, afirmamos que las partículas alfa tienen **poder ionizante**.

Cuando un átomo radiactivo emite una partícula alfa, la masa atómica (**A**) del átomo resultante disminuye en cuatro unidades y el número atómico (**Z**), en dos, según la ecuación general:



Por ejemplo, el decaimiento del uranio-238 conduce a la aparición de un átomo de torio y un núcleo de helio, y se representa de la siguiente manera:

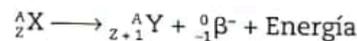


### Partículas beta

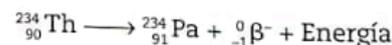
Las **partículas beta** ( $\beta$ ) abandonan el átomo a una velocidad cercana a la de la luz con una trayectoria sinuosa, condición que les permite atravesar algunos materiales. Tienen menor poder ionizante que las partículas alfa pero mayor poder de penetración. Se pueden detener con una lámina de aluminio. Del mismo modo que las partículas alfa, las beta son peligrosas cuando se ingieren o inhalan.

Existen dos tipos de partículas beta ( $\beta$ ) emitidas por un núcleo inestable:

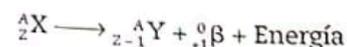
Las **negativas** ( ${}_{-1}^0\beta^-$ ). Son idénticas a los electrones, es decir que tienen carga (-1) y su masa es 7.000 veces más pequeña que la de las partículas alfa. En este caso, a partir del elemento de origen el número atómico (**Z**) aumenta en una unidad y la masa atómica (**A**) se mantiene constante. La ecuación general del decaimiento se representa como:



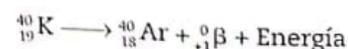
Un ejemplo para este caso es el decaimiento del torio-234 a protactinio-234, cuya ecuación es:



Las **positivas** o **positrones** ( ${}_{+1}^0\beta^+$ ). Su masa es igual a la de un electrón pero con carga positiva. En este caso, **Z** disminuye en una unidad, mientras que **A** se mantiene constante. La ecuación general de decaimiento es la siguiente:



Un ejemplo de decaimiento beta positivo es el del potasio-40 a argón-40, según la ecuación:

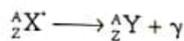




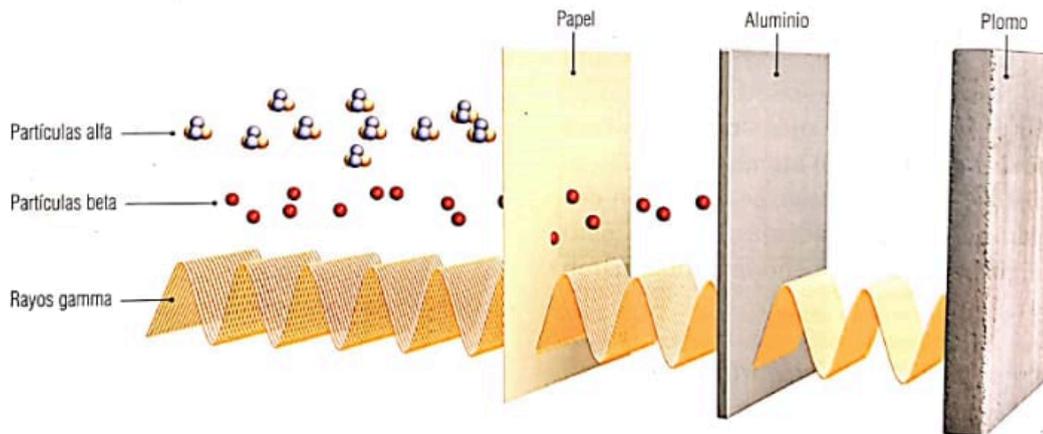
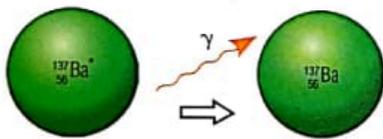
## Rayos gamma

La naturaleza de los **rayos gamma** ( $\gamma$ ) es muy distinta a la de las partículas alfa y beta. Se trata de ondas electromagnéticas idénticas a la luz, pero con un contenido energético muy superior. Esas propiedades hacen que estos rayos, desprovistos de masa, sean muy veloces y capaces de atravesar la materia sin ionizarla, así como de realizar amplios recorridos sin que los frene ningún obstáculo. Son **muy penetrantes**. Para detenerlos hay que interponer en su camino una gruesa lámina de plomo.

En muchos casos, las radiaciones gamma se emiten después de un decaimiento alfa o beta, como un modo de recuperar la estabilidad del núcleo después de permanecer en estado de excitación debido a las emisiones precedentes. La ecuación general que simboliza un decaimiento gamma es:



Por ejemplo, un núcleo inestable de bario-137 se estabiliza emitiendo radiación gamma.



Poder de penetración de los diferentes tipos de radiaciones. Las partículas alfa son frenadas por una hoja de papel; las partículas beta, por una lámina de aluminio, y las radiaciones gamma, solo por un grueso bloque de plomo.

## Radioprotección

El uso y la manipulación de radioisótopos deben ir acompañados de una necesaria **protección** contra las radiaciones, a la que se denomina **radioprotección**.

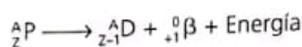
Las dosis de radiación recibida dependen de tres factores: la distancia entre la fuente y el operador –cuanto más lejos esté el operador de la fuente radiactiva menor será la dosis de radiación recibida–; el tiempo de permanencia –cuanto menor sea el tiempo empleado en cualquier procedimiento menor será la dosis de radiación recibida–; y el tipo de blindaje –los muros de hormigón, las láminas de plomo y los cristales enriquecidos con plomo brindan mayor protección–.

Aquellas personas que trabajan en las centrales nucleares, en los centros de medicina nuclear o atómicos cuentan con dispositivos de protección, como delantales plomados, protecciones para el cuello, etc., para evitar los efectos nocivos de la radiación.

Por otra parte, los controles dosimétricos permiten establecer cuál es la probabilidad de contaminación radiactiva y cuál es la irradiación efectiva que recibe el personal afectado. En la mayoría de los procedimientos se ha comprobado que se exponen a dosis relativamente bajas de irradiación.

¿?

- ¿Qué tipo de decaimiento está representado en la siguiente ecuación? Justificá tu respuesta.



- Escribí la ecuación para el decaimiento...
  - ...alfa del plutonio-239 ( $Z = 94$ ) en uranio-235 ( $Z = 92$ ).
  - ...beta del carbono-14 ( $Z = 6$ ) en nitrógeno-14 ( $Z = 7$ ).



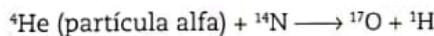
## Tipos de reacciones nucleares

Ya sabemos que cuando, en la naturaleza, un isótopo inestable emite partículas radiactivas o radiaciones electromagnéticas, se transforma en otro estable, de menor masa atómica. A este fenómeno de decaimiento o conversión del núcleo de un elemento en el núcleo de otro o del mismo pero con distinta cantidad de neutrones se lo denomina **transmutación natural**. Pero, como veremos a continuación, también existen transmutaciones generadas por el ser humano.

La  **fisión nuclear**  es una transmutación, ya que a partir de núcleos de un elemento se forman núcleos de elementos de menor masa atómica.

### La fisión nuclear

Las transmutaciones que se producen en la naturaleza son espontáneas, aunque no muy usuales. Sin embargo, hay otras que pueden producirse en el laboratorio de manera **inducida o artificial**. El primer científico que logró una reacción nuclear inducida o **transmutación artificial** fue Ernest Rutherford, en 1919, cuando "bombardeó" una muestra de nitrógeno con partículas alfa. La ecuación correspondiente es:



El nitrógeno se transmutó en oxígeno. En la actualidad, la transmutación artificial es una herramienta importante en la producción de radioisótopos artificiales.

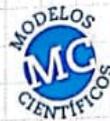
En 1938, los científicos alemanes Otto Hahn y Fritz Strassman descubrieron que el átomo uranio-235, al ser bombardeado por un neutrón, se dividía en dos trozos de masas similares y, además, liberaba neutrones y energía. A este fenómeno lo denominaron  **fisión nuclear** .

### Reacción en cadena y controlada

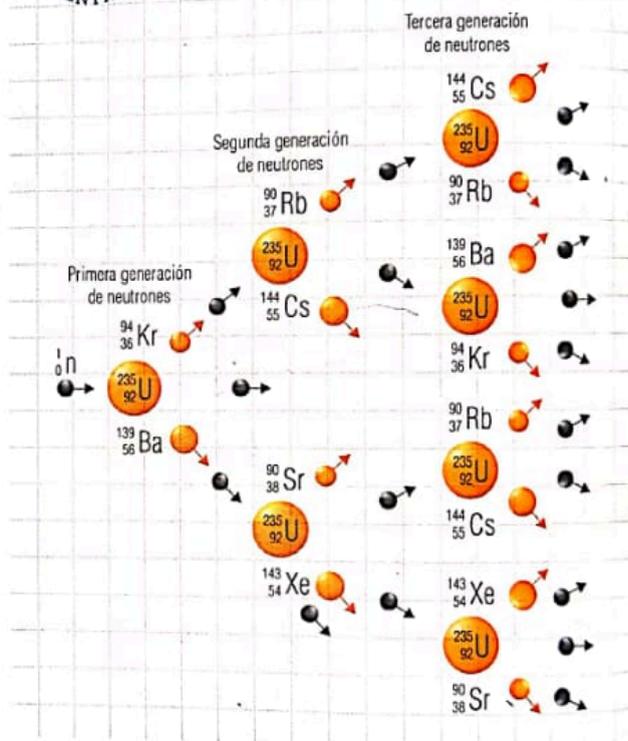
La primera reacción de fisión nuclear estudiada fue la del uranio-235. Este elemento fue bombardeado con neutrones, y se produjeron más de treinta elementos distintos, la liberación de gran cantidad de energía y nuevos neutrones. Esta última propiedad hace posible una reacción nuclear en cadena, que corresponde a una secuencia de reacciones de fisión nuclear sostenidas en el tiempo.

Para aumentar la probabilidad de que, después de la fisión de un núcleo de uranio, los neutrones emitidos encuentren otros núcleos de uranio-235 y, de ese

modo, se mantenga la reacción en cadena, es necesario que haya una gran concentración de ese isótopo. Sin embargo, la proporción de uranio-235, en el mineral de uranio, con respecto al uranio-238 es de apenas el 0,7%. Para obtener una mayor concentración de uranio-235 se realiza un proceso conocido como enriquecimiento de uranio. Esta forma enriquecida es la que se utiliza en los reactores de las centrales nucleares de producción de energía eléctrica, como veremos más adelante.



El modelo científico que representa la fisión nuclear de uranio-235 es el siguiente:



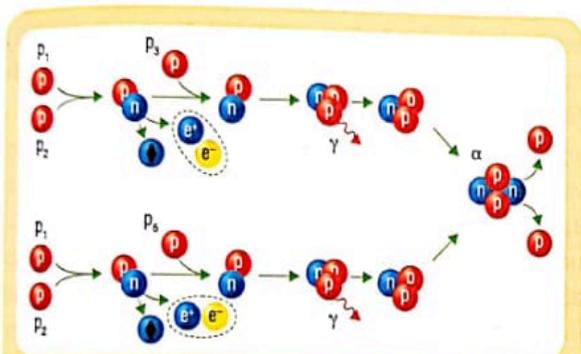
Si la fisión del uranio fuese descontrolada, la reacción sería explosiva. En 1942, el físico Enrico Fermi logró por primera vez una **reacción nuclear en cadena controlada**. En su experimento utilizó sustancias moderadoras (que suelen ser grafito o agua pesada) para reducir la velocidad de los neutrones que provocan nuevas fisiones. El grafito es una variedad alotrópica del carbono y el agua pesada es una sustancia cuya molécula tiene una composición química equivalente al agua, en la que los dos átomos de hidrógeno son reemplazados por deuterio: un isótopo del hidrógeno, conocido como "hidrógeno pesado".

## La fusión nuclear

La fusión nuclear es una reacción en cadena en la que núcleos livianos se funden para formar otros más pesados, con liberación de gran cantidad de energía.

En 1938, el físico Hans Bethe desarrolló una teoría mediante la cual demostró que la energía liberada por las estrellas proviene de reacciones de fusión nuclear.

Estas ocurren en varias etapas, en las que el hidrógeno se transforma en helio.



**Ciclo protón-protón.** El símbolo ♦ se refiere al neutrino, una partícula subatómica de masa casi nula. Esta es una reacción en cadena en la que interactúan dos protones y originan un núcleo de deuterio y un positrón ( $e^+$ ). El deuterio se fusiona con otro protón, libera radiación gamma y forma un núcleo de helio-3. Finalmente, dos núcleos de helio se fusionan y originan un núcleo de helio y dos protones. Así, recomienza el ciclo.

El proceso de fusión nuclear es limpio porque no elimina desechos radiactivos y es seguro en su ejecución. Sin embargo, la producción de energía a partir de la fusión nuclear aún se encuentra en etapa experimental.

## Las reacciones nucleares y la energía

Como expusimos al comienzo del capítulo, las reacciones nucleares –tanto la fusión como la fisión– se producen en el núcleo atómico, a diferencia de lo que sucede en las reacciones químicas comunes, en las que se genera un reordenamiento electrónico.

En ambos tipos de reacciones hay intercambio de energía, pero en las nucleares esa energía es muchísimo mayor. Por ejemplo, una tonelada de combustible nuclear produce la misma cantidad de energía que 146.296 toneladas de carbón. ¿Y por qué es tan notoria esta diferencia?

Varios científicos se dedicaron a estudiar este asunto, entre ellos Albert Einstein. Él comprobó algo muy interesante: en las reacciones nucleares, no se conserva la masa, lo que sí se conserva en cualquier reacción nuclear es la cantidad total de nucleones.

Tanto en la fisión como en la fusión nucleares, la masa de los productos es menor que la de los núcleos que reaccionan. Esta diferencia se libera como energía en las radiaciones. En otras palabras, **la masa se transforma en energía**. Además, Einstein formuló una ecuación que permite calcular cuánta energía ( $E$ ) se libera cuando desaparece determinada cantidad de masa ( $m$ ):

$$E = m \cdot c^2$$

donde  $c$  es la velocidad de la luz en el vacío ( $300.000 \text{ km/s}^2$ ).

Este es el fundamento en que se basan la bomba atómica, los reactores nucleares y la bomba de hidrógeno.

En las reacciones químicas comunes también hay una pequeña cantidad de masa que se convierte en energía, pero es tan ínfima que resulta despreciable. Por eso, continuamos considerando para ellas la ley de conservación de la masa enunciada por Lavoisier.

Partícula	Masa (uma)	Equivalencia en MeV = $10^6$ eV
Hidrógeno	1,007825	938,8
Neutrón	1,008665	939,6
Protón	1,007276	938,3
Electrón ( $e^-$ ) y positrón ( $e^+$ )	0,00054858	0,511

Masa del hidrógeno y algunas partículas, y su equivalencia masa-energía ( $1 \text{ uma} = 931,5 \text{ MeV}$ ). El electronvoltio, abreviado como eV, es una unidad de energía equivalente a la energía intercambiada por un electrón cuando se lo somete a una diferencia de potencial de 1 voltio y MeV es un múltiplo de esta unidad, significa megaelectronvoltio.



# Las centrales nucleares

Las **centrales nucleares** se consideran centrales termoeléctricas, ya que generan vapor de agua, aprovechable para la producción de energía eléctrica. Están constituidas por un reactor, un sistema de generación eléctrica y torres de refrigeración con agua.

En los **reactores nucleares** se producen reacciones en cadena de fisión controlada, en las que los neutrones liberados volverán a producir la fisión de otros núcleos y así sucesivamente, liberando gran cantidad de energía. La transformación de la energía nuclear en electricidad ocurre en etapas.

1. Se produce la fisión de los núcleos de uranio en el reactor nuclear. Esto emite gran cantidad de energía en forma de calor.
2. El calor liberado eleva la temperatura del agua en la **caldera** hasta el punto de ebullición.
3. El vapor de agua así formado es conducido hasta unas **turbinas** que, a su paso, comienzan a girar.
4. Un **generador** transforma la energía cinética de las turbinas en energía eléctrica, que luego se distribuye para su consumo posterior.

En las centrales nucleares, el control de la temperatura de reacción es fundamental. Se necesita un **sistema de refrigeración** que disminuya la temperatura del agua para que pueda volver a la caldera. El agua caliente que se elimina tiene que enfriarse antes de devolverla al ambiente acuático, para evitar que esos ambientes se alteren.

## El reactor nuclear

El reactor nuclear es, básicamente, un recipiente en cuyo interior se deposita el combustible nuclear (uranio-238, enriquecido en uranio-235). Ese combustible se suele introducir en forma de pastillas en una serie de tubos. Los componentes del reactor, que se describen en la ilustración, son varios.

## Consecuencias del uso de la energía nuclear

Una consecuencia negativa del uso de la energía nuclear, además de la posibilidad de que se produzcan accidentes nucleares, es la generación de residuos nucleares.

Estos pueden ser de **baja actividad**, como los provenientes de la producción de radioisótopos y sus aplicaciones en diversas actividades. En general, tienen semividas menores a los treinta años y pueden almacenarse en depósitos superficiales.

Por otra parte, los residuos nucleares de **alta actividad** son subproductos de la fisión nuclear en los reactores nucleares y representan el mayor porcentaje de residuos. Son los más peligrosos, ya que emiten altas dosis de radiación y tienen semividas de miles o millones de años. Deben almacenarse en depósitos geológicos profundos o depósitos temporales de superficie especialmente construidos para ese fin.

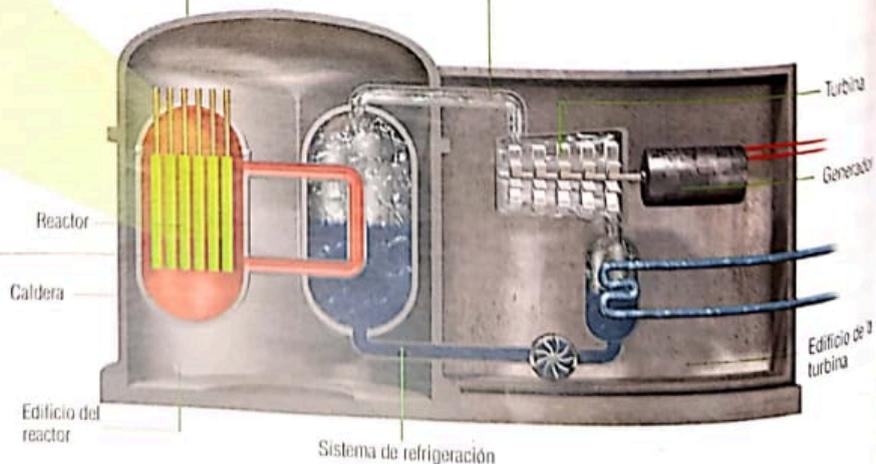


Barras de control elaboradas con cadmio, que absorben los neutrones y los dirigen afuera del reactor con el fin de controlar la velocidad de las fisiones.

Material moderador, por lo general grafito o agua pesada (en nuestro país se usa esta última), que rodea al combustible. Sirve para desacelerar los neutrones y aumentar la posibilidad de que fisionen a otros núcleos, ya que los neutrones rápidos no generan fisión.

Sistema de blindaje con paredes gruesas de hormigón armado revestidas de plomo, que evita la fuga de radiaciones gamma al exterior del reactor.

Sistema de transferencia de energía calórica que remueve el calor producido en el reactor, para transportarlo hacia el sistema generador de vapor de agua.





## Aplicaciones de los radioisótopos

Además de producir energía eléctrica, en algunos reactores nucleares se pueden obtener radioisótopos que tienen aplicaciones, en especial, en medicina, agricultura e industria. Veamos algunas de ellas...

### Marcadores en procesos químicos y biológicos

Una de las aplicaciones más importantes de los radioisótopos es su utilización como **trazadores** o **marcadores** en los procesos químicos y biológicos. ¿De qué se trata? La técnica general es la siguiente: el radioisótopo se introduce en un organismo vivo o en cualquier otro material, con el objeto de seguir su trayectoria a través de las radiaciones que emite. Luego, es posible conocer los procesos que involucran esos átomos. En **medicina**, los trazadores se incorporan en medicamentos o fármacos, llamados **radiofármacos**, y se utilizan en el diagnóstico de enfermedades. Los trazadores usados deben tener una semivida relativamente corta, para no alterar los órganos y tejidos que se estudiarán.

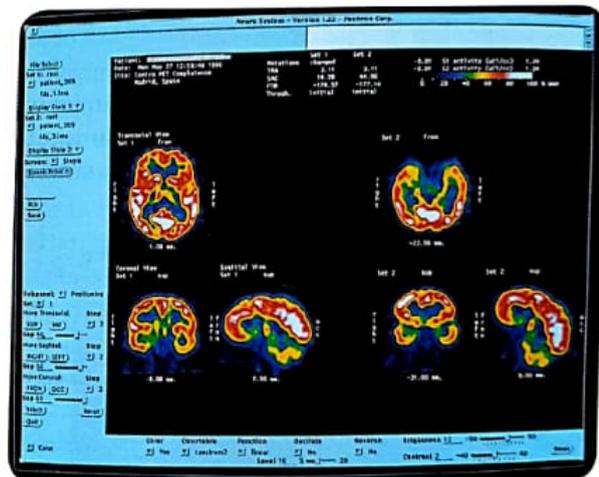
La técnica consiste en administrar un radiofármaco al paciente en dosis pequeñas, ya sea por inyección intravenosa, ingestión oral o inhalación. Luego, mediante un detector de radiaciones, se sigue el recorrido del radiofármaco hasta que se concentre en un tejido o un órgano. La radiación emitida por el trazador permite crear la imagen del órgano, que se transmite a una computadora y se reproduce en una pantalla. De esta manera, se estudia con detalle la estructura y el funcionamiento de la parte del cuerpo en cuestión. En la mayor parte de los casos, el detector es un centellador y, como los centelleos "dibujan" el órgano, la técnica se denomina **centellografía**.

Los trazadores más utilizados son el yodo-131 para diagnosticar enfermedades de la tiroides, el gadolinio-153 para densitometrías óseas, el cromo-51 para el bazo y el tecnecio-99 para obtener imágenes de órganos como el corazón, el hígado y los pulmones.

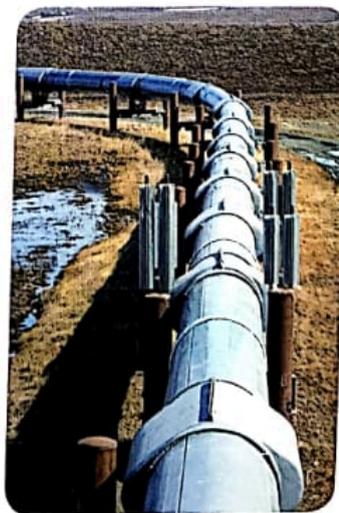
Otra aplicación diagnóstica, utilizada en neurología, cardiología y oncología, es la **tomografía por emisión de positrones (PET)**, por sus siglas en inglés). Para su realización, se inyecta al paciente un radiofármaco con un trazador que emite positrones, lo que permite obtener una imagen. Los trazadores más usados en este tipo de estudio son el flúor-18, el carbono-11 y el nitrógeno-13.

En la **industria**, los trazadores radiactivos permiten localizar fugas de líquidos o de gases que se transportan a través de cañerías. Por ejemplo, en un oleoducto o en un gasoducto. Los más usados son el cromo-51, el yodo-131, el tritio, el oro-198 y el bromo-82.

En **agricultura**, los trazadores se aprovechan en el estudio de la efectividad de los nutrientes sobre distintos cultivos. Para ello, se preparan fertilizantes marcados con trazadores, generalmente fósforo-32, que se aplican a las plantaciones en tiempos y lugares diferentes. Mediante la detección de las radiaciones, es posible determinar qué cantidad de nutrientes capta la planta y en qué época del año se debe aplicar el fertilizante para obtener una mayor productividad.



Estudio del metabolismo cerebral mediante la técnica de PET (tomografía por emisión de positrones).



Oleoducto donde se utilizan trazadores radiactivos para detectar fugas de petróleo.



## Uso del efecto ionizante de las radiaciones

Ya indicamos que las radiaciones tienen efectos ionizantes. En muchos casos, estas pueden producir daños indeseables en la materia, de allí que se tomen medidas de precaución extremas cuando se las utiliza. Pero si se emplean en forma controlada, el efecto ionizante puede resultar muy útil.

- **En medicina.** La **radioterapia** es una técnica que se emplea en el tratamiento contra el cáncer. Consiste en irradiar el tumor para destruir las células cancerosas. Esta irradiación debe ser muy controlada para evitar que se dañen los tejidos y órganos circundantes. Comúnmente, se realiza con haces de electrones acelerados en un equipo denominado **acelerador lineal**, con rayos X de alta energía o con fuentes de radiación gamma, como el cobalto-60. Para el tratamiento de algunos cánceres, se introduce el emisor radiactivo encapsulado (cobalto-60, cesio-137, estroncio-90 o iridio-192) en la zona del tumor. Una vez concluido el procedimiento, no queda resto radiactivo en el objeto. Asimismo, las emisiones radiactivas se usan para esterilizar material quirúrgico, como agujas y jeringas.



La radioterapia es un tratamiento médico que se usa para atacar distintos tipos de cánceres.

- **En alimentos.** La irradiación es un método de conservación, comparable al frío o el calor. Consiste en exponer el alimento a la acción de las radiaciones ionizantes durante un cierto lapso, que es proporcional a la cantidad de energía que deseamos que aquel absorba. Suelen utilizarse haces de electrones, rayos X o rayos gamma emitidos por el cobalto-60 o el cesio-137. De acuerdo con la energía entregada, se pueden lograr distintos efectos: retardar o inhibir la brotación de papas, cebollas y ajos, descontaminar hierbas y especias, retardar la maduración de frutas tropicales, demorar la senescencia de champiñones y espárragos, eliminar microorganismos de diversas frutas y verduras. Todo ello sin afectar la calidad de los alimentos.



Las radiaciones destruyen los microorganismos que pueden producir la descomposición de las frutas sin alterar sus características organolépticas.

- **En agricultura.** Mediante el empleo de radiaciones ionizantes se pueden irradiar semillas para producir modificaciones en el material genético y lograr cultivos con mayor rendimiento o más resistentes a las plagas. Las radiaciones ionizantes también se utilizan en el control de estas últimas.
- **En el tratamiento de efluentes.** Las radiaciones ionizantes se emplean para eliminar contaminantes químicos y microorganismos patógenos.

## DERRIBANDO MITOS

Dm

### ¿Es cierto que los alimentos irradiados se convierten en radiactivos?

Mucha gente piensa que si un alimento fue irradiado, al ingerirlo recibiremos radiactividad. Pero no es así. Durante la irradiación, los alimentos se mueven a través de un campo energético, pero nunca tocan la fuente de energía. La cantidad de energía y el tipo de radiación utilizada son suficientes para eliminar brotes indeseados, bacterias, hongos e insectos pero no para hacer que los alimentos se vuelvan radiactivos. Este método ayuda a mantener los alimentos de manera más segura y hace posible su conservación durante más tiempo en mejores condiciones.





## Datación de restos fósiles

Hasta acá vimos las principales aplicaciones de los radioisótopos obtenidos artificialmente. Pero también los seres humanos le hemos encontrado utilidad a los radioisótopos naturales. Para ello es necesario tener en cuenta que gran parte de las radiaciones que recibimos, alrededor del 86%, proviene de radioisótopos naturales, por ejemplo, los rayos cósmicos que irradian la Tierra e interactúan con la atmósfera; la radiación terrestre proveniente de las rocas, el agua y el aire; la radiación que emiten los seres vivos, entre otras.

En 1947, el químico estadounidense Willard Frank Libby desarrolló una técnica, denominada **datación radiométrica**, que aprovecha el uso de las radiaciones naturales para establecer con precisión la edad de las rocas, los restos arqueológicos, las obras de arte, etcétera.

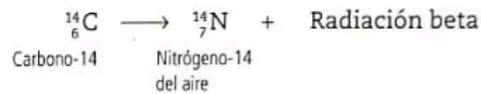
La datación de restos fósiles se realiza con **carbono-14** y se basa en que la composición química de cualquier ser vivo incluye un alto porcentaje de carbono, que está en intercambio permanente con el dióxido de carbono del aire. En las capas superiores de la atmósfera, por efecto de la radiación cósmica, se forma carbono radiactivo según la reacción nuclear:



El isótopo así creado, el carbono-14, es un emisor de partículas beta y tiene una semivida de 5.730 años. Por cada billón de átomos de carbono, hay un átomo de carbono-14, y emite radiaciones. En las capas superiores de la atmósfera, el carbono-14 generado se oxida muy rápido a dióxido de carbono radiactivo ( $^{14}\text{CO}_2$ ). De todo el gas producido, un 2% permanece en el aire, otro 2% se fija en el almidón de las plantas mediante el proceso de la fotosíntesis, y el 96% se disuelve en el agua de los océanos. Así, el carbono-14 llega a la cadena

trófica de la naturaleza, y en toda materia orgánica, viva o muerta, hay trazas de carbono radiactivo: en la madera, en el calcio de los huesos, en la piel.

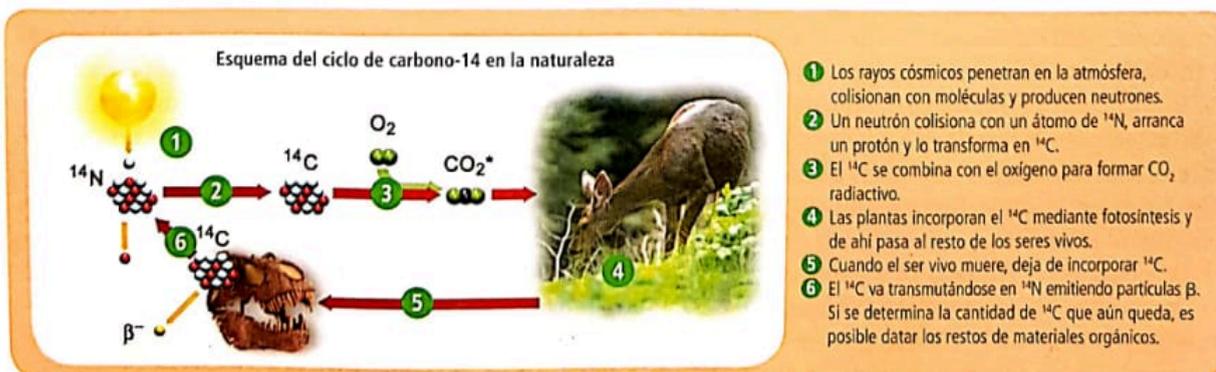
Mientras el organismo está vivo, intercambia carbono con el medio de manera constante y equilibrada; pero cuando muere, el intercambio se interrumpe y la disminución de la concentración de carbono-14 solo depende de la transmutación a través del tiempo. Los átomos que se desintegran no se sustituyen, ya que el organismo muerto no intercambia más materia con el ambiente. La desaparición del carbono-14 responde a la siguiente ecuación:



Si se considera el concepto de semivida, transcurridos 5.730 años de la muerte del organismo, la cantidad de isótopo radiactivo se reduce a la mitad de la que había al inicio. Después de un período equivalente a dos semividas, quedará la cuarta parte de la cantidad original, y así sucesivamente. Entonces, con la ayuda de un detector sensible, se puede determinar el contenido de carbono-14 de un cuerpo orgánico y estimar cuánto tiempo transcurrió desde que el organismo murió.

## Datación de rocas y minerales

Existen procesos de datación más complejos que permiten estimar la edad de las rocas y los minerales. En forma simplificada, la técnica consiste en analizar las proporciones de un isótopo "padre" y uno "hijo" de los que se conoce su semivida. Estos métodos involucran pares de radioisótopos, como potasio-40/argón-40. Con la utilización de estos métodos, los científicos pudieron estimar, por ejemplo, que la edad de la Tierra es de 4,6 billones de años.



## ACTIVIDADES FINALES

1. Marcá con una **X** la opción correcta.
- a) Becquerel descubrió accidentalmente que los cristales de sal de uranio emiten una radiación invisible que puede oscurecer una placa fotográfica. ¿Cómo se llamó a este fenómeno?
- I) Estabilidad nuclear.
  - II) Decaimiento radiactivo.
  - III) Desintegración nuclear.
  - IV) Fuerza electromagnética.
  - V) Radiactividad.
- b) ¿Cuál de los siguientes pares de características corresponden a las fuerzas hadrónicas?
- I) Fuertes y estables.
  - II) Fuertes y débiles.
  - III) Estables e inestables.
  - IV) Débiles e inestables.
  - V) Débiles y estables.
- c) ¿Cuándo se habla de decaimiento radiactivo?
- I) Cuando el átomo absorbe partículas alfa y beta, y rayos gamma hasta alcanzar la estabilidad.
  - II) Cuando el átomo emite partículas alfa y beta, y absorbe rayos gamma hasta alcanzar la estabilidad.
  - III) Cuando el átomo emite partículas alfa hasta alcanzar la estabilidad.
  - IV) Cuando el átomo emite partículas alfa y beta, y rayos gamma, hasta alcanzar la estabilidad.
  - V) Cuando el átomo emite rayos gamma hasta alcanzar la estabilidad.
- d) Si se sabe que la semivida del carbono-14 es de aproximadamente 5.600 años, ¿qué antigüedad tiene un esqueleto que presenta una tasa de radiactividad del 12,5% para ese isótopo?
- I) 22.400 años.
  - II) 5.600 años.
  - III) 16.800 años.
  - IV) 28.000 años.
  - V) 11.200 años.

2. En el proceso de fusión que se genera en las estrellas, cuatro átomos de hidrógeno se funden y forman un átomo de helio. Esto se desarrolla a

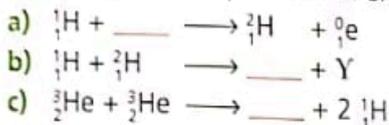
altísimas temperaturas. ¿Cuál de estas alternativas es la correcta? Subrayala.

- a) La transformación de hidrógeno en helio es reversible, lo que posibilita un mayor tiempo de existencia de las estrellas.
- b) Parte de la masa de los cuatro átomos de hidrógeno se transforma en energía durante la fusión.
- c) Hay una pérdida de masa cuando los cuatro átomos de hidrógeno se juntan para formar un átomo de helio.

3. Las siguientes imágenes muestran algunos usos de la radiactividad. Escribe en la carpeta un breve epígrafe para cada una de ellas.



4. Todos los días somos testigos involuntarios de lo que sucede en el interior de las estrellas: el proceso de formación de los elementos químicos. A partir de los átomos de hidrógeno, con temperaturas de millones de grados y enormes presiones, es posible la fusión de los núcleos atómicos. A continuación, completá las siguientes ecuaciones correspondientes a los procesos que ocurren en las estrellas.



5. Te presentamos los resultados incompletos de un experimento imaginario sobre el decaimiento de una muestra de 226 g de radio-226 en su transformación en radón-222. Resolvé las consignas.

a) Completá el cuadro.

Tiempo transcurrido desde el comienzo del experimento (en años)	Masa de Ra-226 (g)	Fración que permanece de la muestra original
0	226	1/1
1.600		1/2
	56,5	1/4
4.800		

- b) ¿Cuál es la semivida del radio-226?  
 c) ¿Se puede usar el radio-226 para determinar la edad de la Tierra? ¿Por qué?  
 d) Construí un gráfico de ejes cartesianos con los datos obtenidos en el cuadro.

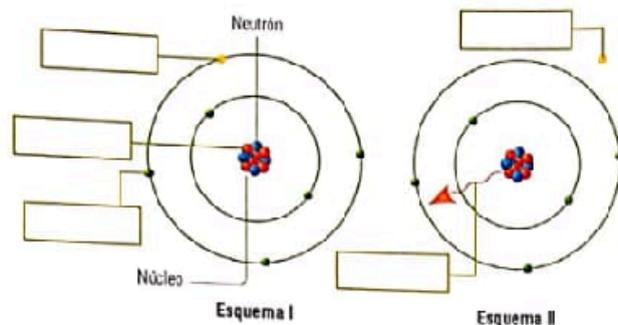
### Leer y escribir en ciencias

9. Resolvé las consignas luego de leer el texto.

*El cobalto-60 es un metal que se caracteriza por emitir energía ionizante en forma de rayos gamma. Esta energía se usa cotidianamente en un amplio espectro de aplicaciones, como la preservación de alimentos, la esterilización de instrumentos quirúrgicos para medicina, el tratamiento de residuos hospitalarios patógenos y el tratamiento de enfermedades tumorales. El cobalto-60 se produce en la Central Nuclear de Embalse Río Tercero, en la provincia de Córdoba. La República Argentina es uno de los principales productores mundiales de este importante radioisótopo.*

Fuente: [www.dioxitek.com.ar](http://www.dioxitek.com.ar)

a) Colocá las referencias que faltan en cada uno de los siguientes esquemas.



b) Decidí qué epígrafe corresponde a cada uno de los esquemas.

*Los átomos que absorben uno de esos neutrones se transforman en cobalto-60, que es un átomo radiactivo y se desintegra emitiendo un rayo gamma y un electrón.*

*El cobalto-59 es un metal, que se expone a un haz de neutrones provenientes del corazón nuclear de la Central Nucleoeléctrica de Embalse Río Tercero.*

c) Planteá la ecuación de formación del cobalto-60.

### Investigar

10. ¿Qué aprendiste sobre las centrales nucleares? Investigá cuántas hay en nuestro país, dónde se encuentran y desde cuándo están en funcionamiento.

### Opinar

11. Desde hace mucho existe una gran discusión acerca de la conveniencia o no de instalar centrales nucleares para producir energía. Eso se debe a que si bien esta forma de producción tiene sus ventajas, también presenta grandes peligros. Investigá y debatí con tus compañeros acerca de los siguientes puntos.
- Ventajas que presenta esta forma de producción de energía.
  - Lugar de instalación de las plantas nucleares.
  - Desventajas de las centrales nucleares.
  - Accidentes ocurridos en centrales nucleares.

## LOS INTERCAMBIOS DE ENERGIA

### 5. INTERCAMBIO DE ENERGIA TERMICA

## El concepto de energía

La palabra "energía" se usa muchísimo en la vida cotidiana. Escuchamos todo el tiempo que debemos cuidar la energía, que tal o cual alimento nos brinda la energía necesaria para nuestras actividades, que las personas pueden tener "buena energía", que se les acabó la energía o que alguien se va de vacaciones para recuperar su energía. Y hasta se dice que ciertos sitios geográficos, como el Machu Picchu en Perú o el cerro Uñtorco en Córdoba, son lugares de "una gran energía". Como ves, el término suele utilizarse con diversidad de acepciones aunque, con mucha frecuencia, su uso es inadecuado desde el punto de vista científico.

Intentemos ahora aproximarnos a una idea científicamente adecuada de la energía. Como vimos en los ejemplos que dimos antes, cuando pensamos en la energía o nos referimos a ella, lo hacemos como si fuera una sustancia que pasa de un objeto a otro, que se almacena y que, si se termina, se puede recuperar de alguna manera. Surge acá una primera cuestión que tenemos que aclarar: la energía no es una sustancia. ¿Qué es entonces? De hecho, algunos físicos asumieron que es imposible definirla en forma precisa, pero que se puede adquirir una idea acerca de ella estudiando los cambios que se producen en sistemas compuestos por uno o varios cuerpos y las maneras

en que se transfiere. Dijeron, entonces, que la **energía** es una propiedad de los cuerpos o los sistemas, que permite explicar los cambios físicos o químicos que producen al interactuar con otros.

A cada uno de los modos en que la energía puede manifestarse se lo denomina **forma de energía**. Cuando se producen interacciones entre cuerpos, la energía puede transferirse de uno a otro y también transformarse de una forma a otra.

Llamamos **fuerza natural de energía** a todo aquello que existe en la naturaleza y puede proporcionar energía aprovechable, como el viento, la luz solar o las corrientes de agua. El hombre utiliza estas y otras fuentes, como el carbón y el petróleo, o el vapor de agua, para realizar innumerables procesos en su vida cotidiana, como mover vehículos y máquinas.

Al igual que otras propiedades físicas, a la energía se le puede asignar un valor numérico y una unidad, lo que nos ayuda a predecir los efectos que tendrá un objeto en interacción con otro a partir de conocer las magnitudes características de la energía que interviene en los diferentes procesos.

¿A qué tipo de cambios hacemos referencia cuando hablamos de energía? Veamos algunos ejemplos en imágenes.



El viento transfiere su energía a las aspas de un molino. Hay movimiento donde antes no se observaba.



El calor del cuerpo de una persona produce una transformación en el hielo: el agua pasa del estado sólido al líquido.



La energía eléctrica, al pasar por una resistencia adecuada, produce aumento de temperatura y luminosidad.

Para seguir  
trabajando  
en el espacio  
digital.



<http://www.santillanaenlinea.com/fisica-7-qui mica-iii/>



7º grado - 2º ciclo - 2014