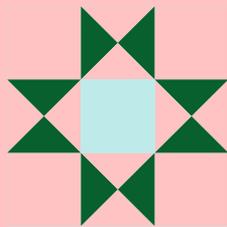


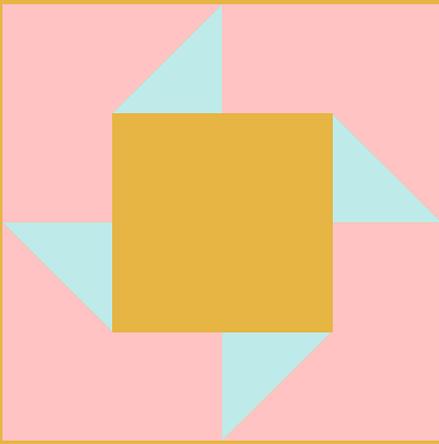
FACTORES DE DETERIORO



UGR

CONSERVACIÓN Y
RESTAURACIÓN DE
BIENES
CULTURALES



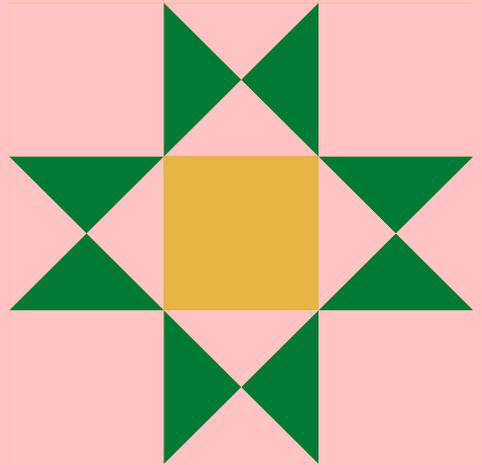


Responsable de la asignatura:

- **María del Rosario Blanc-García**

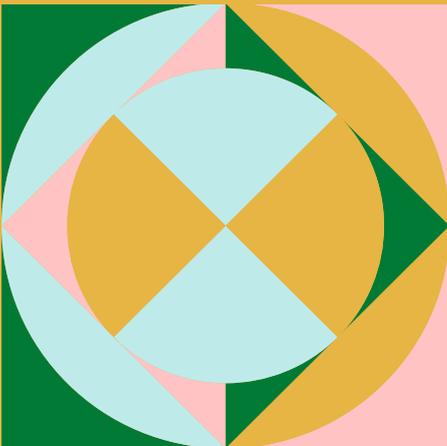
Editores:

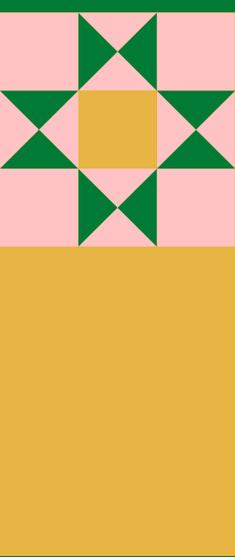
- **Abigail García-Villegas**
- **Alejandro Rojas-García**
- **Andrea Erdociain-Jiménez**
- **Ángel José Jiménez Luque**
- **María del Carmen Villegas-Aguilar**
- **Patricia Fernández-Moreno**



Editado en:

**Dpto. Química Analítica,
Facultad de Ciencias
Universidad de Granada
Granada, España
2025**





**CONCEPTOS
BÁSICOS DE QUÍMICA
DE FACTORES DE
DETERIORO:**

DIFERENCIA ENTRE CAMBIOS FÍSICOS Y CAMBIOS QUÍMICOS (REACCIÓN QUÍMICA) EN LA MATERIA



Un cambio físico tiene lugar cuando se produce un cambio que hace que la materia sea diferente (cambios en forma, volumen, estado, color, etc) sin afectar a su composición o naturaleza química. Algunos ejemplos pueden ser el corte de un papel, añadir azúcar a un café, o la congelación del agua, etc.

Un cambio químico, sin embargo, sucede cuando la materia se ve dividida en dos o más sustancias, o cuando más de una sustancia se combina para formar una nueva. En definitiva, se produce cuando sí existe cambio en la composición química de la materia a través de una reacción química. Algunos ejemplos pueden ser la combustión de una cerilla, la oxidación del cobre o la formación natural de diamantes, entre otros.



¿QUÉ ES UNA REACCIÓN QUÍMICA? ¿QUÉ ES LA ENERGÍA DE ACTIVACIÓN, LOS REACTIVOS Y LOS PRODUCTOS?

La reacción química es un fenómeno natural en el que se produce una transformación de unas sustancias a otras mediante la rotura y formación de nuevos enlaces químicos entre átomos y/o moléculas. Las sustancias que tenemos en un inicio son denominadas reactivos, y las que se obtienen tras el cambio químico son denominadas productos.

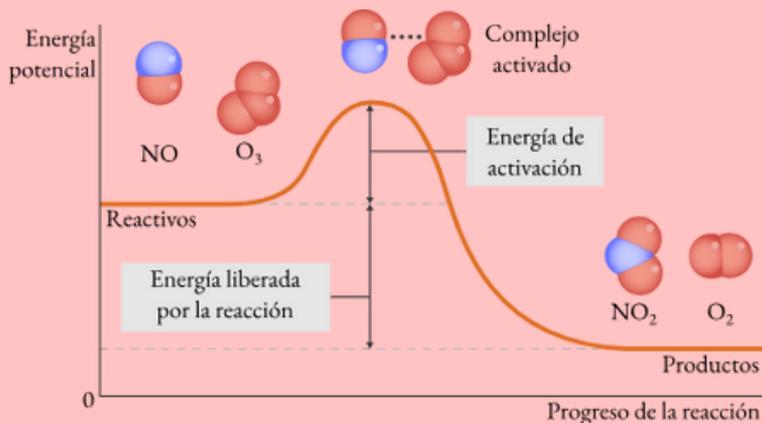
Estas reacciones tienen lugar puesto que los átomos siempre están tratando de encontrar la mayor estabilidad posible en un estado en el que se requiera la menor cantidad de energía posible.

Para ello, los átomos interactúan con su entorno, rompiendo y formando nuevos enlaces. Por consiguiente, podemos decir que en una reacción química los átomos no cambian, sino que sólo varían los tipos de enlaces químicos que forman.

Sin embargo, para que se produzca la reacción química, es necesario un mínimo de energía, puesto que sin ella los enlaces químicos iniciales no podrán romperse para formar otros nuevos. A esta energía se la denomina energía de activación de una reacción química, y suele alcanzarse →



→ cuando los átomos de los reactivos colisionan entre ellos en una orientación adecuada. Este choque libera la energía necesaria para que se rompan los enlaces y comiencen a formarse los nuevos.



NOMENCLATURA DE LA REACCIÓN QUÍMICA

Para nombrar una reacción química, se escribe en forma de ecuación matemática sustituyendo el signo de igualdad por una flecha que indica el sentido de la reacción. A la izquierda de la flecha se escriben los reactivos, y a la derecha los productos que se forman. En este ejemplo, podemos observar como el metano (CH₄), en

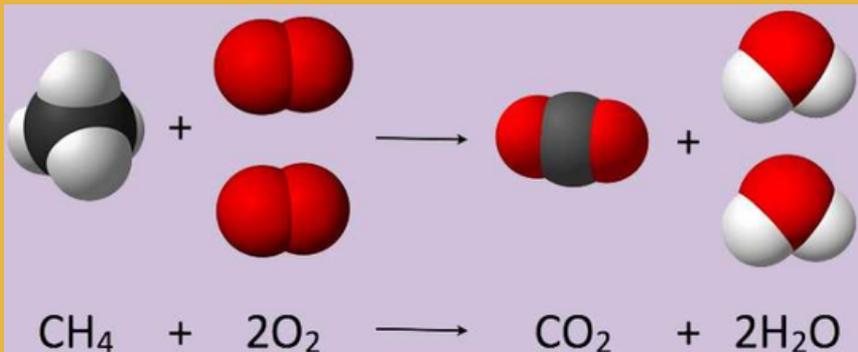
contacto con oxígeno (O₂) forma dióxido de carbono (CO₂) y moléculas de agua (H₂O).

Delante de cada fórmula hay un número que indica la cantidad de átomos y/o moléculas que intervienen en la reacción. Siguiendo el ejemplo, una molécula de metano reacciona con dos moléculas de oxígeno



→ para formar una molécula de dióxido de carbono y dos moléculas de agua. Cabe destacar que todas las reacciones químicas siguen la “Ley de Conservación de la Materia”, que dicta que debe existir el mismo número de átomos de cualquier sustancia en reactivos y en productos. Por ello, podemos observar que el átomo de carbono que forma parte de la molécula de metano en reactivos pasa a formar parte de la molécula de dióxido de carbono en los productos (1 átomo en reactivos y 1 átomo en productos).

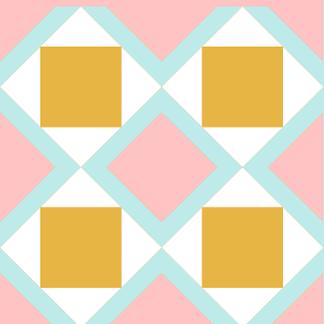
Sin embargo, los cuatro átomos de hidrógeno del metano pasan a formar parte de la molécula de agua. Como en una molécula de agua solo hay 2 átomos de hidrógeno, se formarán 2 moléculas de agua, que equivaldrían a 4 átomos de hidrógeno. Este fenómeno es denominado ajuste estequiométrico y debe asegurarse para todos los átomos de todas las reacciones químicas.



¿QUÉ ES UNA REACCIÓN ENDOTÉRMICA? ¿Y UNA REACCIÓN EXOTÉRMICA?

La **termoquímica** estudia la relación entre las reacciones químicas y la transferencia de calor. Aquellas reacciones químicas que al tener lugar liberan calor son denominadas **exotérmicas**, que acaba provocando un aumento de la temperatura del cristal donde dicha reacción sucede.

Por el contrario, las reacciones **endotérmicas** precisan de calor para poder producirse. Por consiguiente, al absorber el calor, la temperatura disminuye y el cristal del recipiente donde ocurre la reacción se siente frío al tacto.



¿QUÉ ES UNA REACCIÓN ESPONTÁNEA?

Se dice que una reacción es espontánea cuando la formación de productos se ve favorecida bajo unas condiciones determinadas. Teniendo en cuenta que las reacciones exotérmicas liberan energía en forma de calor al producirse, podemos decir que la formación de productos se ve favorecida. Sin embargo, en una reacción endotérmica, la reacción precisa de altas cantidades de energía en forma de calor para poder llegar a producirse, lo que implica que los reactivos se ven más favorecidos. Sin embargo, la espontaneidad no solo depende del carácter exotérmico o endotérmico de la reacción, por lo que no todas las reacciones exotérmicas son espontáneas ni todas las endotérmicas no espontáneas.

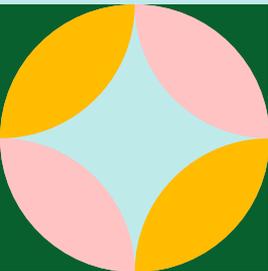


Es importante diferenciar la espontaneidad de la velocidad de una reacción. Una reacción espontánea implica que la formación de productos se vea favorecida aunque la velocidad sea muy lenta.

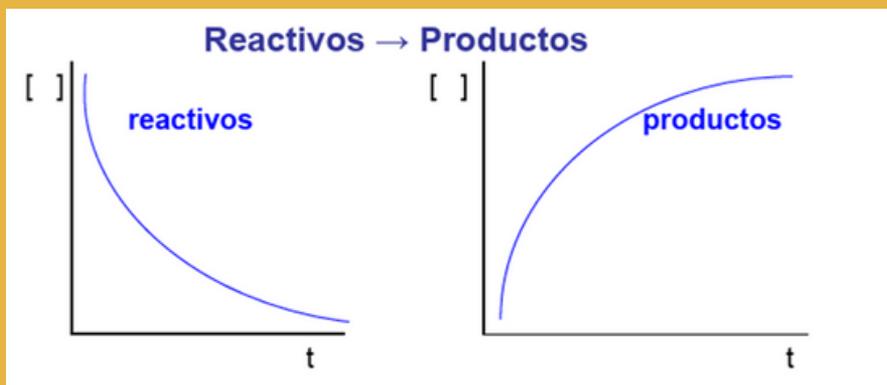
Un buen ejemplo de reacción espontánea es todo tipo de combustiones.



¿DE QUÉ DEPENDE LA VELOCIDAD DE REACCIÓN?



La velocidad de reacción indica qué tan rápido ocurre una reacción química. Es, por tanto, una medida de la variación de las cantidades (concentración, []) de reactivo a producto con respecto al tiempo (t).



Depende de varios factores:

- **Naturaleza de los reactivos:**

Algunas sustancias reaccionan más rápido que otras debido a su estructura química.

- **Concentración de los reactivos:**

La velocidad de una reacción química es proporcional a la

concentración de uno o de todos los reactivos implicados. Es decir, a mayor cantidad de reactivos, más colisiones entre partículas, lo que acelera la reacción. Esta relación viene dada por la que se conoce como ecuación de velocidad:

$$v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n \dots$$



Donde **k** es la constante de velocidad, **[A]** es la concentración del reactivo A, **[B]** es la concentración del reactivo B, y **m** y **n** son el orden de reacción con respecto a los reactivos A y B. El orden total de la reacción es = $m + n$.

- **Temperatura:**

Un aumento en la temperatura hace que las partículas se muevan más rápido y choquen con más energía, facilitando la reacción. Esta relación entre la velocidad de reacción y la temperatura viene determinada por la Ecuación de Arrhenius:

$$k = A \cdot e^{-E_a/(R \cdot T)}$$

Donde **k** es la constante de Arrhenius, **A** es el denominado factor de frecuencia, **E_a** es la energía de activación, **R** la constante de los gases y **T** la temperatura.

- **Superficie de contacto:**

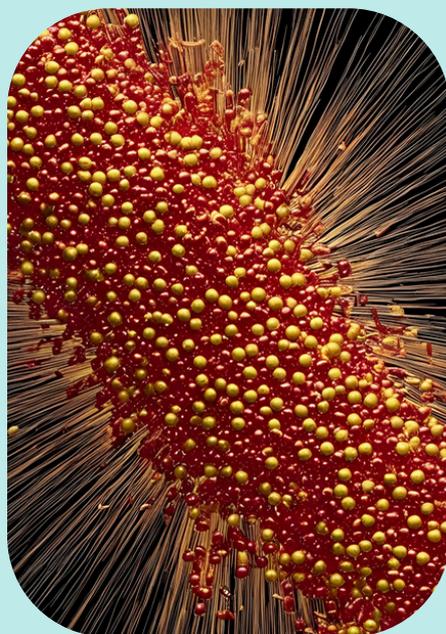
Si un sólido está en trozos pequeños o en polvo, reacciona más rápido porque hay más área expuesta.

- **Presión (en gases):**

A mayor presión, las moléculas de gas están más juntas y colisionan más, acelerando la reacción.

- **Presencia de catalizadores:**

Son sustancias que aumentan la velocidad de una reacción.



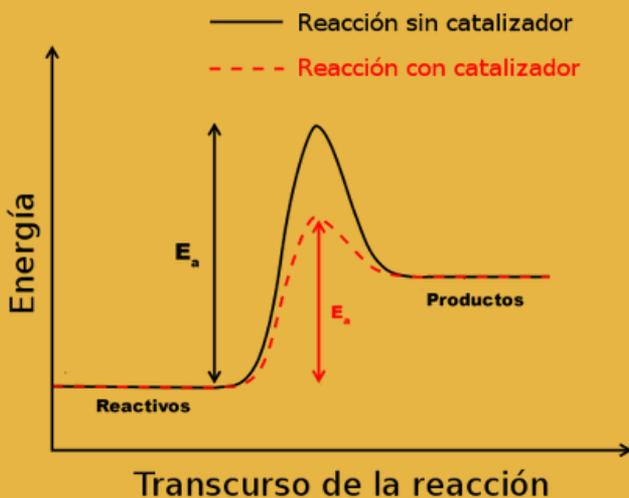
¿QUÉ SON LOS CATALIZADORES E INHIBIDORES?

Catalizadores:

Son sustancias que aceleran una reacción química sin consumirse en el proceso. Lo hacen reduciendo la energía de activación necesaria para que la reacción ocurra. Un ejemplo es la enzima amilasa, que ayuda a digerir los carbohidratos en nuestro cuerpo.

Inhibidores:

Son lo contrario de los catalizadores, es decir, frenan o incluso detienen una reacción química. Se usan, por ejemplo, en los conservantes de alimentos para evitar que se descompongan rápido.



¿QUÉ ES UNA REACCIÓN IRREVERSIBLE? ¿Y UNA REACCIÓN REVERSIBLE?

Reacción irreversible:

Una reacción irreversible es una reacción que se produce solamente en un sentido; es decir, los reactivos forman los productos y la reacción se termina. Los productos no pueden volver a convertirse en reactivos. Un ejemplo es la combustión del papel: una vez quemado, no podemos recuperar el papel original.



Reacción reversible:

Una reacción reversible ocurre en ambos sentidos, es decir, los productos pueden volver a transformarse en reactivos bajo ciertas condiciones. Un ejemplo es la evaporación y condensación del agua.



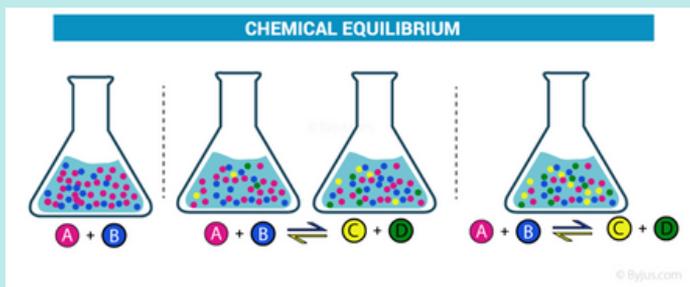
¿EN QUÉ CONSISTE EL EQUILIBRIO QUÍMICO?

El equilibrio químico ocurre en una **reacción reversible** cuando la velocidad de formación de los productos es igual a la velocidad de formación de los reactivos. En este estado, las cantidades de reactivos y productos permanecen constantes. Es decir, el equilibrio químico se da cuando la concentración de las especies participantes no cambia, de igual manera, en estado de equilibrio no se observan cambios físicos a medida que transcurre el tiempo.

A pesar de que el sistema químico en equilibrio parece que no se modifica con el tiempo, esto no significa que no está ocurriendo ningún cambio. Inicialmente, los reactivos se combinan para formar los productos, pero llega un momento en que la cantidad de producto es lo suficientemente grande que estos productos reaccionen entre sí volviendo a formar los reactivos iniciales. De esta manera transcurren simultáneamente dos reacciones: directa e inversa.



El equilibrio se alcanza cuando los reactivos se transforman en productos con la misma velocidad que los productos vuelven a transformarse en reactivos. (Velocidad de reacción directa igual a velocidad de reacción inversa).



¿CÓMO AFECTA AL EQUILIBRIO QUÍMICO LA VARIACIÓN DE CONCENTRACIÓN DE REACTIVOS Y/O PRODUCTOS Y LA VARIACIÓN DE TEMPERATURA, VOLUMEN Y PRESIÓN?



Según el Principio de Le Chatelier, si un sistema en equilibrio se somete a un cambio de condiciones, este se ajusta para minimizar el cambio. Es decir: si un sistema en equilibrio es perturbado, evolucionará en el sentido de contrarrestar la perturbación introducida hasta alcanzar de nuevo el equilibrio.

- **Variación de concentración:**

Si aumentamos la concentración de un reactivo, el equilibrio se desplaza hacia los productos para consumirlo. Si eliminamos un producto, la reacción avanza en la misma dirección para reponerlo.

En conclusión:

Si se incrementa la concentración de un reactivo, el sistema lo consumirá parcialmente, favoreciendo el sentido directo de la reacción.

Si se incrementa la concentración de un producto, el sistema lo consumirá parcialmente, favoreciendo el sentido inverso de la reacción.



- **Cambio de temperatura:**

Si la reacción libera calor (exotérmica), al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplazará hacia los reactivos. Si absorbe calor (endotérmica), el equilibrio irá hacia los productos.

En conclusión:

Si se incrementa la temperatura, se favorece el sentido endotérmico de la reacción.

Una disminución de la temperatura, favorece el sentido exotérmico de la reacción.

- **Cambio de volumen y presión (en gases):**

Al reducir el volumen o aumentar la presión, el equilibrio favorece el lado con menor número de moléculas de gas. Si aumentamos el volumen o bajamos la presión, favorece el lado con más moléculas.

En conclusión:

- Si aumenta la presión de un sistema gaseoso en equilibrio, el sistema se desplaza hacia donde hay menor número de moles.
- Si disminuye la presión de un sistema gaseoso en equilibrio, el sistema se desplaza hacia donde hay mayor número de moles.
- Si disminuye el volumen de un sistema gaseoso en equilibrio, el sistema se desplaza hacia donde hay menor número de moles.
- Si aumenta el volumen de un sistema gaseoso en equilibrio, el sistema se desplaza hacia donde hay mayor número de moles.



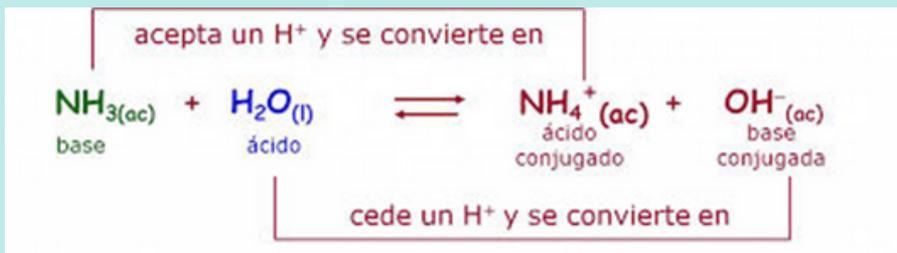
CONCEPTO ÁCIDO-BASE

Según la teoría de Brønsted-Lowry, los ácidos y las bases son sustancias que se comportan de manera opuesta:

- **Ácidos:** Son sustancias que liberan protones (H^+) en una solución. Tienen sabor agrio (como el limón), pueden reaccionar con metales y cambian el papel tornasol a rojo. Un ejemplo es el ácido clorhídrico (HCl).
- **Bases:** Son sustancias que capturan protones (H^+), o liberan iones hidroxilo (OH^-) según la teoría de Arrhenius. Son resbaladizas al tacto, tienen sabor amargo (como el bicarbonato de sodio) y cambian el papel tornasol a azul. Un ejemplo es el hidróxido de sodio ($NaOH$).



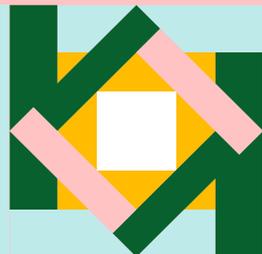
Ejemplo:



DIFERENCIA ENTRE ÁCIDO O BASE FUERTE Y ÁCIDO O BASE DÉBIL

Ácidos y bases fuertes:

- Un ácido fuerte es aquel que se disocia completamente en agua. Esto significa que, al ponerlo en agua, se descompone completamente en iones de hidrógeno (H^+) y iones correspondientes del ácido. Ejemplos: el ácido clorhídrico (HCl) y el ácido nítrico (HNO_3). Los ácidos fuertes se suelen utilizar en la limpieza de metales o en procesos de decapado.
- Una base fuerte se disocia completamente en agua, liberando iones hidróxido (OH^-). Ejemplo: hidróxido de sodio ($NaOH$), que puede ser utilizado en ciertas aplicaciones de limpieza, como la eliminación de restos de barnices antiguos o cera en pinturas o esculturas.



Ácidos y bases débiles:

- Un ácido débil no se disocia completamente en agua. Solo una parte del ácido se descompone en iones H^+ , y el resto permanece intacto como molécula. Ejemplos: el ácido acético (CH_3COOH) y el ácido cítrico ($C_6H_8O_7$). Los ácidos débiles son comúnmente utilizados para limpiar ciertas superficies sin dañar tanto los materiales.

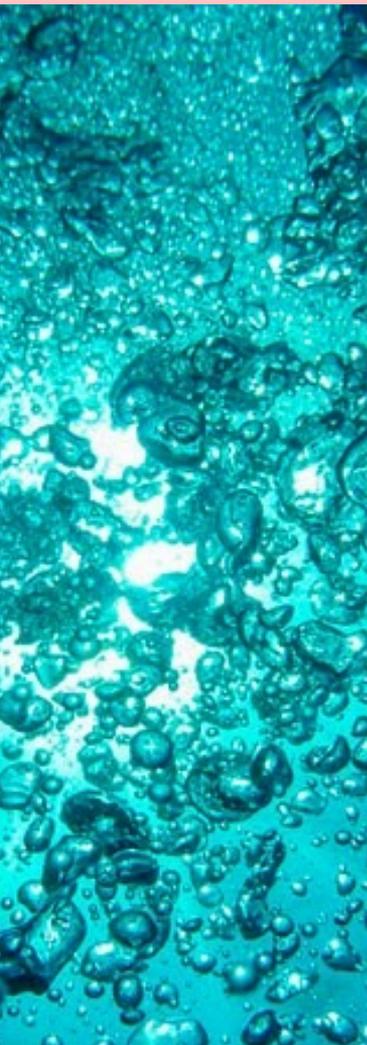
restauración de papel o madera, ya que no son tan agresivos como las bases fuertes.

En resumen, la diferencia radica en qué tan fácilmente se disocian en agua. Los ácidos y bases fuertes se disocian completamente, mientras que los débiles lo hacen solo parcialmente.

- Una base débil tampoco se disocia completamente. Solo una parte de las moléculas se convierte en iones OH^- . Ejemplos: el amoníaco (NH_3) y el bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$). Las bases débiles a veces se usan en procesos de limpiezas suaves, especialmente en

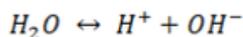


CONCEPTO DE pH A PARTIR DEL PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA



El pH es una medida de cuán ácida o básica es una solución. Para entender el pH, primero necesitamos saber sobre el producto iónico del agua, que es una constante que nos dice cómo se comporta el agua en términos de iones.

El agua pura se disocia ligeramente en iones de hidrógeno (H^+) y iones hidróxido (OH^-):



Este proceso es muy pequeño, pero ocurre de todos modos, y el producto de la concentración de estos iones en agua pura es siempre constante:

$$[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

El pH es el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrógeno (H^+) en una solución. Así que:

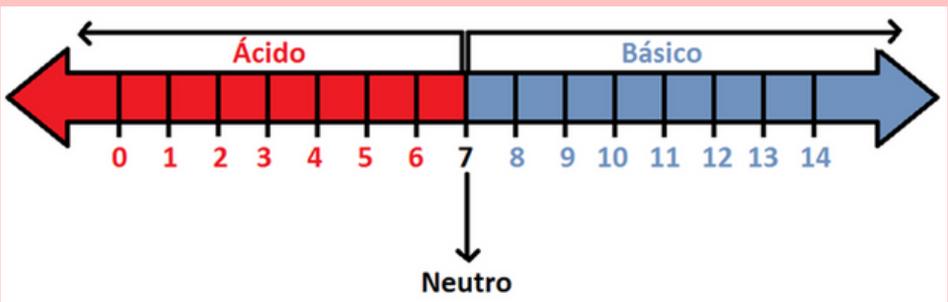
$$pH = -\log[H^+]$$

- Si el pH es menor a 7, la solución es ácida (más H^+).
- Si el pH es igual a 7, la solución es neutra (agua pura, donde $[H^+] = [OH^-]$).
- Si el pH es mayor a 7, la solución es básica (más OH^-).



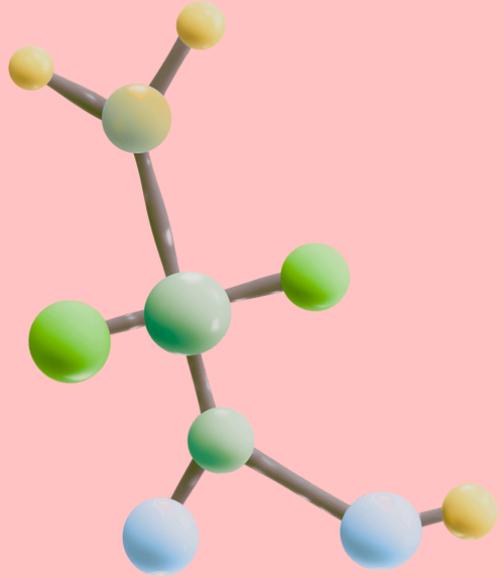
¿QUÉ ES UNA DISOLUCIÓN ÁCIDA, BÁSICA O NEUTRA?

- **Disolución ácida:** Es una solución que tiene un exceso de iones H^+ . Esto ocurre cuando un ácido (como el HCl) se disuelve en agua y libera estos iones. El pH de esta solución será menor que 7.
- **Disolución básica:** Es una solución que tiene un exceso de iones OH^- . Esto sucede cuando una base (como el $NaOH$) se disuelve en agua y libera estos iones. El pH de esta solución será mayor que 7.
- **Disolución neutra:** Es una solución donde la cantidad de iones H^+ y OH^- está equilibrada, como en el agua pura. El pH de esta solución es exactamente 7.

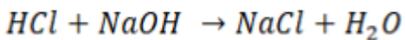


¿QUÉ ES UNA REACCIÓN ÁCIDO-BASE?

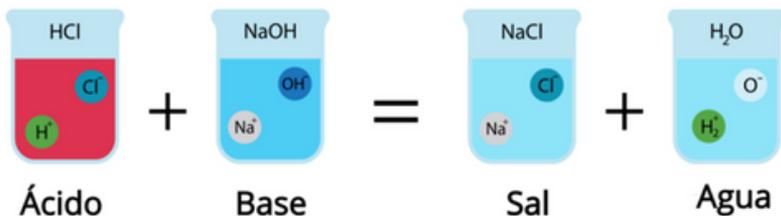
Una reacción ácido-base es un proceso en el que un ácido reacciona con una base para formar agua y una sal. Durante la reacción, el ácido dona iones H^+ (protones) a la base, y la base dona iones OH^- (hidróxidos) al ácido. El resultado de esta reacción es una neutralización, ya que los iones H^+ y OH^- se combinan para formar agua (H_2O), que es neutral.



Ejemplo de reacción ácido-base:



Reacción entre ácidos y bases

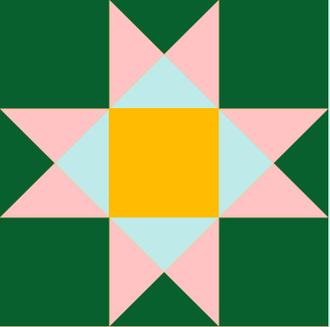


TIPOS DE REACCIONES ÁCIDO-BASE:

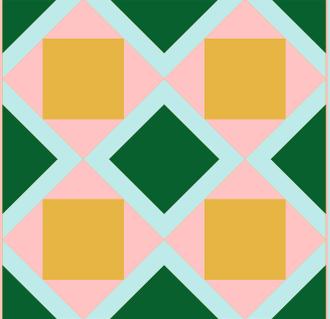
Reacciones de neutralización:

- Son las reacciones más comunes entre un ácido y una base, donde los iones H^+ del ácido se combinan con los iones OH^- de la base para formar agua (H_2O).
- Ejemplo: $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$
(El ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio se neutralizan formando sal y agua)
- En la restauración de metales antiguos, se pueden usar soluciones de ácidos diluidos para eliminar la oxidación o corrosión, como en la limpieza de bronce. Después de la limpieza, una base puede neutralizar el exceso de ácido y evitar que siga corroyendo el metal.





Reacciones de hidrólisis:

- La hidrólisis ocurre cuando una sal (formada a partir de una reacción ácido-base) se disuelve en agua y sus iones reaccionan con el agua, cambiando el pH de la solución.
 - Ejemplo: Si disolvemos cloruro de amonio (NH_4Cl), que proviene de la reacción de amoníaco con ácido clorhídrico, el ion NH_4^+ puede liberar un ion H^+ y hacer que la solución sea ligeramente ácida.
 - La hidrólisis es importante en la restauración de pinturas sobre lienzo o papel. Por ejemplo, cuando los restauradores limpian una pintura o una obra de arte en papel con agua, la interacción del agua con los compuestos de la pintura (como los pigmentos o las resinas) puede resultar en hidrólisis. Un restaurador debe controlar el pH del agua para evitar que estos compuestos reaccionen de manera indeseada.
- 



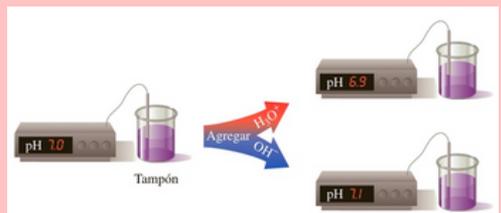
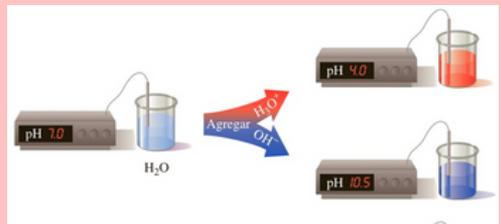
Disoluciones reguladoras o buffer:

Son soluciones que resisten cambios en el pH cuando se les añaden pequeñas cantidades de ácido o base. Esto se logra porque contienen una sal débil y su ácido o base correspondiente. Un ejemplo común es una disolución de ácido acético (CH_3COOH) y su base conjugada, el acetato (CH_3COO^-).

Las disoluciones reguladoras son esenciales en muchos procesos biológicos y en la cocina, ya que ayudan a mantener el pH estable, evitando cambios bruscos que puedan afectar el sabor o la textura de los alimentos.

Los buffers o disoluciones reguladoras se usan también en restauración para mantener un pH estable durante los procesos de limpieza o conservación.

Por ejemplo, en la conservación de obras en papel, se utilizan soluciones tamponadas para evitar cambios bruscos de pH que puedan dañar los pigmentos o la estructura del material. Estas soluciones ayudan a preservar el color original de los pigmentos, que pueden ser sensibles a variaciones de pH.



¿QUÉ ES EL NÚMERO DE OXIDACIÓN DE UN ÁTOMO, ION O MOLÉCULA?

El número de oxidación (o estado de oxidación), es aquel que está relacionado con el número de electrones que un átomo pierde, gana o bien parece que utiliza para unirse a otros átomos en los compuestos. Los números de oxidación pueden ser positivos o negativos dependiendo de si el átomo del elemento cede o acepta electrones.

Reglas básicas:

- El número de oxidación (NO) de un átomo individual en un elemento libre (sin combinar con otros elementos) es 0. Ej: Cl_2
- La suma de los números de oxidación de todos los átomos en una especie neutra, es decir, un átomo aislado o una molécula, es 0. Ej: MgCl_2
- La suma de los números de oxidación de todos los átomos en un ion es igual a la carga en el ion. Ej: Fe^{3+} , su número de oxidación es 3.

29	Cu
Cobre	
63.54	

30	Zn
Cinc	
65.37	

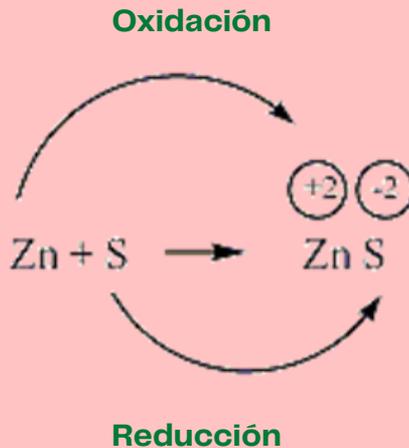


- El NO del flúor en sus compuestos es -1 .
- El NO del hidrógeno en sus compuestos es, casi siempre, $+1$.
- El NO del oxígeno en sus compuestos es, casi siempre, -2 (excepto en peróxidos, donde es -1 , o en el caso del oxígeno molecular, donde es 0).
- Los elementos del grupo 17 en sus compuestos binarios con metales tienen un NO de -1 ; los elementos del grupo 16, -2 ; y los elementos del grupo 15, -3 .



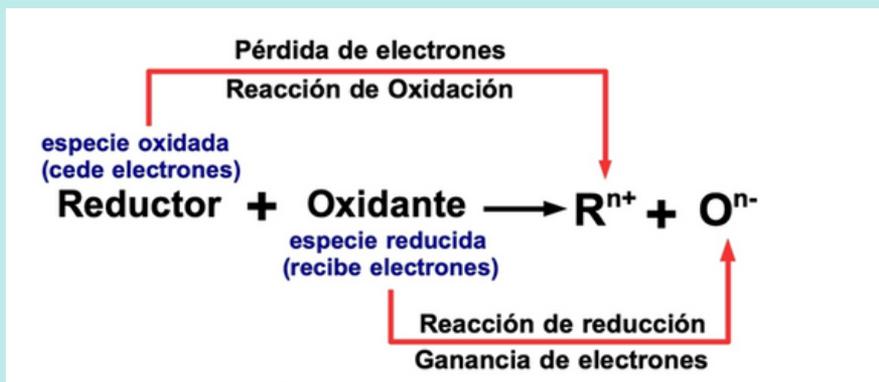
¿CUÁNDO UN ÁTOMO O ION SE OXIDA O SE REDUCE?

Un átomo o ion se oxida cuando pierde electrones (su estado de oxidación aumenta, “se hace más positivo”), mientras que se reduce cuando gana electrones (su estado de oxidación disminuye, “se hace más negativo”).



¿QUÉ ES UN AGENTE REDUCTOR Y UN AGENTE OXIDANTE?

- Un **agente reductor** es aquel que se oxida en una reacción química. Dona electrones a otra sustancia, haciendo que esta última se reduzca. Su número de oxidación aumenta al perder electrones.
- Un **agente oxidante** es una sustancia que se reduce en una reacción química. Acepta electrones de otra sustancia, haciendo que esta última se oxide. Su estado de oxidación disminuye al ganar electrones.



¿QUÉ REACCIÓN SE DA EN EL ÁNODO Y EN EL CÁTODO?

En una **célula electrolítica**, el cátodo (electrodo negativo) es donde se lleva a cabo la reducción, ya que los iones o moléculas ganan electrones en la reacción catódica. Por otro lado, en el ánodo (electrodo positivo) ocurre la oxidación, donde los iones o moléculas pierden electrones en la reacción anódica.

En contraste, en una **célula voltaica**, el ánodo es el electrodo negativo y el cátodo es el electrodo positivo. Sin embargo, independientemente del tipo de célula electroquímica, la oxidación siempre ocurre en el ánodo y la reducción siempre ocurre en el cátodo.

	Célula voltaica		Célula electrolítica	
<i>Oxidación:</i>	$A \longrightarrow A^+ + e^-$	Ánodo (negativo)	<i>Oxidación:</i>	$B \longrightarrow B^+ + e^-$ Ánodo (positivo)
<i>Reducción:</i>	$B^+ + e^- \longrightarrow B$	Cátodo (positivo)	<i>Reducción:</i>	$A^+ + e^- \longrightarrow A$ Cátodo (negativo)
<i>Global:</i>	$A + B^+ \longrightarrow A^+ + B$ $\Delta G < 0$ La reacción redox espontánea libera energía		<i>Global:</i>	$A^+ + B \longrightarrow A + B^+$ $\Delta G > 0$ La reacción redox no espontánea absorbe energía para llevarse a cabo
	El sistema (célula) realiza trabajo sobre los alrededores			Los alrededores (fuente de energía) realizan trabajo sobre el sistema

Observe que el signo de un electrodo en una célula electrolítica es el mismo del electrodo de la batería al que está conectado.



¿QUÉ ES UNA REACCIÓN DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN?

Una reacción de oxidación-reducción (también llamada reacción redox) es un tipo de **reacción química** donde ocurre una transferencia de electrones entre las especies participantes. Una especie se oxida (pierde electrones, aumenta su NO) y otra se reduce (gana electrones, disminución de su NO).

¿QUÉ ES EL POTENCIAL ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN?

El potencial estándar de reducción (E°) indica la capacidad de una especie química para aceptar electrones y experimentar una reducción. Se expresa en voltios (V) y se determina bajo condiciones estándar (Concentración 1M para soluciones acuosas, presión 1 atm y 25° C).

- Si E° es positivo: La especie tiene una alta tendencia a reducirse (es un buen agente oxidante).
- Si E° es negativo: La especie tiene poca tendencia a reducirse y más bien prefiere oxidarse (es un buen agente reductor).



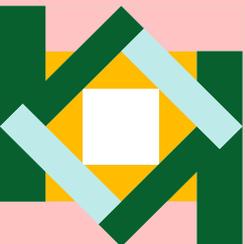
El potencial estándar de la celda (E°_{celda}) se calcula utilizando los potenciales estándar de reducción del cátodo y el ánodo según la siguiente fórmula:

$$E^{\circ}_{\text{celda}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

- Si el potencial de celda es positivo ($E^{\circ}_{\text{celda}} > 0$), la reacción es espontánea.
- Si el potencial de celda es negativo ($E^{\circ}_{\text{celda}} < 0$), la reacción no es espontánea.

¿QUÉ ES EL POTENCIAL DE UNA REACCIÓN REDOX?

El **potencial de una reacción redox** es la diferencia de potencial eléctrico asociada con la transferencia de electrones en una reacción de reducción-oxidación (redox). Se expresa en voltios (V) y refleja la tendencia de una especie química a ganar o perder electrones.



Algunos puntos clave sobre el potencial redox:

- Se basa en la diferencia entre los potenciales de reducción de las especies involucradas.
- Un mayor potencial de reducción significa una mayor tendencia a reducirse (ganar electrones).
- Un menor potencial de reducción indica una mayor tendencia a oxidarse (perder electrones).
- Si el potencial de celda (E_{celda}) es positivo, la reacción es espontánea.

Se calcula usando la ecuación:

$$E^{\circ}_{\text{celda}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

donde el cátodo es donde ocurre la reducción, y el ánodo donde ocurre la oxidación.

Este concepto es clave en electroquímica, baterías, corrosión y procesos bioquímicos como la respiración celular.



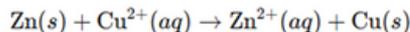
¿CUANDO ES ESPONTÁNEA UNA REACCIÓN REDOX?

Una **reacción redox es espontánea** cuando su **potencial de celda** (E_{celda}) es **positivo**

$$E^{\circ}_{\text{celda}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}} > 0$$

- Si E°_{celda} es **positivo**, la reacción ocurre de forma espontánea.
- Si E°_{celda} es **negativo**, la reacción no es espontánea y requiere energía externa (como en la electrólisis).

Ejemplo de reacción espontánea:



- $E^{\circ}_{\text{cátodo}}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0.34V$
- $E^{\circ}_{\text{ánodo}}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76V$
- $E_{\text{celda}} = 0.34 - (-0.76) = 1.10V$ (espontánea).



SUPUESTO PRÁCTICO:

Dados dos elementos químicos y sus potenciales estándar de reducción: quién actúa como agente oxidante y como agente reductor, quién se oxida y quién se reduce, qué reacción se da en el ánodo y cuál en el cátodo, la reacción redox resultante será espontánea y en qué estado tienen que estar los elementos químicos para que la reacción redox se dé (metálico, iónico, ...).

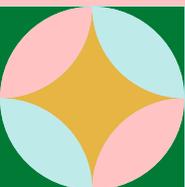
1. Identificación de Agente Oxidante y Agente Reductor

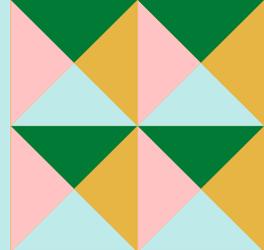
- El agente oxidante es la especie que se reduce (gana electrones).
- El agente reductor es la especie que se oxida (pierde electrones).
- La especie con mayor potencial estándar de reducción (E^0) se reducirá, actuando como agente oxidante.

La especie con menor E^0 se oxidará, actuando como agente reductor.

2. Determinación de Quién se Oxida y Quién se Reduce

- La especie con mayor E^0 se reduce.
- La especie con menor E^0 se oxida.





3. Reacciones en el Ánodo y en el Cátodo

- Ánodo: Es donde ocurre la oxidación.
- Cátodo: Es donde ocurre la reducción.

La reacción en el ánodo muestra la pérdida de electrones (oxidación), y la del cátodo muestra la ganancia de electrones (reducción).

4. Determinar si la Reacción es Espontánea

Una reacción redox es espontánea cuando su potencial de celda (E_{celda}) es positivo.

$$E^{\circ}_{\text{celda}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}} > 0$$

- Si E°_{celda} es **positivo**, la reacción ocurre de forma espontánea.
- Si E°_{celda} es **negativo**, la reacción no es espontánea y requiere energía externa (como en la electrólisis).

5. Estado de los Elementos para que la Reacción Occurra

Para que la reacción redox tenga lugar:

- Los elementos en la semirreacción de reducción suelen estar en estado iónico en solución acuosa (Ejemplo: Cu^{2+} en agua).
- Los elementos en la semirreacción de oxidación suelen estar en estado metálico cuando ceden electrones (Ejemplo: Zn sólido).
- La reacción ocurre en una celda galvánica con electrodos en contacto con una solución de sus iones.



¿QUÉ ES LA ELECTRÓLISIS?

La **electrólisis** es un proceso químico en el que una corriente eléctrica se utiliza para inducir una reacción redox no espontánea. Se lleva a cabo en una celda electrolítica y permite descomponer compuestos en sus elementos constituyentes o provocar reacciones químicas que de otro modo no ocurrirían de forma natural.

- Se aplica una **corriente eléctrica** a través de un **electrolito** (una solución o compuesto fundido que contiene iones).
- Ocurre una **oxidación** en el **ánodo** (electrodo positivo).
- Ocurre una **reducción** en el **cátodo** (electrodo negativo).



¿QUÉ ES LA CORROSIÓN?

La **corrosión** es un proceso químico o electroquímico mediante el cual un material, generalmente un metal, se deteriora debido a su reacción con el ambiente. Es un fenómeno natural y espontáneo que ocurre principalmente por la acción del oxígeno y la humedad, formando compuestos como óxidos o sales metálicas.

Tipos de Corrosión

- **Corrosión Electroquímica:** Ocurre cuando un metal entra en contacto con un electrolito (como agua con sales) y forma una celda galvánica.
- **Corrosión Química:** Ocurre sin la presencia de un electrolito, generalmente en ambientes con gases agresivos como cloro o dióxido de azufre.
- **Corrosión Galvánica:** Ocurre cuando dos metales con diferentes potenciales de reducción están en contacto en un electrolito, formando una celda galvánica.
- **Corrosión por Picaduras (Pitting):** Forma pequeños agujeros en la superficie del metal, afectando su resistencia mecánica.
- **Corrosión por Fatiga:** Ocurre cuando un metal sufre esfuerzos mecánicos repetidos en un ambiente corrosivo.



¿QUÉ ES UNA REACCIÓN FOTOLÍTICA Y UNA REACCIÓN FOTOQUÍMICA?

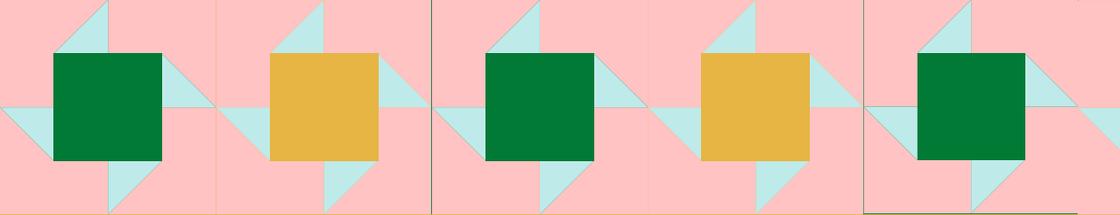
Una reacción fotolítica y una reacción fotoquímica son tipos de reacciones químicas que se producen bajo la influencia de la luz, pero con diferencias en el proceso y en los tipos de interacciones involucradas:

- **Reacción Fotolítica:**

Es un tipo específico de reacción fotoquímica en la que **la luz rompe una molécula** en fragmentos más pequeños. En estas reacciones, la energía de la luz se utiliza para **romper enlaces químicos** de una molécula, lo que resulta en la formación de dos o más productos.

Ejemplo: La fotólisis del agua en la fotosíntesis. En este proceso, la luz solar rompe el enlace entre los átomos de hidrógeno y oxígeno del agua (H_2O), produciendo oxígeno (O_2) y liberando electrones y protones.



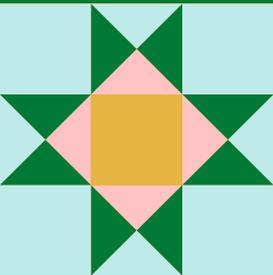


- **Reacción Fotoquímica:**

Son reacciones químicas que ocurren como resultado de la **absorción de luz por las moléculas**. La luz no necesariamente tiene que romper enlaces en las moléculas, pero sí puede excitar a los átomos o moléculas, lo que les permite alcanzar un estado de mayor energía y activar una reacción química. **Ejemplo:** La formación de ozono en la estratósfera, donde la luz ultravioleta (UV) excita las moléculas de oxígeno (O_2), lo que permite la formación de ozono (O_3).

En resumen, ambas reacciones involucran luz, pero **las reacciones fotolíticas** se enfocan en la ruptura de enlaces, mientras que las **fotoquímicas** abarcan una gama más amplia de transformaciones químicas inducidas por la luz.





EJERCICIOS

Ejercicio 1: Indica si los siguientes procesos corresponden a un cambio físico o un cambio químico, y justifica tu respuesta.

- a) Un clavo de hierro se oxida con el tiempo.
- b) Se rompe un vaso de vidrio al caer al suelo.
- c) La leche se agria si se deja a temperatura ambiente.
- d) El azúcar se disuelve en agua.
- e) La madera se quema en una fogata.

Ejercicio 2: Escribe las ecuaciones químicas ajustadas para las siguientes reacciones:

- a) La descomposición del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) en agua y oxígeno.
- b) La reacción entre el ácido clorhídrico (HCl) y el hidróxido de sodio (NaOH) para formar sal y agua.

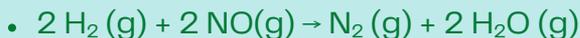
Ejercicio 3: Para cada una de las siguientes reacciones o procesos, indica si es espontáneo o no espontáneo, y justifica tu respuesta en cada caso teniendo en cuenta si son reacciones rápidas y si se producen de forma natural o necesitan de algún desencadenante (energía de activación).

- a) Oxidación del hierro en presencia de agua y oxígeno ($\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$).*
- b) Fotosíntesis en las plantas ($6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$).
- c) Fusión del hielo a 25°C ($\text{H}_2\text{O} (\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l})$).
- d) Disolución de azúcar en agua.
- e) La gasolina en el motor de un coche.

Ejercicio 4: Imagina que tienes una hoja de papel sobre la mesa.

- a) Propón 3 cambios físicos y 3 cambios químicos que puedas llevar a cabo sobre el papel.
- b) Sabemos que el papel es un material combustible, lo que significa que puede reaccionar con el oxígeno del aire para producir dióxido de carbono y agua en una reacción altamente exotérmica. Escribe la reacción química de la combustión de una hoja de papel (suponiendo que el papel solo posee celulosa y que su fórmula química es $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$) e indica reactivos y productos.
- c) Sin embargo, la hoja de papel no sufre el fenómeno denominado “combustión espontánea” a temperatura ambiente. Explica por qué no tiene lugar aunque la reacción global sea exotérmica (tener en cuenta el concepto de energía de activación).

Ejercicio 5: Escribe la ecuación de velocidad para la siguiente reacción química:



Ejercicio 6: ¿Cómo afectaría cada uno de los siguientes cambios a la velocidad de una reacción química? Explica brevemente:

- a) Aumentar la temperatura.
- b) Triturar un sólido en polvo en lugar de usarlo en trozos grandes.
- c) Agregar un catalizador.

Ejercicio 7: Indica si las siguientes reacciones son reversibles o irreversibles. Justifica tu respuesta:

- a) La combustión de la madera.
- b) La evaporación del agua en un vaso.
- c) La digestión de los alimentos en el estómago.
- d) La disolución del azúcar en agua.

Ejercicio 8: En la reacción:



Si se aumenta la concentración de N_2 , ¿hacia qué lado se desplazará el equilibrio? ¿Por qué?

Ejercicio 9: El tricloruro de fósforo reacciona con cloro para dar pentacloruro de fósforo según la siguiente reacción:



Una vez alcanzado el equilibrio químico, explica cómo se modificará el mismo si:

- a) Se disminuye la presión total.
- b) Se añade gas cloro.
- c) Se introduce un catalizador adecuado.

Ejercicio 10: Clasifica las siguientes sustancias como ácidos o bases según su comportamiento en agua y explica por qué:

- a) HCl
- b) NaOH
- c) H_2SO_4
- d) NH_3

Ejercicio 11. A continuación, se presentan una serie de sustancias. Clasifica cada una como un ácido o una base:

- a) Ácido clorhídrico (HCl)
- b) Hidróxido de sodio (NaOH)
- c) Vinagre (ácido acético, CH_3COOH)
- d) Amoníaco (NH_3)
- e) Bicarbonato de sodio (NaHCO_3)

Ejercicio 12. Un estudiante mide el pH de diferentes sustancias. A continuación, se indican los valores de pH que obtuvo. Clasifica cada sustancia como ácida, básica o neutra.

- a) pH = 2
- b) pH = 8
- c) pH = 7
- d) pH = 11

Ejercicio 13. Escribe la ecuación química balanceada para la neutralización de ácido clorhídrico (HCl) con hidróxido de sodio (NaOH).

Ejercicio 14. ¿Cuál es la principal diferencia entre un ácido fuerte y un ácido débil en términos de su comportamiento en solución acuosa?

Ejercicio 15. Una disolución tiene un pH de 3. ¿Cuál es el pOH de esta disolución? (Recuerda que la relación entre pH y pOH es: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$).

Ejercicio 16. Determina el pH aproximado de las siguientes sustancias comunes:

- a) Jugo de limón
- b) Leche
- c) Café
- d) Jabón

Ejercicio 17: ¿Cuál es el estado de oxidación del elemento subrayado en cada una de las siguientes especies químicas?

- a) $\text{Ca}(\underline{\text{O}}\text{H})_2$
- b) $\underline{\text{K}}\text{H}$
- c) $\text{C}\underline{\text{O}}_2$
- d) $\text{H}_2\underline{\text{S}}$
- e) $\underline{\text{S}}_8$
- f) $\underline{\text{Mg}}\text{H}_2$

Ejercicio 18: Identifica qué se oxida y qué se reduce. También identifica el agente reductor y el agente oxidante.

- a) $\text{ZnO} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{CuO}$
- b) $2 \text{NaO} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$
- c) $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$
- d) $2 \text{Al} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{AlCl}_3$

- e) $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- f) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$
- g) $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2 \text{HF}$

Ejercicio 19: Ordena de mayor a menor los siguientes metales por su capacidad reductora:

- a) Ag $E^\circ = +0.80 \text{ V}$
- b) Fe $E^\circ = -0.44 \text{ V}$
- c) Zn $E^\circ = -0.76 \text{ V}$

Ejercicio 20: Determinar si las siguientes reacciones son espontáneas e indica cual es el ánodo y cual el cátodo.

- a) $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$
 $\text{Zn } E^\circ = -0.76 \text{ V}$
 $\text{Cu } E^\circ = +0.34 \text{ V}$
- b) $\text{Mg} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2$
 $\text{Mg } E^\circ = -2.37 \text{ V}$
 $\text{H}_2 E^\circ = 0.00 \text{ V}$
- c) $\text{Pb}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Pb} + \text{Cu}^{2+}$
 $\text{Cu } E^\circ = -0.34 \text{ V}$
 $\text{Pb } E^\circ = -0.13 \text{ V}$

Ejercicio 21: Un ingeniero observa la degradación de diferentes estructuras metálicas y clasifica los siguientes casos según el tipo de corrosión:

- a) Un puente de acero muestra grandes áreas de óxido rojizo debido a la exposición al aire y la humedad.
- b) Un tanque de almacenamiento de aluminio en contacto con acero presenta corrosión localizada en el aluminio.
- c) Un tubo de acero inoxidable sumergido en agua marina desarrolla pequeñas picaduras en la superficie.
- d) Un equipo industrial hecho de cobre muestra corrosión acelerada en una atmósfera con gases de azufre.
- e) Un eje metálico sometido a vibraciones continuas en un ambiente húmedo se fractura después de varios meses.

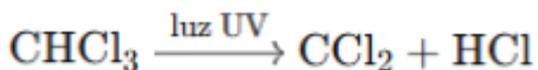
¿Qué tipo de corrosión está ocurriendo en cada caso?

Ejercicio 22: Indica, razonadamente, si son ciertas las afirmaciones siguientes:

- a) En una celda galvánica espontánea los electrones circulan por el puente salino.
- b) En una celda galvánica espontánea el ánodo es el electrodo donde se produce la reacción de oxidación.
- c) En disolución acuosa y a 25 °C los iones Pb^{2+} se reducen espontáneamente a plomo en presencia de zinc.
- d. El Pb^{2+} es más oxidante que el Fe^{3+} . Datos:
 $\text{EO}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = + 0,77 \text{ V}$; $\text{EO}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = - 0,13 \text{ V}$;
 $\text{EO}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = - 0,76 \text{ V}$

Ejercicio 23. A continuación, se presentan varias reacciones químicas inducidas por luz. Tu tarea es identificar si cada una de ellas es una reacción fotolítica o fotoquímica.

- a) Reacción 1:



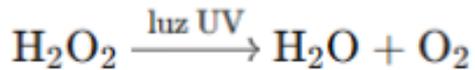
¿Es una reacción fotolítica o fotoquímica? Explica brevemente por qué.

- b) Reacción 2:



¿Es una reacción fotolítica o fotoquímica? Explica brevemente por qué.

- c) Reacción 3:



¿Es una reacción fotolítica o fotoquímica? Explica brevemente por qué.

- d) Reacción 4:



¿Es una reacción fotolítica o fotoquímica? Explica brevemente por qué.

- e) Reacción 5:



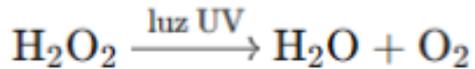
¿Es una reacción fotolítica o fotoquímica? Explica brevemente por qué.

- b) Reacción 2:



¿Es una reacción fotolítica o fotoquímica? Explica brevemente por qué.

- c) Reacción 3:



¿Es una reacción fotolítica o fotoquímica? Explica brevemente por qué.

- d) Reacción 4:

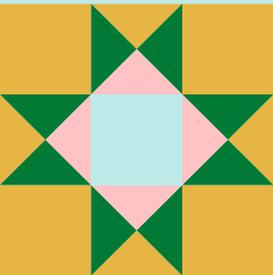


¿Es una reacción fotolítica o fotoquímica? Explica brevemente por qué.

- e) Reacción 5:



¿Es una reacción fotolítica o fotoquímica? Explica brevemente por qué.



SOLUCIONES:

Ejercicio 1:

- a) Cambio químico (se forma óxido de hierro, una nueva sustancia).
- b) Cambio físico (el vidrio cambia de forma, pero sigue siendo vidrio).
- c) Cambio químico (las bacterias descomponen la lactosa y generan nuevas sustancias).
- d) Cambio físico (el azúcar se dispersa en el agua sin cambiar su composición).
- e) Cambio químico (la madera se convierte en cenizas, CO₂ y otras sustancias nuevas).

Ejercicio 2:

- a) $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- b) $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Ejercicio 3:

- a) Espontánea – El hierro se oxida en presencia de oxígeno y agua de forma natural.
- b) No espontánea – La fotosíntesis requiere energía del sol para llevarse a cabo (energía de activación).
- c) Espontánea – A 25°C, el hielo se derrite de forma natural.
- d) Espontánea – El azúcar se disuelve en la solución, aunque depende de la temperatura del agua.
- e) Espontánea – La combustión libera mucha energía, pero necesita de una ligera activación para que se produzca; en este caso, arrancar el coche.

Ejercicio 4:

- a) Cambios físicos: Romper en pedazos, doblar por la mitad, mojar, cortar con tijeras, enrollar, plastificar, arrugar, pintar, escribir, etc.

Cambios químicos: Quemar el papel, mojarlo y permitir que se descomponga, mezclar con ácido sulfúrico, exponer a la luz solar durante meses, aplicar lejía, etc.

- b) $C_6H_{10}O_5 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 5H_2O + \text{Energía}$
 - Reactivos: Celulosa y oxígeno.
 - Productos: Dióxido de carbono y agua con liberación de calor y luz.
- c) Aunque la combustión del papel es una reacción exotérmica (libera energía), no ocurre espontáneamente porque requiere una energía de activación. La energía de activación es la barrera energética que los reactivos deben superar para iniciar la reacción. A temperatura ambiente, la energía térmica del entorno no es suficiente para romper los enlaces de la celulosa y permitir la reacción con el oxígeno. Al aplicar calor (por ejemplo, con una llama o una chispa), la celulosa alcanza la energía suficiente y la reacción se vuelve autosuficiente hasta que la celulosa se agota.

Ejercicio 5:

La ecuación de velocidad es:

$$v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$$

Ejercicio 6:

- a) Aumentar la temperatura hace que las partículas se muevan más rápido y choquen con más energía, acelerando la reacción.
- b) Triturar un sólido aumenta la superficie de contacto, permitiendo que la reacción ocurra más rápido.
- c) Un catalizador reduce la energía de activación y acelera la reacción sin consumirse en el proceso.

Ejercicio 7:

- a) Irreversible. La combustión de la madera produce cenizas y gases que no pueden volver a ser madera.
- b) Reversible. El agua evaporada puede condensarse y volver a ser líquida.
- c) Irreversible. La digestión descompone los alimentos en moléculas más pequeñas que el cuerpo utiliza y no se pueden volver a convertir en alimentos originales.
- d) Reversible. El azúcar disuelto en agua se puede recuperar evaporando el agua.

Ejercicio 8:

Si se aumenta la concentración de N_2 , el equilibrio se desplazará hacia la derecha (hacia la formación de NH_3), ya que el sistema intentará consumir el exceso de N_2 .

Ejercicio 9:

- a) Si hay una disminución de la presión, por el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia donde hay mayor número de moles gaseosos, para oponerse a este cambio. En este caso hacia la izquierda.

b) La introducción del reactivo Cl_2 aumenta su concentración, por lo que el equilibrio tenderá a oponerse a este cambio desplazándose hacia la derecha.

c) La introducción de un catalizador no provoca desplazamiento alguno en el equilibrio de la reacción. El catalizador lo que hace es aumentar la velocidad de la reacción, disminuyendo la energía de activación.

Ejercicio 10:

- a) HCl → Ácido. Libera H^+ en solución acuosa.
- b) NaOH → Base. Libera OH^- en solución.
- c) H_2SO_4 → Ácido. Es un ácido fuerte que libera H^+ .
- d) NH_3 → Base. Captura H^+ en solución, formando NH_4^+ .

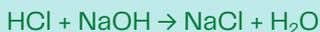
Ejercicio 11:

- a) Ácido clorhídrico (HCl): Ácido fuerte.
- b) Hidróxido de sodio (NaOH): Base fuerte.
- c) Vinagre (ácido acético, CH_3COOH): Ácido débil.
- d) Amoníaco (NH_3): Base débil.
- e) Bicarbonato de sodio (NaHCO_3): Base débil.

Ejercicio 12:

- a) $\text{pH} = 2$: Ácida (El pH es menor a 7).
- b) $\text{pH} = 8$: Básica (El pH es mayor a 7).
- c) $\text{pH} = 7$: Neutra (El pH es igual a 7).
- d) $\text{pH} = 11$: Básica (El pH es mayor a 7).

Ejercicio 13:



Ácido clorhídrico (HCl) reacciona con hidróxido de sodio (NaOH) para formar cloruro de sodio (NaCl) y agua (H₂O).

Ejercicio 14:

- Un ácido fuerte se disocia completamente en agua, liberando todos sus iones hidrógeno (H⁺).
- Un ácido débil se disocia parcialmente en agua, liberando solo algunos de sus iones hidrógeno (H⁺).

Ejercicio 15:

- Si el pH es 3, podemos usar la relación $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ para calcular el pOH:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 3 = 11$$

Por lo tanto, el pOH de la disolución es 11.

Ejercicio 16:

- Jugo de limón: pH entre 2 y 3 (ácido).
- Leche: pH alrededor de 6.5 a 7 (ligeramente ácido a neutro).
- Café: pH entre 5 y 6 (ligeramente ácido).
- Jabón: pH alrededor de 9 a 10 (básico).

Ejercicio 17:

- a) +2
- b) -1
- c) +6
- d) +1
- e) 0
- f) -3
- g) +4
- h) -2
- i) 0
- j) +2

Ejercicio 18:

- a) Zn se oxida, agente reductor; Cu se reduce, agente oxidante.
- b) Na se oxida, agente reductor; Cl₂ se reduce, agente oxidante.
- c) Mg se oxida, agente reductor; O₂ se reduce, agente oxidante.
- d) Al se oxida, agente reductor; Cl₂ se reduce, agente oxidante.
- e) Zn se oxida, agente reductor; H₂ se reduce, agente oxidante.
- f) C se oxida, agente reductor; Fe se reduce, agente oxidante.
- g) H₂ se oxida, agente reductor; F₂ se reduce, agente oxidante.

Ejercicio 19:



Ejercicio 20:

- a) +1.10 V, reacción espontánea, cátodo Cu²⁺, ánodo Zn.
- b) +2.37V, reacción espontánea, cátodo H₂, ánodo Mg.
- c) +0.21V, reacción espontánea, cátodo Pb, ánodo Cu.

Ejercicio 21:

- a) **Corrosión electroquímica uniforme** (herrumbre): ocurre cuando el metal se oxida de manera generalizada en presencia de oxígeno y agua.
- b) **Corrosión galvánica**: ocurre porque el aluminio tiene un menor potencial de reducción que el acero, lo que provoca su deterioro.
- c) **Corrosión por picaduras (pitting)**: el agua salina causa ataques localizados en el acero inoxidable.
- d) **Corrosión química**: el cobre reacciona con el dióxido de azufre para formar sulfatos.
- e) **Corrosión por fatiga**: ocurre por la combinación de esfuerzos mecánicos y un ambiente corrosivo.

Ejercicio 22:

- a. Falso . los electrones circulan por un elemento de corriente externo.
- b. Verdadero en el ánodo que es el polo negativo se produce la reacción de oxidación.
- c. Verdadero. $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$; $E^0 = -0,13 \text{ V}$. $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$; $E^0 = 0,76 \text{ V}$. $\text{Pb}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Pb} + \text{Zn}^{2+}$; $E^0 = 0,76 - 0,13 = 0,63 \text{ V} > 0 \rightarrow$ Reacción espontánea.
- d. Falso. El más oxidante es la especie que se reduce con mayor facilidad, es decir, que tiene mayor potencial de reducción. En este caso es el Fe^{+3} .

Ejercicio 23:

• a. Reacción 1:

Tipo de reacción: Reacción fotolítica

Explicación: La luz ultravioleta (UV) rompe el enlace entre el carbono (C) y el hidrógeno (H) en el cloroformo (CHCl_3), generando productos más simples, como cloruro de carbono (CCl_2) y gas clorhídrico (HCl). Esta es una reacción de ruptura de enlaces, por lo que es fotolítica.

• b. Reacción 2:

Tipo de reacción: Reacción fotoquímica

Explicación: La luz ultravioleta (UV) excita la molécula de oxígeno (O_2), dividiéndola en átomos de oxígeno (O). Aunque los enlaces se rompen, el proceso está activado por la luz sin una ruptura directa de enlaces simples como en las reacciones fotolíticas. Es una reacción fotoquímica porque la luz activa la molécula para que se divida.

- **c. Reacción 3:**

Tipo de reacción: Reacción fotolítica

Explicación: La luz UV rompe el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) en agua (H_2O) y oxígeno (O_2). Esta es una reacción fotolítica porque implica una ruptura de enlace en la molécula de peróxido de hidrógeno debido a la luz.

- **d. Reacción 4:**

Tipo de reacción: Reacción fotoquímica

Explicación: En esta reacción, el oxígeno atómico (O) generado por la luz ultravioleta reacciona con otra molécula de oxígeno (O_2) para formar ozono (O_3). La luz excita a las moléculas de oxígeno, pero no rompe directamente los enlaces, por lo que esta es una reacción fotoquímica.

- **e. Reacción 5:**

Tipo de reacción: Reacción fotolítica

Explicación: La luz solar rompe las moléculas de clorofila en fragmentos orgánicos. Esto es una reacción fotolítica porque la luz causa la ruptura directa de los enlaces en la molécula de clorofila.

