|  |  |
| --- | --- |
| Título del guion | Las disoluciones iónicas |
| Código del guion | CN\_11\_09\_CO |
| Descripción | Descubre el comportamiento de los ácidos y las bases, así como el funcionamiento de las pilas a partir de reacciones químicas. |

[SECCIÓN 1] **1 Las teorías ácido-base**

Los ácidos y las bases son dos grupos de sustancias químicas que están presentes en muchos productos de uso cotidiano. Por ejemplo, las naranjas, los tomates y el vinagre contienen **ácidos**, mientras que algunos de los ingredientes de los jabones y la crema dental son **bases**.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG01 |
| **Descripción** | Fotografía de crema dental en un cepillo de dientes |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4° ESO/Física y química/Los ácidos y bases/¿Qué son los ácidos? |
| **Pie de imagen** | Cuando nos limpiamos los dientes, los componentes con **carácter básico** de la crema de dientes ayudan a neutralizar los ácidos presentes en los alimentos. |

Un **ácido** es una sustancia química que libera iones hidronio (H3O+) al disolverse en el agua. Se caracterizan, entre otras cosas, por tener un sabor agrio, ser corrosivos al entrar en contacto con la piel, ser punzantes al tacto y por perder sus propiedades al reaccionar con las bases.

Una **base** es un compuesto químico que libera iones hidroxilo (OH-) en una solución acuosa. Las bases tienen un sabor amargo; son corrosivas en contacto con la piel; son jabonosas al tacto y pierden sus propiedades al reaccionar con los ácidos.

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| **Contenido** | Las **sustancias corrosivas** producen fuertes irritaciones e incluso quemaduras graves cuando entran en contacto con la piel. |

Las propiedades de los **ácidos** y las **bases**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **PROPIEDAD** | **ÁCIDOS** | **BASES** |
| **Sabor** | Agrio | Amargo |
| **Tacto** | Punzante | Jabonoso |
| **Conducción de la corriente eléctrica** | Sí, disueltos en agua | Sí, disueltas en agua |
| **Acción sobre la piel** | Son corrosivos | Son corrosivas |
| **Acción sobre los colorantes vegetales** | Los hacen cambiar de color | Los hacen cambiar de color |
| **Acción sobre algunos metales** | Los corroen | Los corroen |
| **Acción sobre otros ácidos/bases** | Pierden sus propiedades | Pierden sus propiedades |
| **Acción sobre otras sustancias** | Las disuelven | Las hacen precipitar |

[SECCIÓN 2] **1.1 La teoría de Arrhenius**

El primero en proponer una teoría sobre los ácidos y las bases fue el químico sueco Svante Arrhenius. Él planteó que: un **ácido** es una sustancia que **libera iones hidrógeno** H+ en solución acuosa. En cambio, una **base** es un compuesto que **libera iones hidroxilo** OH- en solución acuosa.

Ácido de Arrhenius

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG02 |
| **Descripción** | Ilustración disociación de ácido nítrico |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | (ninguna) |

Base de Arrhenius

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| Código | CN\_11\_09\_IMG03 |
| **Descripción** | Ilustración disociación hidróxido de sodio |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | (ninguna) |

[SECCIÓN 2] **1.2 La teoría de Brönsted-Lowry**

En la década de 1920 surge una teoría que plantea definiciones más generales sobre los ácidos y las bases. Dicha teoría fue planteada por el químico danés J. N. Brönsted y el químico inglés Thomas Lowry, y determina que un **ácido** es una sustancia que dona o cede protones **(iones hidrógeno H**+**)**, y una **base** es el compuesto capaz de recibir o aceptar dichos protones.

Según esta teoría, todos los **ácidos** poseen una **base conjugada** y todas las **bases** poseen un **ácido conjugado.**

En la reacción entre el ácido nitroso (HNO2) y el agua (H2O), el ácido pierde un protón y se genera la **base conjugada**. El agua, que se comporta como base, acepta el protón y se produce el **ácido conjugado.**

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG04 |
| **Descripción** | Ilustración del par conjugado ácido-base |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | (ninguna) |

En la reacción entre el amoníaco (NH3) y el ácido fluorhídrico (HF), el amoníaco acepta el protón que pierde el ácido fluorhídrico y se producen los respectivos ácido y base conjugados

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| Código | CN\_11\_09\_IMG05 |
| **Descripción** | Ilustración de par conjugado base-ácido |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | (ninguna) |

|  |  |
| --- | --- |
| **Destacado** | |
| **Título** | **El ion H+ y el ion H3O+** |
| **Contenido** | En las disoluciones acuosas, cuando se disocia un ácido, se produce el **ion H+** (protón)**.** Este ion interactúa con los pares electrónicos libres de las moléculas de agua, y forma **iones hidronio** **(H3O+)**.  En algunas ecuaciones químicas se utilizan los símbolos **H+** o **H3O+**, expresiones que representan lo mismo. |

[SECCIÓN 2] **1.3 La teoría de Lewis**

Esta teoría, formulada por Gilbert Lewis, plantea la aceptación o donación de un par de electrones durante una reacción química. De acuerdo con Lewis, un **ácido** es una sustancia capaz de recibir un par de electronespara formar un **enlace covalente** y una **base** es un compuesto capaz de donar un par de electronespara formarun **enlace covalente.**

El amoníaco (NH**3**) es una base de Lewis, en donde el nitrógeno (N) tiene un par de electrones libres con los cuales puede formar un enlace covalente con el protón (H+) proveniente del agua.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG06 |
| **Descripción** | Ilustración de base y ácido de Lewis |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | (ninguna) |

[SECCIÓN 2] **1.4 Consolidación**

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| Practica: recurso aprovechado | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC10 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/ ¿Qué son los ácidos y las bases?/ Consolidación/ |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Cambiar el título “Refuerza tu aprendizaje: ¿Qué son los ácidos y las bases?” por “Refuerza tu aprendizaje: Las teorías ácido-base”  Cambiar la descripción “Actividades sobre ¿Qué son los ácidos y las bases” por “Actividades sobre Las teorías ácido-base” |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: Las teorías ácido-base |
| **Descripción** | Actividades sobre Las teorías ácido-base |

[SECCIÓN 1] **2 La autoionización del agua**

Se entiende por **autoionización del agua** la reacción química en la que una molécula de agua actúa como **ácido** para transferir un **protón** a otra molécula de agua que funciona como **base**. Esta transferencia da lugar a la formación de un ion hidronio (H3O+) y un ion hidroxilo (OH-). Dicha reacción se expresa así:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG07 |
| **Descripción** | Ilustración autodisociación del agua |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | (ninguno) |

En el proceso de autoionización del agua son pocas las moléculas que se ionizan, por ello, en estas circunstancias, se considera al agua una sustancia mala conductora de la electricidad.

|  |  |
| --- | --- |
| Recuerda | |
| **Contenido** | Un**ion** es un átomo o grupo de átomos con carga eléctrica positiva (catión) o negativa (anión).  La **disociación iónica** es el proceso por el cual una sustancia disuelta en agua se separa en los iones que la forman.  Por ejemplo:  **http://profesores.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package10434/InfoGuion/cuadernoestudio/images_xml/FQ_10_07_formula1_resized.gif** |

[SECCIÓN 2] **2.1 La constante de disociación del agua**

La constante de disociación del agua, también conocida como **constante del producto iónico del agua**, es una relación matemática que expresa el producto iónico del agua, que resulta de multiplicar la concentración de iones hidronio [H3O+] por la concentración de iones hidroxilo [OH-]. Esta constante es específica para la autoionización del agua (a una temperatura de 25°C), se representa como *Kw* y se expresa de la siguiente manera:

|  |  |
| --- | --- |
| Destacado | |
| **Título** | **Concentración de iones en el agua** |
| **Contenido** | Como el agua es neutra, la concentración de **iones hidronio** [H3O+] es igual que la concentración de **iones hidroxilo [OH-]** |

[SECCIÓN 2] **2.2 La acidez de las disoluciones**

Cuando un **ácido** se disuelve en agua, se disocia formando **iones hidronio** (H3O+) en un número mucho mayor al de los iones hidroxilo (OH‒) aportados por las pocas moléculas de agua ionizadas.

Cuando una **base** se disuelve en agua, se disocia formando **iones hidroxilo** (OH‒) en un número mucho mayor al de los iones (H3O+) aportados por las pocas moléculas de agua ionizadas.

|  |  |
| --- | --- |
| **Tipos de disoluciones de acuerdo con la concentración de iones hidronio e hidroxilo** | |
| DISOLUCIÓN | CONCENTRACIONES DE IONES HIDRONIO E HIDROXILO |
| Neutra | [H3O+] = [OH‒] |
| Ácida | [H3O+] > [OH‒] |
| Básica | [H3O+] < [OH‒] |

Se puede expresar la acidez o la basicidad de una sustancia siempre y cuando se conozca la concentración de uno de los iones.

Ejemplo: Una disolución a 25 °C tiene una concentración de iones hidronio de M. ¿Qué tipo de disolución es?

1. Escribimos la ecuación de la disociación del agua:

1. Reemplazamos la concentración conocida de ion hidronio:

1. Despejamos la variable desconocida que corresponde, en este caso, a la concentración de ion hidroxilo:
2. Hallamos el valor de la concentración de ion hidroxilo:

La disolución es **ácida** porque la concentración de iones hidronio (H3O+) es mayor que la concentración de iones hidroxilo (OH‒).

[SECCIÓN 2] **2.3 Consolidación**

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC20 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: La autoionización del agua |
| **Descripción** | Actividades sobre La autoionización del agua |

[SECCIÓN 1] **3 El pH y el pOH**

Para saber qué tan fuerte es un **ácido**, hay que conocer la **concentración de iones hidronio (H3O+)** en la disolución. Lo mismo se aplica para las **bases** respecto a la **concentración de iones hidroxilo** (OH‒).

Los valores reales de las concentraciones de estos iones son muy pequeños (del orden de 10‒1 a 10‒14) por lo que resulta incómodo hacer cálculos con estas cifras. Para evitarlo, se definió el **pH** o **potencial de hidrógeno**.

El **pH** indica la **concentración molar de iones hidronio** (H3O+) presentes en una disolución acuosa ácida o básica y se define de la siguiente manera:

donde [H3O+] es la concentración de iones H3O+ en moles por litro (mol/L).

De modo semejante, para las disoluciones básicas, el **pOH** se expresa como:

El pH y el pOH están relacionados por la fórmula:

|  |  |
| --- | --- |
| Recuerda | |
| **Contenido** | La**molaridad (M)** es una forma de expresar la concentración de las disoluciones. Se define como el número de moles de soluto disueltos en 1 L de disolución, y su unidad es mol/L. |

[SECCIÓN 2] **3.1 La escala de pH**

La**escala** de **pH** es una recta numérica que va del 0 al 14 y sirve para medir la acidez de una sustancia. La escala está dividida en 14 unidades. El pH de cualquier disolución acuosa ácida o básica estará siempre comprendido entre estos dos valores extremos.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG08 |
| **Descripción** | Fotografía de la escala de pH |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4° ESO/Física y química/los ácidos y las bases/El pH/La escala de pH |
| **Pie de imagen** | **Escala de pH**: la acidez aumenta a medida que disminuye el pH (de 6 a 0) y la basicidad aumenta a medida que aumenta el pH (de 8 a 14). |

[SECCIÓN 2] **3.2 La determinación del pH**

En el laboratorio, el pH se puede medir utilizando el papel pH o un aparato llamado pH-metro (peachímetro).

El **papel pH** (o papel indicador de pH) es una tira de papel impregnada con una disolución de varios indicadores que cambian de color de acuerdo con el valor de pH. Esta mezcla adquiere diferentes colores al ponerse en contacto con una disolución, según el pH de esta. Sirve para conocer de forma rápida y aproximada la fuerza de una disolución ácida o básica.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG09 |
| **Descripción** | Fotografía de papel indicador de pH |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4°ESO/Física y química/los ácidos y las bases/El pH/¿cómo se mide el pH? |
| **Pie de imagen** | **Papel pH**. Al poner en contacto un extremo de la tira con la disolución que se desea analizar, el papel adquiere un determinado color. |

El **procedimiento** es el siguiente: se coloca una gota de la disolución sobre un trocito de papel pH y se compara el color que adquiere el papel con los colores de la escala de referencia, que tienen asignado un número de pH.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG10 |
| **Descripción** | Fotografía de gráfico que muestra el pH de algunas sustancias cotidianas |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4°ESO/Física y química/los ácidos y las bases/El pH/¿cómo se mide el pH? |
| **Pie de imagen** | El gráfico muestra el **pH** de distintas disoluciones de uso cotidiano y los colores que adquiere el **papel pH** con cada una de ellas. |

El **pH-metro** es un aparato que sirve para realizar una medición más precisa que la obtenida con un papel pH y permite leer directamente el pH en una pantalla. Para que funcione de forma correcta, es necesario calibrarlo con una sustancia de pH conocido, denominada solución patrón o *buffer*.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG11 |
| **Descripción** | Fotografía de equipo pHmetro |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4°ESO/Física y química/los ácidos y las bases/El pH/¿cómo se mide el pH? |
| **Pie de imagen** | En un **pH-metro** la muestra de la cual se quiere medir el pH está dentro del vaso de precipitados. El electrodo se introduce en el líquido y el valor de pH se lee en la pantalla. |

En este video puedes ver cómo se determina el pH de una muestra de agua de piscina [[VER]](http://www.youtube.com/watch?v=duNX-XvSgiQ&feature=related).

[SECCIÓN 2] **3.3 Los ácidos y las bases: fuertes y débiles**

La fuerza de los ácidos y de las bases depende de su **capacidad para disociarse** en iones cuando se hallan disueltos en agua. No todos los ácidos y las bases tienen la misma capacidad para romper sus moléculas y liberar (ácidos) o aceptar (bases) iones hidronio. La fracción de las moléculas que se ionizan en un medio acuoso depende de la naturaleza de la sustancia.

[SECCIÓN 3] **3.3.1 Los ácidos y las bases fuertes**

Los ácidos y las bases fuertes se disocian completamente en iones en una disolución acuosa. Un ejemplo de ácido fuerte es el ácido clorhídrico (HCl) y una base fuerte es el hidróxido de potasio (KOH).

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG12 |
| **Descripción** | Ilustración disociación ácido clorhídrico e hidróxido de potasio |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | (ninguna) |

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG13 |
| **Descripción** | Fotografía de disociación de un ácido fuerte |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4° ESO/Física y química/los ácidos y las bases/La fuerza de los ácidos y las bases |
| **Pie de imagen** | Esquema de la disociación de un ácido fuerte en agua (no se representan las moléculas de agua). |

En la disociación de un **ácido fuerte** en agua, la concentración de iones (H3O+) es aportada únicamente por el ácido, mientras que en la disociación acuosa de una **base fuerte**, la concentración de (OH-) es aportada únicamente por la base. Este hecho permite calcular el pH de una manera sencilla.

Ejemplo: ¿Cuál es el pH de una disolución 0,03M de HCl?

1. Planteamos la ecuación de la disociación de la sustancia

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG14 |
| **Descripción** | Ilustración disociación ácido fuerte (ácido clorhídrico) |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | (ninguna) |

1. El enunciado nos indica que la disolución es 0,03 M de HCl. El HCl es un ácido fuerte, por lo tanto se disocia completamente. En la disolución acuosa habrá 0,03 M de iones (H3O+) y 0,03 M de Cl-
2. Escribimos la ecuación del pH:
3. Reemplazamos el valor de la concentración de iones H3O+:
4. Hallamos el valor del pH:

|  |  |
| --- | --- |
| Destacado | |
| Título | **Determinación de concentraciones de iones H3O+ a partir del pH** |
| **Contenido** | Cuando se necesite determinar la concentración de iones H3O+, teniendo en cuenta el pH, se debe utilizar la siguiente ecuación:  Ejemplo: ¿Cuál es la concentración de H3O+ de una disolución cuyo pH es 9,6? |

|  |  |
| --- | --- |
| Practica: recurso aprovechado | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC30 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/El pH/ ¿Cómo se mide el pH?/ |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Eliminar las filas Ácido acético 0,7 M y Amoníaco 1M |
| **Título** | Calcula el pH de las disoluciones |
| **Descripción** | Actividad para practicar el cálculo del pH de disoluciones ácidas y básicas |

[SECCIÓN 3] **3.3.2 Los ácidos y las bases débiles**

Los ácidos y las bases se disocian parcialmente en una disolución acuosa. Un ejemplo de **ácido débil** es el ácido fluorhídrico (HF) y uno de **base débil** es el amoníaco (NH3).

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG15 |
| **Descripción** | Ilustración de disociación de ácido fluorhídrico y amoníaco |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | (ninguna) |

En la disociación de ácidos y bases débiles se establece un equilibrio químico que denotamos por una doble flecha. En estos casos, la sustancia no se disocia completamente. Así, en una disolución acuosa de ácido fluorhídrico habrá iones fluoruro (F-), iones hidronio (H3O+) y moléculas de HF. En el caso de la disolución de amoníaco coexistirán iones amonio (NH4+), iones hidroxilo (OH-) y moléculas de amoníaco (NH3).

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG16 |
| **Descripción** | Fotografía disociación de un ácido débil |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4° ESO/Física y química/los ácidos y las bases/La fuerza de los ácidos y las bases |
| **Pie de imagen** | Esquema de la disociación de un ácido débil en agua (no se representan las moléculas de agua). |

|  |  |
| --- | --- |
| Practica: recurso aprovechado | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC40 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4°ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/ El pH/ La escala de pH/ |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Sin cambios. |
| **Título** | Distingue entre ácidos y bases |
| **Descripción** | Actividad con animación incluida diseñada para plantear en qué se diferencian los ácidos y las bases. |

|  |  |
| --- | --- |
| Practica: recurso aprovechado | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC50 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4°ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/ la fuerza de los ácidos y las bases/ practica/Clasifica los ácidos y las bases |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Sin cambios. |
| **Título** | Clasifica los ácidos y las bases |
| **Descripción** | Actividad para el concepto de la fuerza de ácidos y bases |

|  |  |
| --- | --- |
| Profundiza: recurso aprovechado | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC60 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/ ¿Qué son los ácidos y las bases?/Los ácidos/ |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | **En la ficha del profesor**  Cambiar la palabra “alumnos” por “estudiantes”  En la parte **después de la presentación**, disponer de motas a cada de los apartados y quitarles los puntos.    **En la ficha del alumno**    Cambiar “Ficha del alumno” por “Ficha del estudiante”  En la ecuación: CH3COOH(ac) + H2O(l)  ↔ CH3COO–(ac) + H3O+(ac) por favor cambiar la flecha doble sentido por dos flechas  En el último párrafo:   * Para ampliar la información sobre el tema, no dejes de hacer clic en el enlace del Proyecto Ulloa, del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte [[VER](http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa1/tercero/tema4/oa5/index.html)].   Adicionar de España   * Para ampliar la información sobre el tema, no dejes de hacer clic en el enlace del Proyecto Ulloa, del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte de España [[VER](http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa1/tercero/tema4/oa5/index.html)]. |
| **Título** | **Los ácidos** |
| **Descripción** | Interactivo que sirve para entender qué son los ácidos, sus características y cómo reaccionan con otras sustancias |
| **Fichas** | **Ficha del profesor**   * **Objetivo**   Con este interactivo se pretende que los estudiantes experimenten con sustancias ácidas para conocer sus propiedades y comprendan cómo reaccionan.   * **Propuesta**   **Antes de la presentación**  Se sugiere realizar una breve introducción sobre el tema, recordando a los estudiantes qué es un ácido y cuáles son sus propiedades.  **Durante la presentación**  Las explicaciones sobre el procedimiento experimental se pueden poner en práctica a medida que se avanza en la presentación del interactivo, o bien hacer la presentación de una sola vez para que los estudiantes anoten los pasos necesarios para realizar el experimento y lo lleven a cabo después.  **Después de la presentación**  No hay que olvidar que al finalizar la tarea los estudiantes deberán elaborar un informe en el que no pueden faltar los siguientes apartados:   * + Introducción.   + Objetivo.   + Material.   + Esquema del procedimiento.   + Observaciones.   + Resultados.   + Conclusiones.   Aunque pueden trabajarse los informes en grupo, se recomienda que cada estudiante elabore el suyo por escrito. Es mejor no dejar este trabajo para la casa. Tampoco interesa que sea un informe muy extenso, sino claro y conciso, en el que el estudiante sea capaz de explicar cada concepto en pocas palabras. Una vez finalizado el informe, se recogerá el material y se devolverá corregido, con los comentarios pertinentes, pasados unos días.  Si se desea ampliar la información sobre el tema, consulta el enlace de la página del Departamento de Química de la Universidad de Guelph (en inglés) [[VER](http://www.chembio.uoguelph.ca/educmat/chm19104/chemtoons/chemtoons1.htm)], donde se muestra una serie de animaciones de las moléculas de agua y de ácidos fuertes y débiles en disolución.  **Ficha del estudiante**   * **¿Qué son los ácidos?**   Los **ácidos** son compuestos químicos que ceden protones cuando se encuentran en disolución.   * **El pH de los ácidos**   El **pH** es una medida de la acidez o la alcalinidad de una sustancia química disuelta en un disolvente. Se calcula a partir de la concentración de iones hidronio (H3O+) que tenga la disolución. Según el pH que presente la disolución, los ácidos pueden ser:   * + **Fuertes**: tienen un valor de pH de entre 0 y 2.   + **Débiles**: tienen un valor de pH de entre 2 y 7.   Los **ácidos fuertes** se disocian totalmente en disolución, como es el caso del ácido sulfúrico:  H2SO4(ac) + H2O(l) → HSO–4(ac) + H3O+(ac)  En este caso, se forma ión hidrogenosulfato (HSO4-), que presenta carácter básico frente al agua. Se dice que el ión hidrogenosulfato es la **base conjugada** del ácido sulfúrico.  En el caso de los **ácidos débiles**, se forma un equilibrio en disolución y, por lo tanto, su disociación es parcial:  CH3COOH(ac) + H2O(l)  ↔ CH3COO–(ac) + H3O+(ac)   * **Las reacciones de neutralización**   Los ácidos reaccionan con las bases, lo que da como resultado una sal y pH neutro. Estas reacciones se conocen como **reacciones de neutralización**: H2SO4(ac) + NH3(ac) → NH4+ + HSO4(ac)–   * **La corrosión**   Algunos ácidos también pueden atacar a los metales. Esto sucede mediante un proceso conocido como **corrosión**, durante el que se lleva a cabo una reacción **redox**, como en el caso siguiente:  Zn(s) +2HCl(ac) → ZnCl2(ac) + H2(g)  Cuando se produce la corrosión de un metal, este se oxida (aumenta su número de oxidación) y los protones se reducen a hidrógeno gas.   * Para ampliar la información sobre el tema, no dejes de hacer clic en el enlace del Proyecto Ulloa, del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte [[VER](http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa1/tercero/tema4/oa5/index.html)]. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC70 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4° ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/ ¿Qué son los ácidos y las bases?/ Las bases/ |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | **En la ficha del profesor**  Cambiar la palabra “alumnos” por “estudiantes”  En el apartado **durante la presentación**  Disponer de cada pregunta en motas y dejar espacio entre cada una.    En la parte **después de la presentación**, disponer de motas a cada de los apartados y quitarles los puntos.      **En la ficha del alumno**  Cambiar “Ficha del alumno” por “Ficha del estudiante”  En el apartado de Bases fuertes y bases débiles  Disponer en motas |
| **Título** | Las bases |
| **Descripción** | Interactivo que ayuda a entender qué son los hidróxidos, sus características y la manera en que reaccionan con otras sustancias |
| **Fichas** | **Ficha del profesor**   * **Objetivo** * Con este interactivo se pretende que los estudiantes experimenten con las sustancias básicas para conocer sus propiedades. * **Propuesta**   **Antes de la presentación**  Se sugiere introducir el tema recordando a los estudiantes qué es una base y qué propiedades tiene. Se puede invitar a los estudiantes a que nombren algunos ejemplos de bases que ellos conozcan.  **Durante la presentación**  Las explicaciones sobre el procedimiento experimental se pueden poner en práctica a medida que se avanza en la presentación del interactivo. También puede hacerse la presentación de una sola vez para que los estudiantes tomen notas y hagan las preguntas necesarias para entender cómo se llevará a cabo el experimento después.  Conviene que los estudiantes formulen los diferentes reactivos que se muestran a lo largo del interactivo, pues serán los que vayan a utilizar cuando se pongan manos a la obra con el experimento. También valdría la pena plantear en este momento preguntas como:   * + ¿Qué es el pH?   + ¿Por qué se utiliza agua desionizada en el experimento?   + ¿Por qué en algunas ocasiones es necesario calentar el tubo de ensayo?   Según las respuestas que se obtengan, habrá que plantearse la necesidad o no de aclarar algún concepto que no se haya entendido bien.  **Después de la presentación**  Al finalizar la tarea, los estudiantes deberán preparar un informe. En dicho informe constarán los siguientes apartados:   * + Introducción.   + Objetivo.   + Material.   + Esquema del procedimiento.   + Observaciones.   + Resultados.   + Conclusiones.   La realización del informe será un trabajo individual que, de ser posible, debe elaborarse en clase. Hechos los informes, se recogerán y se devolverán corregidos días después.   * Para ampliar la información sobre el tema, vale la pena visitar la página Hiru, del Gobierno Vasco [[VER](http://www.hiru.com/quimica/formulacion-de-compuestos-inorganicos-ternarios)]. Si además de trabajar el concepto de base le interesa profundizar en la competencia en lengua extranjera, otra opción es hacer clic en el enlace del Departamento de Química de la Universidad de Iowa (en inglés) [[VER](http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/acidbasepH/ph_meter.html)], donde se muestra un simulador que permite medir el pH de diferentes disoluciones.   **Ficha del alumno**   * **¿Qué son las bases?**   Las **bases**son compuestos químicos que captan protones cuando se encuentran en disolución.   * **Bases fuertes y bases débiles**   Según el pH que tengan, las bases pueden ser:   * + **Fuertes**: la disolución presenta un valor de pH de entre 11 y 14.   + **Débiles**: la disolución presenta un valor de pH de entre 7 y 11.   Las bases fuertes dan una **disociación total** en disolución, como es el caso del hidróxido sódico:  NaOH(ac) → Na+(ac) + OH–(ac)  En cambio, las bases débiles forman un equilibrio en disolución. Se dice que su **disociación** es **parcial**:  NH3(ac) + H2O(l) ↔ NH+4(ac) + OH–(ac)  Al disolverse el amoníaco en medio acuoso, se forma el ión amonio (NH4+) que se comporta como un ácido frente al agua. Se dice que el ión amonio es el **ácido conjugado** del amoníaco.  Todas las sustancias básicas tienen su correspondiente ácido conjugado.   * Para saber más sobre las bases, no dejes de hacer clic en el enlace de Hiru, del Gobierno Vasco [[VER](http://www.hiru.com/quimica/formulacion-de-compuestos-inorganicos-ternarios)]. |

[SECCIÓN 2] **3.4 Las disoluciones buffer**

Una **disolución buffer**, también conocido como **tampón químico** o **disolución reguladora,** es una mezcla que contiene concentraciones considerables de un par conjugado ácido-base. Su principal propiedadconsiste enmantener constante el **pH** cuando se añaden cantidades pequeñas de ácido o de base. Estas soluciones tienen gran importancia en procesos químicos, industriales, biológicos, fisiológicos, entre otros.

Existen dos tipos de disoluciones buffer:

* Ácido débil y la sal de su base conjugada, por ejemplo ácido acético y acetato de sodio

* Base débil y la sal de su ácido conjugado, por ejemplo amoníaco y cloruro de amonio

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG17 |
| **Descripción** | Fotografía de sangre en un tubo de ensayo |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 173050052  http://thumb9.shutterstock.com/display_pic_with_logo/483139/173050052/stock-photo-hand-with-latex-glove-holding-blood-sample-vial-in-front-of-blood-test-form-173050052.jpg |
| **Pie de imagen** | El rango de pH normal en la sangre humana va de 7,35 a 7,45. Un aumento de pH que supere a 7,8 o una disminución de pH hasta 6,8 produce la muerte. En la sangre el principal mecanismo amortiguador es el sistema ácido carbónico-bicarbonato. |

[SECCIÓN 2] **3.5 Consolidación**

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC80 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: El pH y el pOH |
| **Descripción** | Actividades sobre el pH y el pOH |

[SECCIÓN 1] **4 Los indicadores ácido-base**

Para averiguar con rapidez si una disolución es ácida o básica se utilizan los **indicadores**. Estas sustancias tienen la propiedad de **cambiar de color** cuando la acidez o la basicidad de una disolución sobrepasa un determinado valor. Algunos cambian de color si están en contacto con un ácido o con una base. Basta con añadir dos o tres gotas de indicador a la disolución y observar qué color adquiere el líquido.

Hay muchos indicadores ácido-base; dos de los más usados en el laboratorio de química son la fenolftaleína y el tornasol. Puedes observar el intervalo de viraje de algunos indicadores ácido-base en el siguiente esquema de la Gran Enciclopedia Planeta [[VER]](http://profesores.aulaplaneta.com/BCRedir.aspx?URL=/encyclopedia/default.asp?idpack=11&idpil=001D8H01&ruta=Buscador).

**Los indicadores ácido-base más comunes**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| INDICADOR | COLOR EN MEDIO ÁCIDO | COLOR EN MEDIO BÁSICO |
| Tornasol | Rojo | Azul |
| Fenolftaleína | Incoloro | Rosa-magenta |
| Naranja de metilo | Rojo | Amarillo |
| Azul de bromotimol | Amarillo | Azul |

Los indicadores permiten **reconocer la presencia** de un ácido o de una base en disolución pero no dan una idea de su fuerza.

|  |  |
| --- | --- |
| Profundiza recurso nuevo | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC90 |
| **Título** | Los indicadores ácido-base |
| **Descripción** | Interactivo que sirve para comprender la importancia de los indicadores ácido-base |

[SECCIÓN 2] **4.1 Consolidación**

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC100 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4° ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/ Los indicadores ácido-base/ Consolidación |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Sin cambios. |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: Los indicadores ácido-base |
| **Descripción** | Actividades sobre Los indicadores ácido-base |

[SECCIÓN 1] **5 Las reacciones de los ácidos y las bases**

Los ácidos y las bases pueden reaccionar entre sí o con otras sustancias. Entre las reacciones más importantes, se pueden citar las siguientes:

[SECCIÓN 2] **5.1 La reacción de una base con una sal de amonio**

El metal de la base (en este caso, sodio) desplaza al **ion amonio** (NH4+) de la sal y este forma **amoníaco** (NH3) gaseoso.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG18 |
| **Descripción** | Fotografía de reacción de una base con una sal de amonio |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4° ESO/Física y química/los ácidos y las bases/las reacciones de los ácidos y las bases/ Reacción de una base con una sal de amonio |
| **Pie de imagen** | Cuando el hidróxido de sodio reacciona con el cloruro de amonio, desplaza al ion amonio de este último compuesto y se produce cloruro de sodio, amoníaco y agua. |

[SECCIÓN 2] **5.2 La reacción de un ácido con un metal**

Los metales, como el zinc o el hierro, se oxidan, mientras que el **hidrógeno** del ácido se reduce y se desprende como gas.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG19 |
| **Descripción** | Ilustración reacción de un ácido con un metal |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4° ESO/Física y química/los ácidos y las bases/las reacciones de los ácidos y las bases/Reacción de un ácido con un metal |
| **Pie de imagen** | Cuando el ácido sulfúrico reacciona con zinc se obtiene sulfato de zinc e hidrógeno. Se trata de una reacción redox en la que el zinc se oxida y el hidrógeno del ácido se reduce. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| Contenido | En una **reacción redox**, un elemento se oxida (cede electrones), mientras que otro se reduce (acepta electrones). El estado de oxidación indica el número de electrones intercambiado. |

[SECCIÓN 2] **5.3 La reacción de un ácido con un carbonato**

El carbonato de calcio (componente principal del mármol) es atacado por los ácidos y produce efervescencia debido al desprendimiento de **dióxido de carbono** gaseoso.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG20 |
| **Descripción** | Fotografía de reacción de un ácido con un carbonato |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4° ESO/Física y química/los ácidos y las bases/las reacciones de los ácidos y las bases/Reacción de un ácido con un carbonato |
| **Pie de imagen** | El ácido sulfúrico es uno de los componentes de la lluvia ácida, por lo que esta reacción afecta severamente al mármol de los edificios y monumentos. Puedes ampliar información sobre la lluvia ácida y sus efectos en el medio ambiente en el siguiente artículo de la Gran Enciclopedia Planeta [[VER]](http://profesores.aulaplaneta.com/BCRedir.aspx?URL=/encyclopedia/default.asp?idreg=555279&ruta=Buscador). |

[SECCIÓN 2] **5.4 La neutralización**   
  
La neutralización es la reacción entre un ácido y una base para dar una sal y agua como productos.

Una **sal** es un compuesto cristalino formado por el ion positivo de la base y el ion negativo del ácido. Si todos los hidrógenos del ácido son sustituidos por el metal de la base, la sal resultante será neutra; en caso contrario, se obtendrá una sal ácida. Puedes ampliar la información sobre los distintos tipos de sales en el siguiente artículo de la Gran Enciclopedia Planeta [[VER]](http://profesores.aulaplaneta.com/BCRedir.aspx?URL=/encyclopedia/default.asp?idreg=555710&ruta=Buscador).

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG21 |
| **Descripción** | Fotografía reacción de neutralización |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4° ESO/Física y química/los ácidos y las bases/las reacciones de los ácidos y las bases/la neutralización |
| **Pie de imagen** | La neutralización del ácido clorhídrico con hidróxido de sodio produce cloruro de sodio y agua. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Profundiza: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC110 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/los ácidos y las bases/las reacciones de los ácidos y las bases/la neutralización |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | **En la ficha del profesor**  En el momento durante la presentación, disponer las preguntas en motas    En el momento “**Después de la presentación**”   * Cambiar “propón” por “Proponga”   Cambiar la palabra “alumnos” por “estudiantes”  **En la ficha del alumno**  Cambiar “Ficha del alumno” por “Ficha del estudiante”  Disponer en motas cada una de las preguntas |
| **Título** | Las sales neutras |
| **Descripción** | Secuencia de imágenes que permite explicar qué son las sales neutras y cómo se encuentran en la naturaleza. |
| **Fichas** | **Ficha del profesor**  *Objetivo*  Esta secuencia de imágenes tiene como objetivo mostrar qué son las sales, sus propiedades y algunos ejemplos que pueden encontrarse en la naturaleza.  *Propuesta*  Durante la presentación  Mientras se visualiza el recurso, se sugiere plantear en la clase algunas preguntas sobre el tema:  - ¿Qué es un catión? ¿Y un anión?  - ¿En qué consiste una reacción ácido-base?  - ¿Qué estructura tiene un cristal?  - ¿Qué elementos de la Tabla periódica pertenecen al grupo de los alcalinos? ¿Qué valencia suelen presentar?  - Al tener un elevado punto de fusión, ¿podemos conocer qué tipo de enlace presentan las sales?  - ¿Cómo se llaman las sustancias que conducen la electricidad en disolución?  - ¿Qué significa que las sales se disocian?  Como actividad adicional, conviene que los estudiantes practiquen un poco de formulación. Se les puede pedir que lo hagan con los compuestos que aparecen en el recurso: CaCO3, NaCl, Ca3PO4.  *Después de la presentación*  Proponga a los estudiantes que busquen información sobre otras sales fundamentales para los seres vivos.  Si se desea añadir alguna actividad adicional, vale la pena hacer clic en la página web del Departamento de Química de la Universidad de Iowa (en inglés) [[VER](http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/stoichiometry/acid_base.html)], que permite trabajar con un simulador de una valoración ácido-base.  **Ficha del estudiante**  ¿Qué son las sales neutras?  Una **sal** es un compuesto químico de **carga nula** formado por **cationes** (iones de carga positiva) y **aniones** (iones con carga negativa). Se obtiene a partir de reacciones ácido-base, como la siguiente:  NaOH(ac) + HCl (ac) → NaCl (ac) + H2O(l)  En este caso, la **sal neutra** es el cloruro de sodio o sal común.  Características de las sales neutras  Las sales neutras se caracterizan principalmente por:  - **Forman cristales**, es decir, especies químicas compuestas por átomos ordenados.  - Son, muchas de ellas, **solubles en agua**. Una excepción son los carbonatos de los elementos alcalinotérreos.  - Tienen un **elevado punto de fusión**.  - Son muy **duras**.  - **Conducen la electricidad** en disolución o fundidas.  - En disolución, son capaces de **disociarse**, es decir, de separarse en aniones y cationes. Este proceso es reversible.  En el caso del cloruro de sodio, la disociación sería:  NaCl(ac) → Na+(ac) + Cl-(ac) |

[SECCIÓN 2] **5.5 La valoración ácido-base**

La **valoración ácido-base** permite determinar la **concentración desconocida** de una disolución ácida o básica**.** El procedimiento consiste en adicionar de manera controlada volúmenes de una sustancia de **concentración conocida** que puede ser una **base** o un **ácido**.En el proceso de la valoración se produce una **reacción de neutralización.**

El punto en el cual han reaccionado cantidades equivalentes de ácido y de la base es denominado **punto de equivalencia** o **punto de neutralización**.

A nivel experimental el punto de equivalencia no se puede determinar, ya que es un dato teórico; sin embargo, se puede establecer el **punto final** de la valoración mediante el cambio de coloración de la disolución valorada (disolución de concentración desconocida). El **punto final** coincide con gran precisión con el **punto de equivalencia**.

El cambio de coloración de la disolución valorada se debe a la adición de una sustancia indicadora ácido-base.

En este video puedes ver cómo se realiza una valoración ácido-base [[VER]](http://www.youtube.com/watch?v=glkB6K6akPU&playnext=1&list=PL92F8C1E3C96A0429&feature=results_video).

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG22 |
| **Descripción** | Fotografía de un laboratorista realizando una valoración |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 254930377  http://thumb101.shutterstock.com/display_pic_with_logo/2792674/254930377/stock-photo-a-woman-wearing-a-white-coat-and-safety-glasses-is-doing-an-experiment-in-a-school-laboratory-254930377.jpg |
| **Pie de imagen** | Para realizar una valoración ácido-base se necesitan los siguientes instrumentos: **bureta** y **matraz Erlenmeyer**. |
|  | |

|  |  |
| --- | --- |
| Recuerda | |
| Contenido | En la **bureta** se adiciona la disolución de concentración conocida y en el **matraz Erlenmeyer** se debe encontrar la disolución con concentración desconocida, a la cual se le adiciona el indicador ácido-base. |

|  |  |
| --- | --- |
| Profundiza: recurso aprovechado | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC120 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4° ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/Las reacciones de los ácidos y las bases/La neutralización/La valoración ácido–base/profundiza: Las reacciones de neutralización |
| Cambio (descripción o capturas de pantallas) | Cambiar título “Las reacciones de neutralización” por la “La valoración ácido-base”  Cambiar descripción “Interactivo que muestra una reacción de neutralización entre un ácido y una bases” por “Interactivo que muestra valoraciones ácido-base”  **En la ficha del profesor**  Cambiar la palabra “alumnos” por “estudiantes”  En el apartado **antes de la presentación**, disponer las preguntas en motas    En el apartado **durante la presentación**, disponer las preguntas en motas    En el apartado **después de la presentación** realizar el cambio de acuerdo con la imagen:    En el ladillo cambiar “Las reacciones de neutralización” por “ La valoración ácido-base”  **En la ficha del alumno**  Cambiar “Ficha del alumno” por “Ficha del estudiante”  Realizar los cambios de acuerdo con la imagen    En el apartado **Vocabulario adicional**, disponer en motas cada uno de los conceptos.  En el apartado de **Vocabulario adicional,** reemplazar el concepto **“**Matraz erlenmeyer” por matraz Erlenmeyer  En el ladillo cambiar “Las reacciones de neutralización” por “ La valoración ácido-base”  En el apartado ver (último párrafo) cambiar “Si deseas saber más sobre el tema, no dudes en hacer clic en el enlace de la página del Proyecto Ulloa, del Ministerio de Educación, CUltura y Deporte [[VER](http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa1/tercero/tema4/oa5/index.html)]” por. “Si deseas saber más sobre el tema, no dudes en hacer clic en el enlace de la página del Proyecto Ulloa, del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte de España [[VER](http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa1/tercero/tema4/oa5/index.html)]” |
| **Título** | La valoración ácido-base |
| **Descripción** | Interactivo que muestra valoraciones ácido-base |
| **Fichas** | **Ficha del profesor**  **Objetivo**  Con este interactivo se pretende que los estudiantes entiendan en qué consiste una valoración ácido-base.  **Propuesta**  Antes de la presentación  Conviene introducir el tema realizando algunas preguntas a los estudiantes como:  - ¿Qué es un ácido? ¿Y una base?  - ¿Qué es una valoración ácido-base?  - ¿Para qué se utiliza esta técnica?  A partir de las respuestas que se obtengan, se podrá valorar el nivel que tiene la clase sobre el tema.  Durante la presentación  Se propone que los estudiantes trabajen de forma individual con el simulador. A la vez que lo utilizan, se pueden ir planteando algunas preguntas para sacar más partido del interactivo:  - ¿Cómo podemos decidir qué reactivo valorante debemos utilizar?  - ¿Por qué se diluye la muestra?  - ¿Por qué motivo no se realiza la dilución de la muestra en un vaso de precipitados?  - ¿Para qué sirve una pipeta?  - ¿Qué indica el enrase de un matraz aforado?  - ¿Qué es un indicador ácido-base?  - ¿Podría utilizarse otra sustancia indicadora que no fuera la fenolftaleína?  - ¿Qué es una bureta?  - ¿Cómo se realiza el cálculo de la concentración de la disolución?  Después de la presentación  Una experiencia en laboratorio sería el complemento ideal para esta sesión de simulación. Podría hacerse el mismo experimento en laboratorio para que los estudiantes vieran en la realidad lo que el simulador les ha permitido comprobar con un medio interactivo.  El trabajo con papeles indicadores resulta especialmente atractivo. Comprobar cómo se colorea el papel indicador al introducirse en sustancias distintas es algo que podría hacerse con los estudiantes. Luego, se trabajaría la medida de la acidez o basicidad, y se pediría a cada uno que tomara notas.  En el experimento completo se utilizan algunos compuestos corrosivos, por lo cual no recomendamos que todos los estudiantes participen en el experimento. Es mejor que se lleve a cabo solo en la mesa del profesor. Como siempre, habrá que recordar la normativa de seguridad antes de empezar el trabajo de laboratorio.  Si se desea añadir alguna actividad adicional, se propone hacer clic en el enlace del Proyecto Ulloa [[VER](http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa1/tercero/tema4/oa5/index.html)]. En el apartado *Actividades/En el aula* se plantean algunas preguntas relacionadas con el tema que ayudarán a los estudiantes a profundizar en los principales conceptos.  **Ficha del estudiante**  La reacción entre un ácido y una base  Las **reacciones de neutralización** son reacciones químicas que se dan entre un **ácido** y una **base**. Dichas reacciones dan como resultado una **sal** y **agua**. El reactivo ácido cede un protón a la base, y entonces se forman un **anión** y un **catión**, respectivamente. Estos componen una sal que es soluble en agua. Un ejemplo de este tipo de reacción es:  HCl(ac) + NaOH(ac) → NaCl(ac) + H2O(l)  El ácido clorhídrico se desprotona, dando lugar a cloruro de sodio y agua.  Las reacciones de neutralización se utilizan para **determinar**la **concentración**de una **muestra ácida,**o **básica**. Para llevar a cabo una comprobación como esta, se llena una bureta con el reactivo valorante y se introduce un volumen conocido de muestra en un matraz Erlenmeyer. Cuando la muestra presenta una concentración muy elevada es necesario diluirla antes de proceder a su valoración. A continuación, se añade una sustancia indicadora a la disolución que se está analizando.  ¿Qué es un indicador?  Un**indicador** es un **reactivo químico** que cambia de color según el **pH** del medio. Existen muchas sustancias de este tipo, que presentan **intervalos de viraje** diferentes:  - **Fenolftaleína**: pH 8 (incolora) a pH 10 (rosa-magenta).  - **Rojo de metilo**: pH 4,2 (rojo) a pH 6,3 (amarillo).  - **Rojo Congo**: pH 3,0 (azul) a pH 5,0 (rojo).  - **Tornasol**: pH 4,5 (rojo) a pH 8,3 (azul).  - **Naranja de metilo**: pH 3,1 (rojo) a pH 4,4 (naranja-amarillo).  La valoración se finaliza cuando el indicador vira. Conociendo el volumen de reactivo valorante consumido, su concentración y el volumen de muestra valorada, se puede calcular la concentración de la muestra. Dicha relación se expresa:  http://cdnprof.aulaplaneta.com/DNNPlayerPackages/Package11206/Recurso040/concentra.gif  También hay que tener en cuenta la **relación estequiométrica** que existe entre los dos reactivos utilizados. En el caso anterior, la relación ácido-base es 1:1.  Vocabulario adicional  - **Anión**: ion con carga negativa formado al desprotonarse una sustancia ácida.  - **Catión**: ión con carga positiva que se obtiene al protonar una base.  - **Bureta**: instrumento graduado utilizado en el laboratorio para medir cantidades variables de un líquido. Existen de 10 ml, 25 ml y 50 ml, según las necesidades en cada caso.  - **Matraz Erlenmeyer**: recipiente cónico que se utiliza para contener líquidos.  - **Valoración**(o **titulación**): procedimiento químico que se lleva a cabo para determinar la concentración o la cantidad de analito en una muestra.  - **pH**: parámetro químico utilizado para medir la acidez o basicidad de una disolución a partir de la concentración de protones que presenta.  - **Punto de equivalencia**: punto de la valoración donde todos los moles de la sustancia que se analiza han reaccionado con el reactivo valorante.  - **Estequiometría**: relación cuantitativa que existe entre los reactivos en una reacción química.  Si deseas saber más sobre el tema, no dudes en hacer clic en el enlace de la página del Proyecto Ulloa, del Ministerio de Educación, CUltura y Deporte [[VER](http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa1/tercero/tema4/oa5/index.html)]. |

|  |  |
| --- | --- |
| Practica: recurso aprovechado | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC130 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4° ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/Las reacciones de los ácidos y las bases/La neutralización/La valoración ácido-base/Pr: Las reacciones de neutralización |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Cambiar el título del recurso “Conoce el material necesario para realizar una volumetría” por “Conoce el material necesario para realizar una valoración” |
| **Título** | Conoce el material necesario para realizar una valoración |
| **Descripción** | Actividades para profundizar sobre el concepto de valoración |

[SECCIÓN 2] **5.5.1 La concentración de la disolución valorada**

Si se conocen los volúmenes involucrados en la valoración ácido-base y la concentración de la **disolución valorante**, se puede calcular la concentración de la disolución de concentración desconocida o **valorada**. Para hallar la concentración desconocida se utiliza la siguiente ecuación de valoración:

donde:

|  |  |
| --- | --- |
| Recuerda | |
| Contenido | La**normalidad (N)** es una forma de expresar la concentración de las disoluciones. Se define como el número de equivalentes de soluto disueltos en 1 L de disolución, y su unidad es equivalentes/L. |

Ejemplo: En una valoración de 25 mL de HCl se utilizaron 55 mL de NaOH 0,22 N para alcanzar la neutralización ¿Cuál es la concentración (N) del HCl?

1. Escribimos la ecuación de valoración:
2. Identificamos la información que suministra el enunciado:
3. Reemplazamos en la fórmula la información conocida:
4. Despejamos la incógnita:
5. Hallamos el valor de la incógnita:

La concentración del HCl es 0,48 N.

[SECCIÓN 2] **5.6 Las curvas de valoración**

Las **curvas de valoración** son una representación gráfica del volumen adicionado de la disolución valorante (disolución con concentración conocida) y la variación del **pH** de la disolución valorada (disolución con concentración desconocida).

[SECCIÓN 3] **5.6.1 La curva de valoración ácido fuerte-base fuerte**

Cuando se realiza una valoración de una disolución de un ácido fuerte (HCl) con una disolución de base fuerte (NaOH), la típica curva de valoración es como la que se representa en el siguiente gráfico:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG23 |
| **Descripción** | Ilustración curva de valoración ácido fuerte - base fuerte |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Curva de valoración de una disolución de HCl con una disolución de NaOH. En el eje *horizontal* se representa el volumen adicionado de NaOH y en el eje *vertical* la variación del pH del HCl. |

La curva de valoración de ácido fuerte con base fuerte se inicia con un pH ácido. A medida que se le añade NaOH al HCl el pH varía lentamente, ya que hay exceso de HCl. El punto de equivalencia se produce en pH = 7; en ese punto han reaccionado igual cantidad de moles de H3O+ y OH- y ha sucedido una neutralización. Si se sigue adicionando NaOH habrá exceso de esa sustancia y por lo tanto la disolución será básica.

El indicador más adecuado para utilizar en este tipo de valoración es el azul de bromotimol porque su viraje de color está muy cercano al punto de equivalencia pH = 7.

[SECCIÓN 3] **5.6.2 La curva de valoración base fuerte-ácido fuerte**

En el proceso de valoración de una base fuerte (NaOH) con ácido fuerte (HCl) se obtiene un gráfico como el siguiente:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG24 |
| **Descripción** | Ilustración curva de valoración base fuerte-ácido fuerte |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Curva de valoración de una disolución NaOH con una disolución de HCl. |

La curva de valoración de una base fuerte como el NaOH inicia con un pH básico. A medida que se le añade disolución de HCl va disminuyendo el pH, ya que parcialmente sucede una neutralización. El punto de equivalencia se presenta en pH = 7, donde la disolución se considera neutra, al producirse NaCl. Si se sigue adicionando HCl, la disolución se transforma en ácida porque hay exceso de iones H3O+ provenientes del ácido.

SECCIÓN 3] **5.6.3 La curva de valoración ácido débil-base fuerte**

En la valoración de un ácido débil (ácido acético, HC2H3O2) con una base fuerte (NaOH) se obtiene una curva de valoración como la siguiente:

|

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG25 |
| **Descripción** | Ilustración curva de valoración ácido débil-base fuerte |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | Curva de valoración de una disolución de HC2H3O2 con NaOH |

La curva de valoración del HC2H3O2 (ácido acético) inicia en un pH ácido mayor que 1, debido a que es un ácido débil. A medida que se añade NaOH aumenta el pH, el punto de equivalencia se alcanza en un pH > 7, por lo tanto la disolución será básica, debido a que el anión acetato (C2H3O2 -) de la sal (NaC2H3O2 ) que se produce se comporta como una base débil. Al seguir añadiendo más NaOH, la disolución será más básica debido al exceso de iones OH-.

El indicador más adecuado para este tipo de valoración es la fenolftaleína, porque su viraje de color es a un pH > 7.

Si deseas realizar simulaciones de valoraciones ácido-base con las respectivas curvas, visita el siguiente link [[VER](http://e-ducativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/4750/4858/html/12_valoracin_e_indicadores.html)].

[SECCIÓN 2] **5.7 Consolidación**

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| Practica: recurso nuevo | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC140 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: Las reacciones de los ácidos y las bases |
| **Descripción** | Actividades sobre Las reacciones de los ácidos y las bases |

[SECCIÓN 2]  **6 Los ácidos y las bases en la vida diaria**

Algunas **disoluciones ácidas** que se utilizan a diario son el vinagre (contiene ácido acético), el té (tiene ácido tánico), el limón (posee ácido cítrico) y la leche (contiene ácido láctico).

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG26 |
| **Descripción** | Fotografía que incluye naranjas, jarra con vinagre y botella con leche |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4° ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/Los ácidos y las bases en la vida diaria/Ejemplos de productos que contienen ácidos/ |
| **Pie de imagen** | Ejemplos de productos que contienen **ácidos**: cítricos, vinagre y leche. |

Algunas **disoluciones básicas** de uso cotidiano son los productos utilizados para limpiar cañerías (que contienen hidróxido de sodio), algunos artículos de limpieza (contienen amoníaco) o los antiácidos para aliviar la acidez de estómago (elaborados con hidróxido de magnesio).

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG27 |
| **Descripción** | Fotografía que incluye jabón de tocador, envases de productos de limpieza y antiácido efervescente. |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4 ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/ejemplos de productos que contienen bases/ |
| **Pie de imagen** | Ejemplos de productos que contienen **bases**: jabones, productos de limpieza y antiácidos. |

En estos videos puedes ver más ejemplos de ácidos y bases de uso cotidiano [[VER]](http://nuncadebemosdejardeaprender.blogspot.com.es/2012/03/acido-y-bases-en-nuestra-vida-diaria.html) y sus aplicaciones en la industria [[VER]](http://www.youtube.com/watch?v=XzysSTllDiE&feature=related) y la agricultura [[VER]](http://www.youtube.com/watch?v=vMgKRvxDzQE&feature=relmfu).

|  |  |
| --- | --- |
| Practica: recurso aprovechado | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC150 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4° ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/Los ácidos y las bases en la vida diaria/Practica |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Sin cambios. |
| **Título** | Conoce los ácidos más comunes y sus usos |
| **Descripción** | Actividad que presenta los ácidos más comunes y su utilidad |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC160 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4°ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/Los ácidos y las bases en la vida diaria/Practica |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Sin cambios. |
| **Título** | Descubre las bases más comunes y sus usos |
| **Descripción** | Actividad que sirve para conocer cuáles son las bases más comunes y para qué se emplean |

[SECCIÓN 2] **6.1 Consolidación**

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC170 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4°ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/Los ácidos y las bases en la vida diaria/consolidación |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | Sin cambios. |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: Los ácidos y las bases en la vida diaria |
| **Descripción** | Actividades sobre Los ácidos y las bases en la vida diaria |

[SECCIÓN 1]  **7 La electroquímica**

La **electroquímica** es una rama de la química que tiene por objeto de estudio la relación entre las reacciones químicas y la energía eléctrica. Tiene gran aplicación en la metalurgia y en la fabricación de dispositivos para acumular energía eléctrica.

[SECCIÓN 2] **7.1 Los electrolitos**

Un **electrólito** o electrolito es cualquier sustancia que libera iones cuando se halla en disolución acuosa. Las disoluciones que contienen electrolitos pueden conducir la electricidad.

Un **no electrólito** (como el azúcar) es una sustancia que no se ioniza cuando está disuelta en agua.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG28 |
| **Descripción** | Fotografía de azúcar en varias presentaciones |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | 4°ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/Las causas de la acidez y la basicidad/los electrolitos |
| **Pie de imagen** | El azúcar se disuelve en agua pero las moléculas no se disocian en iones, por lo tanto no se comporta como un electrolito. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso aprovechado** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC180 |
| **Ubicación en Aula Planeta** | 4 ESO/Física y química/Los ácidos y las bases/Las causas de la acidez y la basicidad/los electrolitos |
| **Cambio (descripción o capturas de pantallas)** | En la descripción “Actividad pensada para diferenciar entre los electrolitos y los no electrolitos.” cambiar por  “Actividad que permite diferenciar los electrolitos y los no electrolitos.” |
| **Título** | Aprende qué son los electrolitos y los no electrolitos |
| **Descripción** | Actividad que permite diferenciar los electrolitos y los no electrolitos. |

[SECCIÓN 2] **7.2 Las reacciones óxido-reducción**

En todo proceso electroquímico se producen reacciones de **óxido-reducción** o **redox**. Este tipo de reacción implica la transferencia de electrones entre unas sustancias que los pierden (se oxidan) y otras que los ganan (se reducen).

Ejemplo

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG29 |
| **Descripción** | Ilustración reacción entre el Zn y el AgCl2 |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | (ninguna) |

Los números ubicados en la parte superior del símbolo de cada elemento son los estados de oxidación. Con relación a ellos podemos establecer lo siguiente:

* El zinc (Zn) cambia de estado de oxidación de 0 a +2, es decir que **pierde electrones**, por lo tanto se **oxida** y es el **agente reductor**.
* La plata (Ag) cambia de estado de oxidación de +1 a 0, lo que indica que **gana electrones**, por lo tanto se **reduce** y es el **agente oxidante.**

|  |  |
| --- | --- |
| **Recuerda** | |
| Contenido | * El **agente oxidante** es el elemento o compuesto que gana electrones. * El **agente reductor** es el elemento o compuesto que pierde electrones**.** |

En este video puedes ver el efecto de la oxidación de algunos metales [[VER]](http://aulaplaneta.planetasaber.com/encyclopedia/default.asp?idpack=5&idpil=AN001174&ruta=Buscador)

[SECCIÓN 2] **7.3 Las celdas electroquímicas**

**Las celdas electroquímicas** son unos dispositivos que se utilizan para obtener energía eléctrica a partir de reacciones de óxido-reducción espontáneas.

Un ejemplo de celda electroquímica es la celda de Daniell, la cual utiliza un ánodo de zinc (Zn) sumergido en una disolución de sulfato de zinc (ZnSO4)y un cátodo de cobre (Cu) sumergido en una disolución de sulfato de cobre II (CuSO4). Cada conjunto de disolución con su respectivo electrodo se conoce como una **semicelda**, en donde se produce una media reacción, ya sea de **oxidación** o de **reducción**.

Así, en la semicelda donde se encuentra el electrodo de Zn (ánodo) se produce la oxidación y en la semicelda con el electrodo de Cu (cátodo) se produce la reducción. Las medias reacciones son:

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG30 |
| **Descripción** | Ilustración semirreacciones de la celda Daniell |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | (ninguna) |

Los electrones que pierde el electrodo de Zn viajan a través de un alambre conductor hasta el electrodo de Cu, donde sucede la **reducción**.

Un requisito para que la celda funcione es que las dos semiceldas estén conectadas por un **puente salino**, el cual contiene una disolución de un electrolito inerte (KCl), cuyos iones no reaccionan con los otros iones presentes en las disoluciones de las semiceldas. El propósito del puente salino es permitir la migración de iones, de tal manera que permanezcan eléctricamente neutras las disoluciones. A medida que se producen las semirreacciones de oxidación en el ánodo y de reducción en el cátodo, los iones del puente salino ingresan a las semiceldas para equilibrar las cargas.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG31 |
| **Descripción** | Ilustración de celda de Daniell |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** |  |
| **Pie de imagen** | En toda celda electroquímica los electrones fluyen del ánodo al cátodo |

En esta animación puedes ver el funcionamiento de la celda de Daniell [[VER](http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/Usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/FlashQ/Redox/01celulagalvanica-daniell.swf)]

|  |  |
| --- | --- |
| Destacado | |
| **Título** | **Celdas galvánicas o voltaicas** |
| **Contenido** | Las celdas electroquímicas también se conocen como celdas **galvánicas** o **voltáicas**, en honor de los primeros científicos que desarrollaron este tipo de celdas, Luigi Galvani y Allesandro Volta. |

|  |  |
| --- | --- |
| **Practica: recurso nuevo** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC190 |
| **Título** | Encuentra palabras relacionadas con las celdas electroquímicas |
| **Descripción** | Actividad que permite identificar conceptos importantes en el funcionamiento de una celda electroquímica |

[SECCIÓN 2] **7.4 El potencial estándar de reducción**

El potencial de una celda electroquímica se obtiene por la diferencia entre las dos potencias de los electrodos (ánodo y cátodo). Se ha convenido que el **potencial** de un electrodo determinado debe ser el asociado con la reacción de reducción en **condiciones estándar:**

Potencial estándar de reducción se representa como E°reducción; donde el superíndice ° significa que se consideran condiciones estándar.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG32 |
| **Descripción** | Ilustración tabla de potenciales de reducción |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | |  |  | | --- | --- | | Potenciales de reducción de algunas sustancias a 25°C | | | **Semirreacción de reducción** | **Potencial (V)** | | Ni2+(ac) + 2e- Ni(s) | -0,28 | | Zn2+(ac) + 2e- Zn(s) | -0,76 | | Cu2+(ac) + 2e- Cu(s) | +0,34 | | Na+(ac) + e-  Na(s) | -2,71 | |
| **Pie de imagen** | (ninguno) |

|  |  |
| --- | --- |
| Recuerda | |
| **Contenido** | Las condiciones estándar son:  Concentraciones en disolución de reactivos y productos: **1M**  Temperatura: **25 °C**  Presión (gases): **1 atm** |

[SECCIÓN 2] **7.5 La fuerza electromotriz de una celda**

La **fuerza electromotriz (fem)** o **potencial de celda** es una medida de la fuerza que impulsa a los electrones a través del circuito. Para que se genere esta fuerza es necesario que haya una **diferencia de potencial** entre los electrodos. Para el caso de las **celdas electroquímicas**, la diferencia de potencial permite que los electrones fluyan del **ánodo** (carga negativa) al **cátodo** (carga positiva) en un circuito. La f**em** de una celda se mide en voltios (V).

La **fem** de una celda electroquímica depende del tipo de electrodos que se utilicen, de las concentraciones de las disoluciones y de la temperatura.

Para hallar la **fem estándar** de una celda electroquímica se debe utilizar la siguiente ecuación:

donde

Así, la fem estándar de la celda de Daniell es:

*Observa que el valor del potencial de oxidación es el inverso aditivo del valor de potencial de reducción. Revisa la tabla de Potenciales de reducción de algunas sustancias a 25°C.*

[SECCIÓN 2] **7.6 Aplicaciones de la celdas electroquímicas en la vida diaria**

Las celdas electroquímicas producen energía eléctrica a partir de reacciones químicas de tipo óxido-reducción. Este fundamento se aplica en la elaboración de las pilas comerciales.

[SECCIÓN 3] **7.6.1 La batería de plomo**

Las baterías de plomo se utilizan en los automóviles. Constan de seis celdas electroquímicas ubicadas en serie. El ánodo es de plomo (Pb) y el cátodo es de dióxido de plomo (PbO2), los cuales están sumergidos en una disolución de ácido sulfúrico (H2SO4). El potencial de la batería es de 12 V.

En este video puedes ver el funcionamiento de la batería de plomo [[VER](http://aulaplaneta.planetasaber.com/encyclopedia/default.asp?idpack=5&idpil=AN001113&ruta=Buscador)]

[SECCIÓN 3] **7.6.2 La pila seca**

La pila seca es una celda que carece de fluido electrolítico, en cambio presenta una pasta húmeda que contiene cloruro de amonio (NH4Cl), cloruro de zinc (ZnCl2) y agua. El ánodo es una carcasa de zinc. El cátodo es una barra de carbono recubierta de dióxido de manganeso (MnO2). La pila seca se utiliza en juguetes, linternas, radios portátiles etc.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG33 |
| **Descripción** | Ilustración de pila seca. |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | Código Shutterstock 83923882. Realizar los cambios solicitados de acuerdo con la siguiente imagen |
| **Pie de imagen** | Las pilas secas tienen una vida útil limitada debido a que el ánodo de zinc se deteriora por tener contacto con NH4Cl que tiene carácter ácido. |

[SECCIÓN 3] **7.6.2 La pila alcalina**

Al igual que en la pila seca, el ánodo es de zinc (polvo) que está en contacto con una disolución de hidróxido de potasio (KOH). El cátodo es de MnO2. La carcasa de la batería está fabricada en acero para evitar derrame del KOH.

|  |  |
| --- | --- |
| **Imagen (fotografía, gráfica o ilustración)** | |
| **Código** | CN\_11\_09\_IMG34 |
| **Descripción** | Fotografía de pila alcalina |
| **Código Shutterstock (o URL o la ruta en AulaPlaneta)** | Código Shutterstock 115908034http://thumb1.shutterstock.com/display_pic_with_logo/110713/115908034/stock-photo-alkaline-battery-115908034.jpg |
| **Pie de imagen** | Se llaman pilas alcalinas porque su fluido electrolítico es el KOH, que es una base o álcali. |

Puedes conocer más sobre la composición y el funcionamiento de las pilas eléctricas a través de este video [[VER](http://aulaplaneta.planetasaber.com/encyclopedia/default.asp?idpack=5&idpil=AN010913&ruta=Buscador)]

[SECCIÓN 2] **7.7** **Consolidación**

Actividades para consolidar lo que has aprendido en esta sección.

|  |  |
| --- | --- |
| Practica: recurso nuevo | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC200 |
| **Título** | Refuerza tu aprendizaje: La electroquímica |
| **Descripción** | Actividades sobre La electroquímica |

[SECCIÓN 1]**Fin de unidad**

|  |  |
| --- | --- |
| Mapa conceptual | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC210 |
| **Título** | Mapa conceptual |
| **Descripción** | Mapa conceptual del tema Las disoluciones iónicas |

|  |  |
| --- | --- |
| Evaluación: recurso nuevo | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC220 |
| **Título** | Evaluación |
| **Descripción** | Evalúa tus conocimientos sobre el tema Las disoluciones iónicas |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Webs de referencia** | | |
| **Código** | CN\_11\_09\_REC230 | |
| **Web 01** | [*Puedes ampliar información y practicar actividades sobre los ácidos y las bases en la página del proyecto Ulloa, del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte*](http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa1/tercero/tema4/oa5/index.html) *de España* | [*http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa1/tercero/tema4/oa5/index.html*](http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa1/tercero/tema4/oa5/index.html) |
| **Web 02** | Puedes ampliar información sobre la formulación de los ácidos y las bases en el portal Hiru, del Departamento de Educación, Política lingüística y Cultura del Gobierno Vasco de España | [*http://www.hiru.com/quimica/formulacion-de-compuestos-inorganicos-ternarios*](http://www.hiru.com/quimica/formulacion-de-compuestos-inorganicos-ternarios) |
| **Web 03** | Puedes ampliar información sobre los ácidos y las bases y visualizar simulaciones en el portal web Cienciaragón, del Departamento de Educación, Cultura y Deporte del Gobierno de Aragón de España | [*http://www.catedu.es/cienciaragon/index.php?Itemid=44&id=54&option=com\_content&task=view*](http://www.catedu.es/cienciaragon/index.php?Itemid=44&id=54&option=com_content&task=view) |
| **Web**  **04** | *Puedes ampliar información sobre las reacciones redox y las pilas en el portal web educativo del Gobierno de Canarias de España* | <http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/Usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/Q2/ReaccionesRedox.htm> |