



LICEO DE NIÑAS DE RANCAGUA

DEPARTAMENTO DE CIENCIAS
Maritza Guzmán Arenas

NIVEL: 4º Medio
QUÍMICA COMÚN

Instrucciones

Estimadas Estudiantes: En esta guía de trabajo, se presenta el contenido de Cálculo de pH en ácido y bases fuertes y cálculo de pH en ácidos y bases débiles.

La información de este tema se encuentra disponible en las páginas 180 a 186 del texto de estudio.

La actividad la deben resolver en sus cuadernos y enviar una fotografía al correo:

mguzman.csquim.ln@gmail.com para revisarlas y registrarlas. (fecha de entrega 18 de Junio)

¡¡¡Buen Trabajo, Ánimo!!!!

Revisa los siguientes links, te ayudarán a comprender mejor:

https://www.youtube.com/watch?v=alfeyY_v8M

<https://www.youtube.com/watch?v=-ennLlf2gN4>

<https://www.youtube.com/watch?v=07E5ltSSTJs>

<https://www.youtube.com/watch?v=GW4qEfnFkkw>

TEMA: Cálculo de pH en ácidos y bases fuertes. Cálculo de pH en ácidos y bases débiles

OBJ: "Determinar el pH en ácidos y bases fuertes, ácidos y bases débiles, aplicando operaciones matemáticas"

Cálculo de pH en ácidos y bases fuertes

En las especies de ácidos y bases fuertes, el cálculo de pH o de pOH depende directamente de la concentración inicial de las especies y su comportamiento, pues la concentración de $[H^+]$ y de $[OH^-]$ en disociación será igual a la concentración inicial de la especie.

Paso 5. Interpretar.

¿Qué significa ese valor de pH y qué información proporciona su valor?

Ahora observa el valor obtenido. ¿Qué puedes concluir?

¡Efectivamente! El ácido bromhídrico (HBr) de pH 1 es un ácido fuerte. Según esta información, ¿cuál es la concentración de $[H^+]$? Compara la $[H^+]$ con la concentración inicial del HBr. ¿Qué te indica el valor comparativamente?

EJERCICIO RESUELTO

Para una disolución 0,1 M de HBr (ácido bromhídrico), ¿cuál es su pH?

Paso 1. Datos: 0,1 M de HBr.

Según tabla HBr, $K_a =$ Muy grande.

Pregunta: ¿Cuál es su pH?

Paso 2. Seleccionar la fórmula que resuelve el problema planteado.

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

Para obtener el pH es necesario conocer la concentración de H^+ .

Sabemos que el HBr es un electrolito fuerte, por lo que se disociará completamente o un 100 %; es decir, al término de la reacción, toda la concentración inicial de HBr habrá desaparecido y solo estará presente como H^+ y Br^- como productos, tal como explica el siguiente esquema:

	HBr _(ac)	→	H ⁺ _(ac)	+	Br ⁻ _(ac)
Inicialmente	0,1M		0		0
Cambio	-0,1 M		0,1 M		0,1 M
	0		0,1 M		0,1 M

Pasos 3 y 4. Remplazar los datos y resolver.

$$pH = -\log 0,1$$
$$pH = 1$$

Cálculo de pH en ácidos y bases débiles

En estas especies, la disociación no es completa, por lo que la concentración de H^+ y de OH^- no será igual a la concentración inicial de la especie.

EJERCICIO RESUELTO

El ácido acético (CH_3COOH) es un compuesto químico ampliamente utilizado en distintos procesos industriales. Uno de los más comunes es la fabricación del vinagre. Si una disolución tiene una concentración de 0,015 M, ¿cuál será su pH si la constante de acidez (K_a) es igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$ M?

Paso 1. Datos: ácido acético de concentración 0,015 M.

K_a (ácido acético) = $1,8 \cdot 10^{-5}$ M nos indica que se trata de un ácido débil.

Paso 2. Seleccionar la fórmula: $pH = -\log [H^+]$

Ahora bien, el CH_3COOH es un ácido débil, por lo que no se ionizará en un 100 %. Solo una pequeña fracción de la concentración inicial pasará a formar parte de los productos, tal como muestra la siguiente expresión:

	$CH_3COOH_{(ac)}$	\rightleftharpoons	$H^+_{(ac)}$	+	$CH_3COO^-_{(ac)}$
Inicialmente	0,015 M		0		0
Cambio	-x M		x M		x M
En equilibrio	0,015 M - x		x M		x M

En donde x representa la pequeña porción de la concentración de ácido que se convertirá en producto, pero su valor es desconocido. Para conocerlo, podemos acudir a la expresión de la constante de acidez.

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Al remplazar los valores en la expresión de equilibrio, se obtendrá:

$$K_a = \frac{x \cdot x}{(0,015-x)} = \frac{x^2}{(0,015-x)}$$

$$K_a = \frac{x^2}{0,015}$$

Al despejar x se obtiene: $x = \sqrt{K_a \cdot 0,015}$

Donde x representa la $[H^+]$ y 0,015 M corresponde a la concentración inicial del ácido (C_0). Entonces, concentración de $[H^+]$ se puede obtener por la expresión general:

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_0}$$

K_a es un valor conocido ($1,8 \cdot 10^{-5}$).

C_0 corresponde a la concentración inicial del ácido (0,015 M).

Remplazar los datos en la fórmula escogida.

Sabemos que $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ y que $[\text{H}^+]$ para un ácido débil es igual a $\sqrt{K_a \cdot C_0}$, luego:

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_a \cdot C_0}$$

$$\text{pH} = -\log \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,015}$$

Al resolver:

$$\text{pH} = -\log (5,2 \cdot 10^{-4})$$

$$\text{pH} = 3,28$$

Interpretar para dar una respuesta.

El valor obtenido señala que el ácido acético, siendo un ácido débil, tiene $\text{pH} = 3,28$, mientras que al calcularlo con todos los datos es 3,29; por ende, la aproximación es válida.

Asimismo, las bases presentan igual comportamiento, razón por la cual el pOH será:

$$\text{pOH} = -\log \sqrt{K_b \cdot C_0}$$

Donde:

K_b = Constante de basicidad.

C_0 = Concentración inicial de la base.

En síntesis, para calcular el pH y pOH de una especie se debe considerar la fuerza relativa de las especies de acuerdo con el siguiente cuadro resumen.

Especie	K_a	Disociación	$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	Fórmula
Ácido fuerte	$K_a > 1$	100 %	$= C_0$	$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$	$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$
Base fuerte	$K_b > 1$	100 %	$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$	$= C_0$	$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$
Ácido débil	$K_a < 1$	menor al 100 %	x	$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$	$\text{pH} = -\log \sqrt{K_a \cdot C_0}$
Base débil	$K_b < 1$	menor al 100 %	$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$	x	$\text{pOH} = -\log \sqrt{K_b \cdot C_0}$

ACTIVIDAD:

Desarrolle los siguientes ejercicios, tomando como referencia los videos sugeridos y los ejercicios resueltos.

1. Determine el pH de las siguientes disoluciones:

- De una disolución de ácido clorhídrico (HCl) 0,051 M.
- Del ácido fluorhídrico (HF) 0,057 M de $K_a = 7,0 \cdot 10^{-4}$.
- De una disolución de ácido nítrico (HNO₃) 0,01 M.
- Del amoníaco (NH₃) 0,067 M, que en agua forma el ión amonio (NH₄⁺) y el ión hidroxilo (OH⁻).
- De hidróxido de potasio (KOH) 0,35 M.

2. Para obtener la concentración a partir del pH o del pOH, deben aplicar la siguiente expresión, respectivamente:

$$[H^+] = 10^{-pH} \text{ y } [OH^-] = 10^{-pOH}$$

Obtenga la concentración de las siguientes disoluciones:

- Una taza de café que tiene un pH= 5
- Un vaso de leche de pH = 6,5
- Un vaso de sal de fruta antiácido de pH = 9

3. Resuelva los siguientes ejercicios:

- Calcula el pH de una disolución 0,1 M de ácido nítrico (HNO₃).
(Considere que su constante de acidez es muy grande).
- ¿Cuál es el pH de una disolución 0,25 M de ácido fórmico (HCOOH) si su $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$?