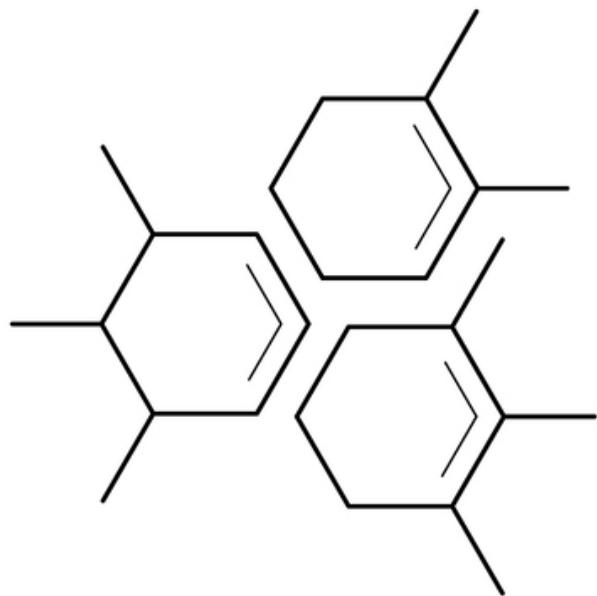


---

# AEC 1 - Prácticas de laboratorio

---

QUÍMICA



Autor: Alexander Sebastian Kalis  
Profesor: Dr. Lucas Castro Martínez  
Curso: Ingeniería de Organización Industrial  
UDIMA  
9 de mayo de 2021

## Índice

<b>1. Forma de la molécula</b>	<b>2</b>
1.1. Pregunta 1 . . . . .	2
1.2. Pregunta 2 . . . . .	3
1.3. Pregunta 3 . . . . .	4
1.4. Pregunta 4 . . . . .	4
<b>2. Solubilidad</b>	<b>5</b>
2.1. Pregunta 1 . . . . .	5
2.2. Pregunta 2 . . . . .	5
2.3. Pregunta 3 . . . . .	6
2.4. Pregunta 4 . . . . .	6
2.5. Pregunta 5 . . . . .	6
<b>3. Ácido-base</b>	<b>7</b>
3.1. Pregunta 1 . . . . .	7
3.2. Pregunta 2 . . . . .	8
3.3. Pregunta 3 . . . . .	9
3.4. Pregunta 4 . . . . .	10
3.5. Pregunta 5 . . . . .	10

## 1. Forma de la molécula

Los objetivos de esta práctica son:

- Explorar las formas moleculares mediante la construcción de moléculas en 3D empleando el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa valencia (RPECV).
- Ver cómo cambia la forma molecular con diferentes números de enlaces y pares de electrones.
- Comparar las simulaciones de moléculas ficticias con moléculas reales.

### 1.1. Pregunta 1

Explique por qué el ángulo de enlace en una molécula de agua es de  $104,5^\circ$  y no  $109,5^\circ$  como se muestra en la pantalla de modelado.

Este es un caso muy conocido en la geometría molecular. En la pantalla de modelado se representa la molécula en la forma tetraédrica. Sin embargo, esta sólo es aplicable en los casos de enlaces ideales.

En realidad lo que sucede, es que, al generar el enlace con los dos átomos de hidrógeno, el oxígeno queda con dos pares de electrones solitarios en su capa de valencia. Estos ejercen una fuerza de repulsión mayor sobre los pares enlazados, reduciendo así el ángulo de  $109.5^\circ$  a  $104.5^\circ$ .

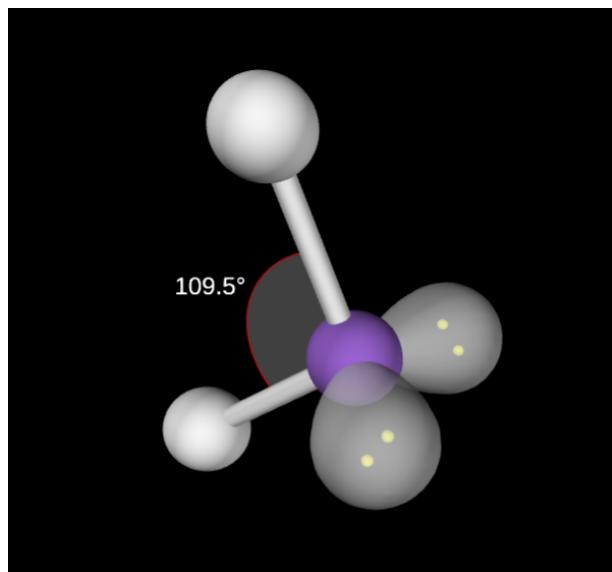


Figura 1: Modelo,  $H_2O$ .

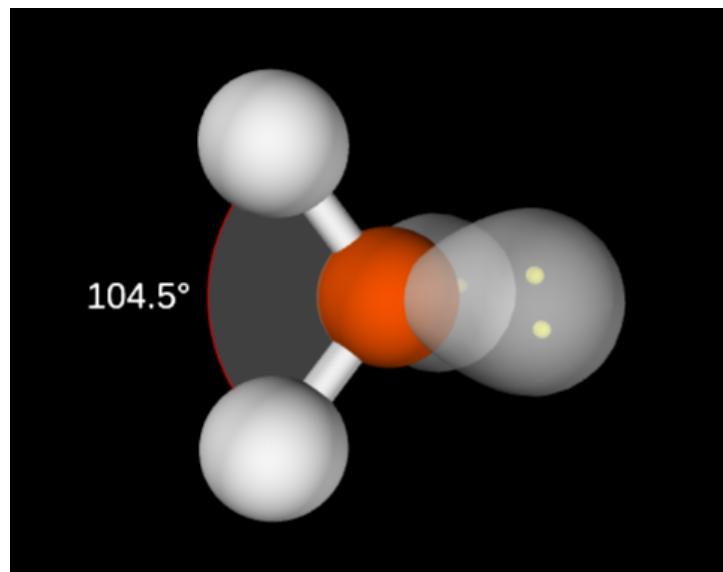


Figura 2: Real,  $H_2O$ .

## 1.2. Pregunta 2

Explique por qué los ángulos de enlace en algunas moléculas reales no coinciden con el ángulo proyectado por la teoría RPECV – por ejemplo,  $H_2O$ ,  $SO_2$ ,  $ClF_3$ ,  $NH_3$ ,  $SF_4$ ,  $BrF_5$ . (Fíjate en la ventana moléculas reales la diferencia entre real y modelo).

En este caso observemos el ejemplo de la molécula de  $NH_3$ :

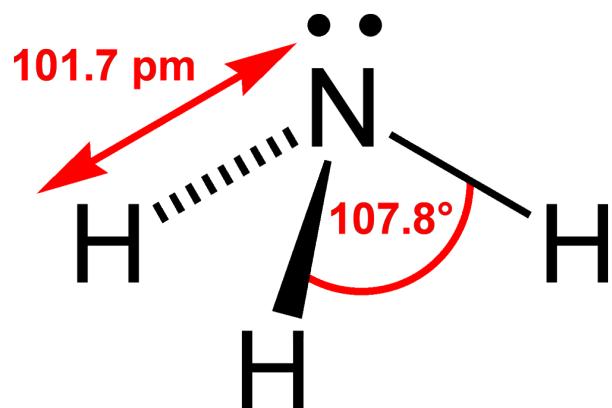


Figura 3: Estructura química del Amoníaco, Wikipedia

Similarmente como sucede en la pregunta 1, todas las moléculas de este apartado tienen la característica de tener pares de electrones no enlazados (pares solitarios) que ejercen fuerza de repulsión mayor sobre los pares enlazados a los no enlazados y disminuyen los ángulos entre estos enlaces, generando la desviación observada.

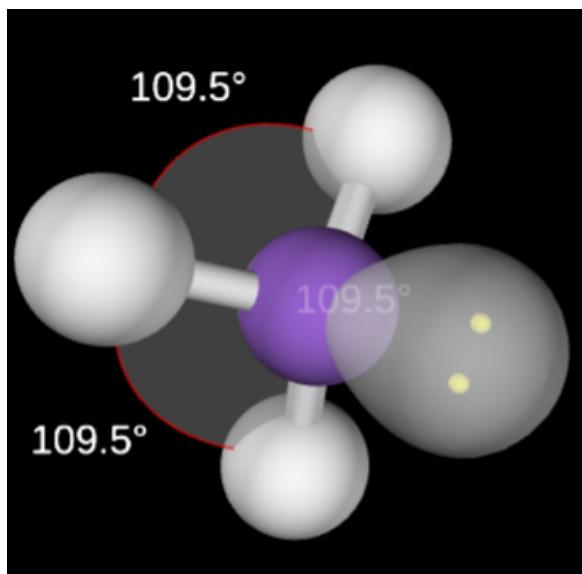


Figura 4: Modelo,  $NH_3$ .

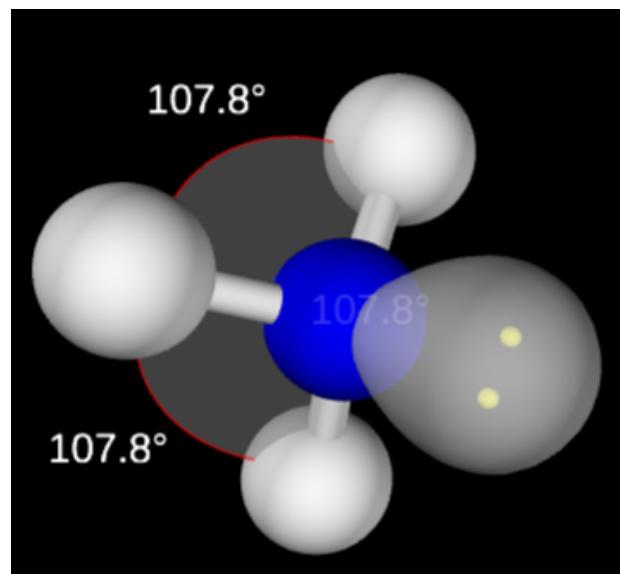


Figura 5: Real,  $NH_3$ .

### 1.3. Pregunta 3

Construya una molécula que tenga una geometría electrónica octaédrica y una geometría molecular cuadrado planar.

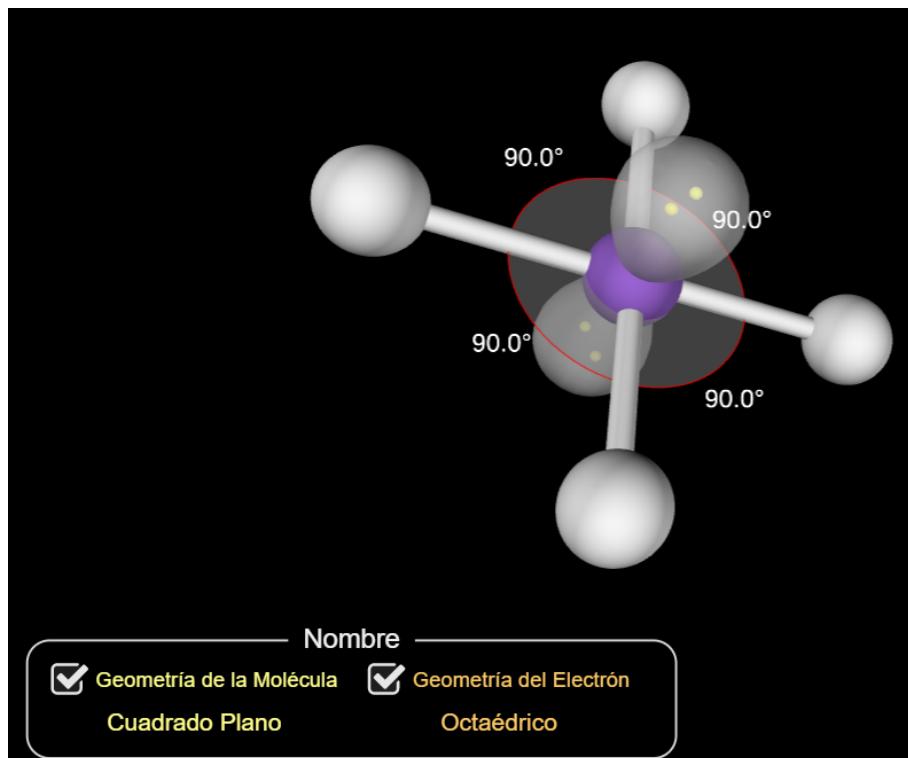


Figura 6: Molécula

En este caso hemos construído la molécula con cuatro enlaces y dos pares de electrones solitarios. Ejemplos de moléculas con esta geometría pueden ser el Tetrafloruro de Xenón  $XeF_4$  y el Tetracloruro de Platino  $[PtCl_4]^{2-}$ .

### 1.4. Pregunta 4

Describa la diferencia entre la geometría molecular y la geometría electrónica.

La geometría molecular es la disposición tridimensional de los átomos que constituyen una molécula mientras que la geometría electrónica describe como se distribuyen los electrones en el espacio.

## 2. Solubilidad

Los objetivos de esta práctica son:

- Relacionar volumen y cantidad de soluto en una concentración.
- Calcular la concentración de las soluciones en unidades de molaridad (mol/L).
- Utilizar la molaridad para calcular la dilución de las soluciones.
- Comparar los límites de solubilidad entre solutos.

### 2.1. Pregunta 1

Elige la disolución que quieras, escoge una cantidad de soluto (entre 0,1 y 0,9), un volumen de disolución (entre 0,1 y 0,9) siempre que no esté saturada ¿es correcto el valor que proporciona el simulador? ¿Cómo hace el cálculo para obtener el valor de concentración?

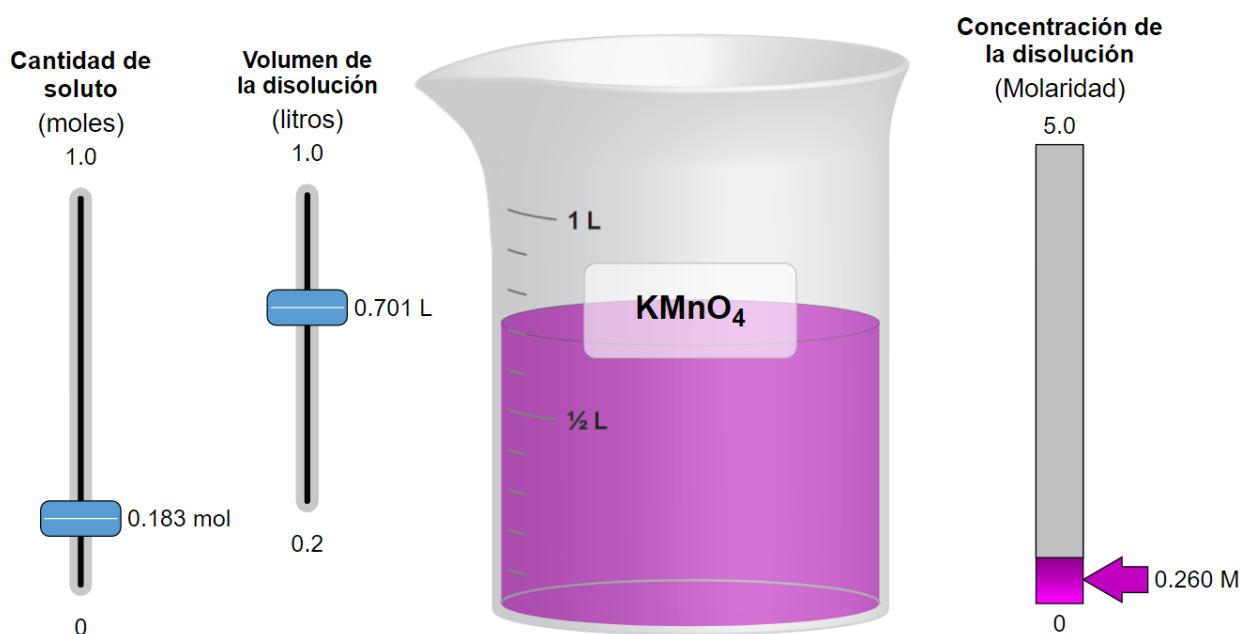


Figura 7:  $KMnO_4$

Es correcto aunque redondea al 2º decimal. Haciendo el cálculo manualmente obtenemos el siguiente resultado utilizando la fórmula de la molaridad:

$$M = \frac{n}{v} \rightarrow M = \frac{0,183}{0,701} = 0,2610556348\dots M$$

### 2.2. Pregunta 2

Realiza los cálculos para obtener los gramos de sulfato de cobre que hay disueltos en 0,1 L de disolución saturada.

Al ser una solución saturada, en este caso esta va a contener 0,1 mol o más de soluto.

Sabiendo la masa molar:

<i>Cu</i>	63,5 g/mol
<i>S</i>	32 g/mol
<i>O</i>	16 g/mol

Calculamos el peso molecular del  $CuSO_4$ . En total 159,5 g/mol y por lo tanto en nuestra disolución debe haber 15,95g de  $CuSO_4$  como mínimo para que sea una disolución saturada.

### 2.3. Pregunta 3

Calcula la solubilidad de las siguientes disoluciones y ponlas en la tabla.

Compuesto	Fórmula química	Solubilidad molar (mol/L)
<b>nitrato de cobalto (II)</b>	$Co(NO_3)_2$	x
<b>cloruro de cobalto</b>	$COCl_2$	4,350M
<b>dicromato de potasio</b>	$K_2Cr_2O_7$	0,5M
<b>cloruro de oro (III)</b>	$AuCl_3$	2,250M
<b>cromato de potasio</b>	$K_2Cr_2O_4$	3,350M
<b>cloruro de níquel (II)</b>	$NiCl_2$	x
<b>sulfato de cobre</b>	$CuSO_4$	1,400M
<b>permanganato de potasio</b>	$KMnO_4$	0,500M

¿Hay algunas que no puedas calcular? Ponlas con una x en tabla anterior.

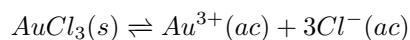
Debido a que exceden molaridad 5, que es la máxima que permite el simulador, hay dos compuestos de los cuales no se ha podido calcular la solubilidad utilizando el simulador.

¿Podrías indicar si es mayor o menor de algún valor?

La solubilidad molar será mayor a 5 mol/L.

### 2.4. Pregunta 4

Indica la relación entre las solubilidades y el producto de solubilidad del  $AuCl_3$ .



Entonces su Kps nos queda de la siguiente forma:

$$Kps = [AU^{3+}][Cl^-]^3 = s \cdot (3s)^3 = 27s^4$$

La Kps (constante del producto de solubilidad) nos indica entonces la relación entre la solubilidad y el producto de solubilidad.

### 2.5. Pregunta 5

Calcula el producto de solubilidad del  $AuCl_3$ .

$$Kps = 27(2,25^4) = 692$$

### 3. Ácido-base

El objetivo de esta práctica es entender las distintas variables que influyen en las disoluciones ácido base sobre el valor del pH

#### 3.1. Pregunta 1

En la ventana Introducción calcula la constante del ácido débil o de la base débil (con uno de los dos es suficiente), necesitarás los valores que se obtienen con la Vistas de la Gráfica.

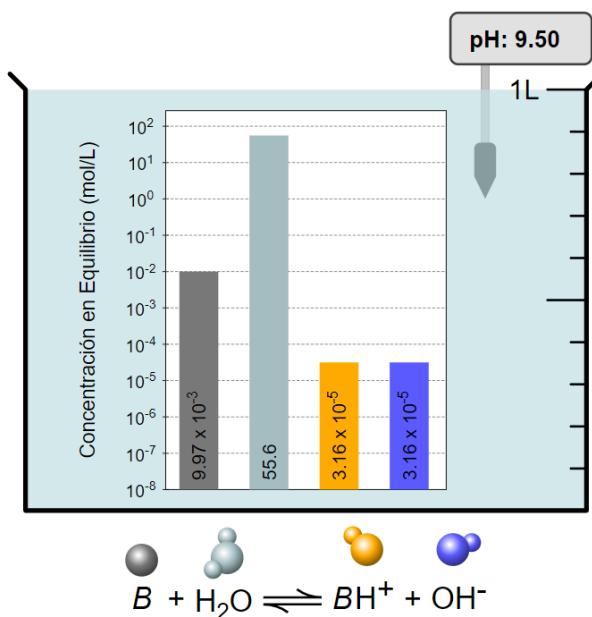


Figura 8: Base Débil

Con los datos proporcionados por el simulador podemos calcular la constante de equilibrio:

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = \frac{x^2}{c_b}$$

Sabiendo que  $x = 3,16 \cdot 10^{-5}$  y  $c_b - x = [B]$ :

$$x = 9,99 \cdot 10^{-10} mol/L$$

$$c_b = 9,97 \cdot 10^{-3} + 3,16 \cdot 10^{-5} = 0,01M$$

$$K_b = 9,99 \cdot 10^{-8} M$$

Comparamos el pH del simulador con la formula del pH:

$$pH = 14 - \frac{1}{2}pK_b + \frac{1}{2}\log c_b = 14 - 3,5 - 1 = 9,5$$

### 3.2. Pregunta 2

En la ventana Introducción calcula la concentración inicial del ácido fuerte o de la base fuerte (con uno de los dos es suficiente), ten en cuenta que necesitaras los valores que se obtienen con la Vistas de la Gráfica.

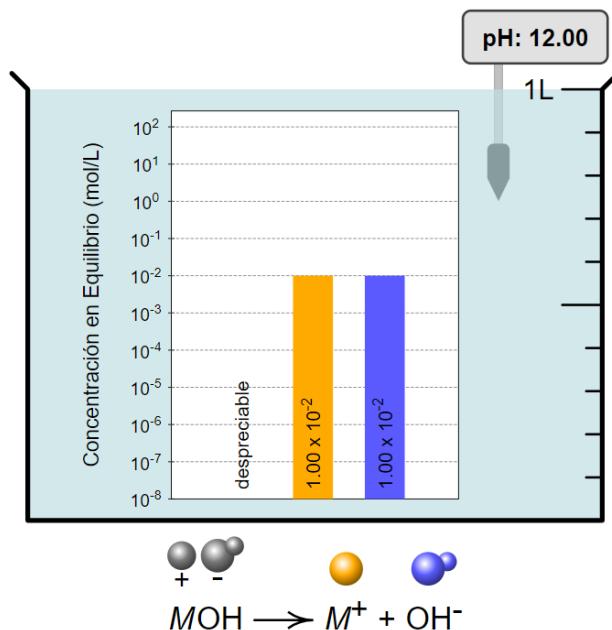


Figura 9: Base Fuerte

Como indica el simulador, al tratarse de una disolución diluida, se desprecia  $[MOH]$  y por lo tanto la concentración base es

$$[OH^-] = [M^+] = c_b \rightarrow c_b = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Comparamos el pH:

$$14 + \log c_b = 14 - 2 = 12$$

### 3.3. Pregunta 3

En la ventana Mi disolución tienes que elegir un ácido o una base, una concentración inicial que no tenga un valor redondo, es decir que no sea 0,001 o 0,01 ..., que sea débil. Una vez elegida debes calcular la constante del ácido o de la base que hayas elegido. Debes indicar los datos que has elegido, para ello pon un pantallazo de los valores, en los que se vea también la gráfica, y el valor del pH.

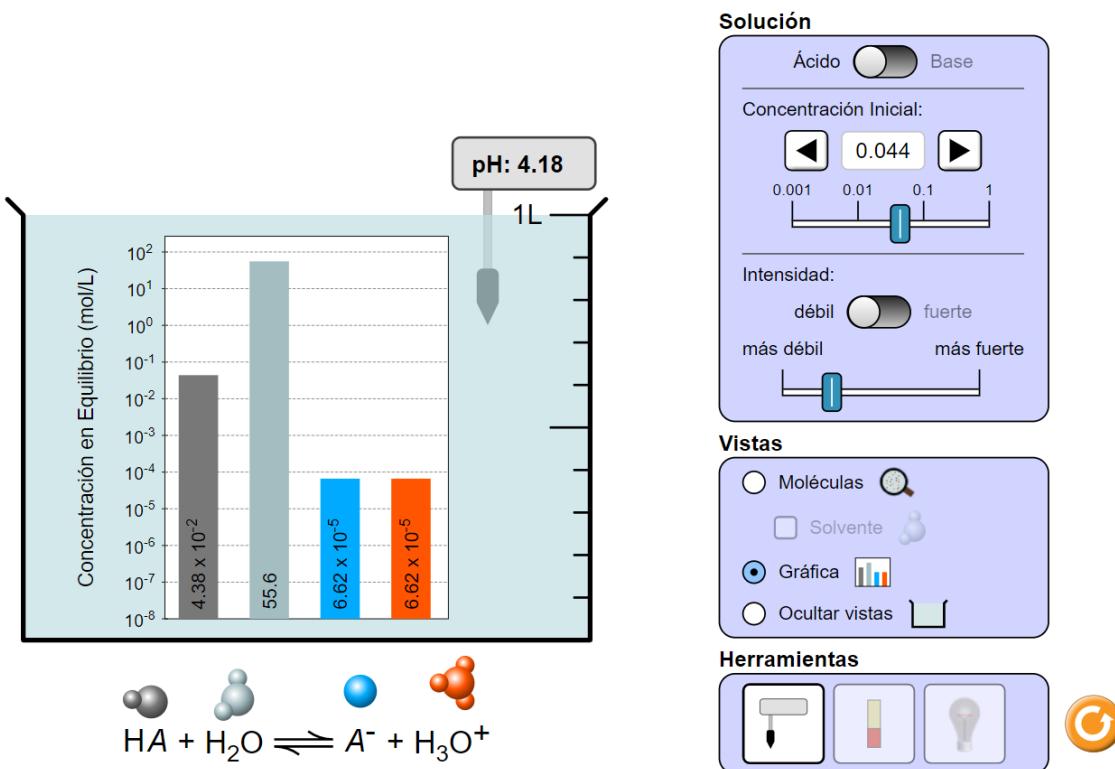


Figura 10: Valores ácido débil

Podremos calcular la constante del ácido ayudándonos de la tabla ICE:

<i>I</i>	0,044	—	0	0
<i>C</i>	$0,044 - x$	—	<i>x</i>	<i>x</i>
<i>E</i>	$0,044 - 6,62 \cdot 10^{-5}$	—	$6,62 \cdot 10^{-5}$	$6,62 \cdot 10^{-5}$

Calculamos la constante de acidez:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{c_a - x} = \frac{(6,62 \cdot 10^{-5})^2}{0,044 - 6,62 \cdot 10^{-5}} = 9,975 \cdot 10^{-8}$$

Comparamos el pH:

$$pH = \frac{1}{2}pK_a - \frac{1}{2}\log c_a \rightarrow pH = \frac{1}{2}7 - \frac{1}{2}\lg(0,044) = 3,5 + 0,68 = 4,18$$

### 3.4. Pregunta 4

¿Qué iones están presentes en una disolución ácida?

Siempre debe haber el ión Hidrógeno y el correspondiente del ácido A. Por ejemplo, HF(ac) sería ácido fluorhídrico.

### 3.5. Pregunta 5

Un compañero afirma en un foro: "Los ácidos fuertes siempre tienen un pH más bajo que los ácidos débiles". ¿Estarías de acuerdo o en desacuerdo con esta afirmación? Usa evidencia de la simulación para apoyar tu razonamiento.

No estaría de acuerdo pues dependerá de la concentración del ácido como podemos observar:

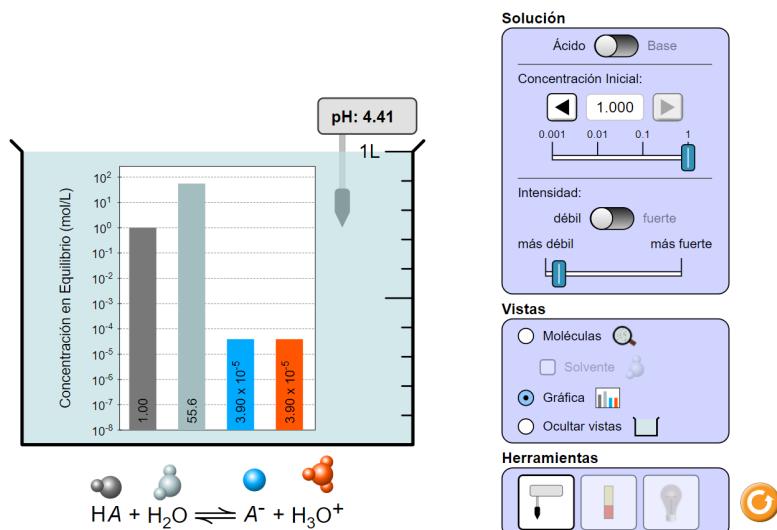


Figura 11: Valores ácido débil altamente concentrado

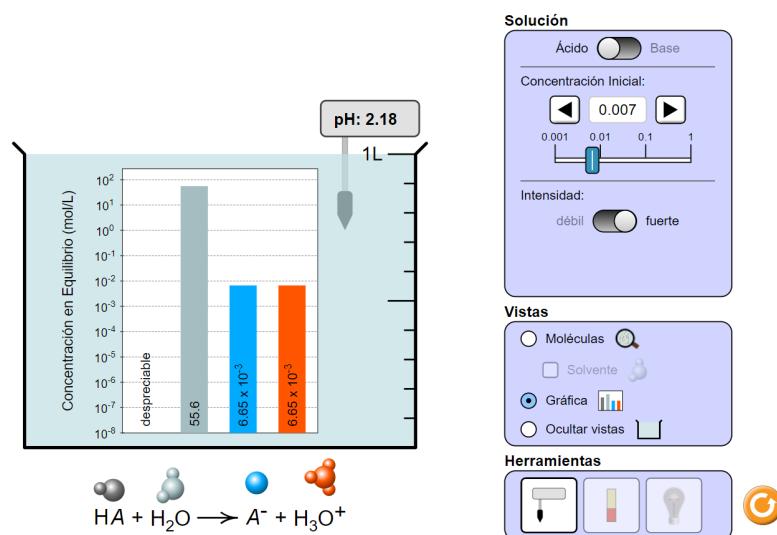


Figura 12: Valores ácido fuerte poco concentrado