

TEMA 4: REACCIONES ÁCIDO - BASE.

4.1 ¿Qué es un ácido? ¿Qué es una base?

De entre los millones de sustancias que conocemos hay algunas a las que llamamos “ácidos” y otras “bases” que tienen determinadas propiedades que nos interesan. No todas las sustancias son ácidos o bases... Más aún, descubrirá en este tema que a menudo el carácter ácido o básico de una sustancia dependerá de que esté en presencia de otra. Así por ejemplo, el agua destilada es neutra, pero se comporta como una base cuando se le añade un poco de vinagre y se comporta como un ácido cuando se le añade algo de sosa cáustica. Por lo tanto no es sencillo ni evidente definir qué son ácidos y qué son bases.

4.1.1. Características empíricas. Indicadores.

Tanto los ácidos como las bases tienen una serie de características generales que se pueden observar con los sentidos y que nos permiten reconocerlos. Claro está que estas características a veces no se manifiestan de forma muy evidente, pero en muchos casos nos sirven como punto de partida.

ÁCIDOS:

- Cuando están disueltos tienen sabor **ácido** (vaya descubrimiento, ¿eh?). El zumo de limón es ácido, lo puede detectar por su sabor. De todos modos no es nada recomendable probar el sabor de los productos químicos, porque puede ser lo último que haga en un laboratorio de Química.
- Atacan a la mayoría de los metales produciendo su corrosión y desprendiendo hidrógeno en el proceso. Pero si el ácido está diluido la reacción puede que no se observe a simple vista o que sea muy lenta.
- Atacan a las rocas de tipo calizo y producen corrosión en ellas.
- Sus disoluciones concentradas son corrosivas y destruyen los tejidos orgánicos.
- Cuando se ponen en contacto con un producto químico llamado tornasol lo colorean de rojo.

BASES:

- Sus disoluciones tienen sabor amargo.
- Al mezclarse con grasas o aceites producen productos jabonosos. Cuando tocan la piel reaccionan con la grasa de la misma y por eso su tacto nos da una sensación jabonosa.
- Sus disoluciones concentradas son corrosivas y destruyen los tejidos orgánicos.
- Cuando se ponen en contacto con el tornasol lo colorean de azul.

Los **indicadores** son **sustancias químicas que cambian de color al ponerse en contacto con un ácido o con una base**. Son muy útiles para identificarlos y para medir el grado de acidez de una sustancia. En la siguiente tabla puede ver los principales indicadores:

Indicador	Color de la forma ácida (HA)	Color de la forma básica (A-)	Intervalo de viraje (pH inferior y superior)
Rojo congo	Azul	Rojo	3,0 - 5,0
Azul de bromofenol	Amarillo	Azul violeta	3,0 - 4,6
Naranja de metilo	Rojo	Amarillo	3,2 - 4,4
Verde de bromocresol	Amarillo	Azul	3,8 - 5,4
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4,8 - 6,0
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul	6,0 - 7,6
Rojo fenol	Amarillo	Rojo	6,6 - 8,0
Rojo cresol	Amarillo	Rojo	7,0 - 8,8
Azul de timol	Amarillo	Azul	8,0 - 9,6
Fenolftaleína	Incoloro	Rosa fucsia	8,2 - 10,0
Amarillo de alizarina	Amarillo	Rojo	10,1 - 12,0

(Tabla obtenida en el blog “quimicaencasa.com”)

En la columna de la derecha hay un dato que es el pH de viraje, es decir, el pH en que se produce el cambio de color entre ácido y base. El concepto de “pH” lo explicaremos más adelante, de momento, para que tenga una pequeña referencia le diré que la escala de pH se considera entre 0 y 14. Un pH entre 0 y 7 se considera ácido, el pH=7 se considera neutro y un pH de 7 hasta 14 se considera básico o alcalino. Cuanto más alto es el pH más básica es la sustancia, cuanto más pequeño es el pH más ácida. Ojo, porque el pH es una escala logarítmica, es decir, cada escalón de pH es una potencia de 10. Si “A” tiene pH=10 y “B” tiene pH=8 hay una diferencia de 2. A es $10^2 = 100$ veces más básico que B, o viceversa, B es cien veces más ácido que A. Ya hablaremos de pH con más propiedad.

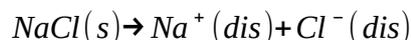


4.1.2. La definición de Arrhenius. Ionización. Reacciones de neutralización.

El químico sueco Svante Arrhenius desarrolló en 1884 la teoría de la disociación iónica y consiguió demostrarla. En 1903, después de haber sufrido la oposición energética de otros científicos se reconoció la validez de sus descubrimientos y se le otorgó el premio Nobel de Química.

Según Arrhenius hay sustancias que al disolverse **en agua** experimentan una disociación y se dividen en iones. Estas sustancias son básicamente los ácidos, las bases y las sales.

Por ejemplo, según esta teoría la sal o cloruro de sodio NaCl (s) es un sólido, pero al disolverse en agua experimenta esta disociación:



Por este motivo, razonaba Arrhenius, las disoluciones de sal son buenas conductoras de la electricidad, las corrientes eléctricas son transportadas por los iones que están en la disolución.

UN ÁCIDO es un compuesto químico **que contiene hidrógeno⁷ y que en disolución se disocia produciendo iones hidronio (H⁺) según la siguiente reacción:**



Ejemplos de los ácidos de Arrhenius serían:

Ácido clorhídrico:



Ácido nítrico:



Ácido sulfúrico:



Como puede ver hay ácidos que producen varios iones hidronio, estos ácidos se llaman **polipróticos**. Los ácidos que al disociarse producen un sólo ion hidronio se denominan **monopróticos**.

UNA BASE (o un álcali) es un compuesto químico **que contiene el grupo hidroxilo (OH) y que en disolución se disocia produciendo iones hidroxilo (OH⁻) según la siguiente reacción:**



Ejemplos de las bases de Arrhenius serían:

Hidróxido de sodio:



Hidróxido de calcio:



La teoría de Arrhenius tiene un punto fuerte: Por primera vez se explicaba qué era un ácido y qué una base sin tener en cuenta propiedades empíricas, sino propiedades químicas de las moléculas, pero también tiene una serie de puntos débiles:

- No explica por qué hay sustancias como el carbonato de sodio o el amoníaco que son básicas sin tener OH en su composición.

⁷ El nombre "hidrógeno" procede del griego hydros genos que significa "el que produce agua". Este nombre lo acuñó el químico francés Antoine L. Lavoisier, considerado el padre de la Química. En efecto, el agua necesita hidrógeno para formarse, pues es H₂O. Lavoisier también inventó el nombre "oxígeno" que viene del griego oxys genos "el que produce ácidos", ya que pensaba que todos los ácidos tenían oxígeno en su composición. Hoy sabemos que Lavoisier se equivocaba en este punto, porque hay ácidos que no tienen oxígeno, por ejemplo el ácido clorhídrico HCl.

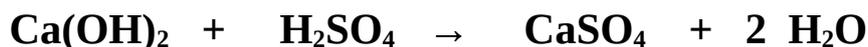


- No explica por qué hay sales que producen acidez (como el cloruro de amonio) o alcalinidad (como el acetato de sodio)
- Sólo se aplica cuando el disolvente es agua, no se aplica bien en disolventes no acuosos y en gases.

Lo que sí explica muy bien la teoría de Arrhenius son las reacciones de neutralización. Es conocido el hecho de que si mezclamos un ácido con una base reaccionan entre sí y producen una sal y agua. Según Arrhenius esta reacción se produce cuando interacciona un ion hidronio con un ion hidroxilo:

NEUTRALIZACIÓN: ÁCIDO + BASE = SAL + AGUA.

Ejemplos:



4.1.3. La definición de Brønsted y Lowry.

Esta definición es más compleja porque considera que existe una relación complementaria entre ácidos y bases.

ÁCIDO es un compuesto capaz de reaccionar en disolución cediendo protones (iones H^+).

BASE es un compuesto capaz de captar iones H^+ .

Observe que son definiciones complementarias. Una sustancia se comporta como ácido porque cede protones a alguien, y ese alguien acepta los protones, por lo tanto es una base. Más aún, para que exista un ácido tiene que existir forzosamente una base, porque para que el ácido dé protones tiene que haber una base que los acepte.

Por último una sustancia que en cierto entorno cede protones y se comporta como un ácido puede comportarse como base en otro entorno.

Desde esta óptica estudiemos la disociación del ácido clorhídrico en agua:



Si el HCl estuviera solo no podría desprenderse del protón porque ¿a quién se lo daría?. Pero cuando está en disolución acuosa puede cederlo al agua. Ahora bien, puesto que el agua está aceptando el protón del ácido está claro **que el agua es una base en esta reacción.**

El amoníaco es una base (recuerde que la definición de Arrhenius no explicaba por qué podía ser una base sin tener grupos OH en su molécula). Según esta definición el amoníaco es una base porque puede aceptar protones de otros. Cuando disolvemos amoníaco en agua ocurre esto:





Habrás observado que la última reacción de ejemplo, la disociación del amoníaco es una reacción *reversible*. Cuando el amoníaco se disocia no lo hace por completo, sino que alcanza un equilibrio. Volveremos a ello más adelante.

Una reacción de disociación reversible puede leerse de izquierda a derecha o al revés. Esto nos lleva al concepto de **conjugados**.

Volvamos a la reacción del amoníaco:

Al derecho es así:



Al revés es así:



El NH_3 es una base, porque **acepta un protón** (en este caso del agua) y produce iones amonio NH_4^+ .

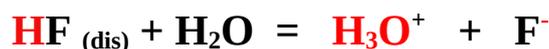
Pero si vemos la reacción inversa veremos que **el amonio es un ácido, porque cede protones** y al hacerlo produce amoníaco. El amoníaco y el ion amonio constituyen una pareja de conjugados. El amonio es el ácido conjugado del amoníaco y el amoníaco es la base conjugada del amonio.



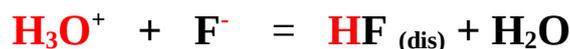
De acuerdo con la visión de Brønsted y Lowry todo ácido conjugado tiene su base conjugada y viceversa. Los ácidos y bases existen por parejas conjugadas.

Otro ejemplo, el del ácido fluorhídrico y su reacción de disociación:

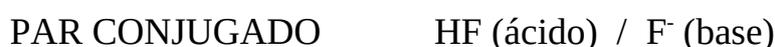
Al derecho es así:



Al revés es así:



En este caso el HF es un ácido, porque puede ceder protones al disolvente, pero vista la reacción inversa el fluoruro es una base, porque puede aceptar protones. Se forma un par conjugado ácido fluorhídrico ion fluoruro.



La teoría de Brønsted y Lowry tiene un punto débil. Hay sustancias que producen acidez o basicidad pero que no transfieren protones con el medio. Un ejemplo es el BF_3 , que es un ácido, pero no tiene hidrógeno en su composición.

La explicación la da una teoría algo más refinada: la teoría de ácidos y bases de Lewis. Pero de ella tendremos que hablar cuando hayamos estudiado la teoría de enlace, mientras tanto aguante su impaciencia, qué le vamos a hacer.

4.2 Las reacciones de transferencia de protones como equilibrios.

4.2.1 El caso de los ácidos.

Cuando un ácido se disocia en disolución acuosa⁸ podemos encontrarnos con dos situaciones:

1) Que la reacción de disociación es prácticamente irreversible y todo el ácido se disocia.

En este caso decimos que el ácido es **fuerte**. Un **ácido fuerte es el que se disocia por completo (prácticamente) en disolución**. Su reacción de disociación es irreversible y **no tiene constante de equilibrio**.

Los ácidos fuertes más conocidos (y que usted debe recordar) son: HCl, HBr, HI, HNO_3 , HClO_4 y H_2SO_4

⁸Los ejemplos numéricos que vamos a estudiar en este curso se refieren siempre a disoluciones acuosas. El comportamiento de ácidos y bases en otros disolventes es materia de cursos más avanzados. De nuevo tenga paciencia, qué le vamos a hacer.



Por ejemplo, la disociación del ácido perclórico:



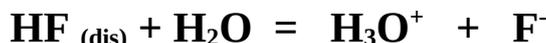
Está completamente desplazada a la derecha, no hay equilibrio.

Por cierto, el ion perclorato es la base conjugada del ácido perclórico, pero *en la práctica como la reacción no puede ir a la izquierda no actúa como una base realmente*. Lo mismo que el ácido perclórico es fuerte, el perclorato es una base muy débil.

2) Que la reacción de disociación sea reversible y se disocie una parte del ácido.

En este caso estamos ante un equilibrio químico y **podemos aplicar todo lo que aprendimos en el tema 3**: constante de equilibrio, cociente de reacción, grado de disociación...

Pongamos por caso el ácido fluorhídrico. Su equilibrio de disociación será:



La constante de equilibrio es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{F}^-]}{[\text{HF}]} \quad \text{se le llama constante de acidez } K_a.$$

La constante de disociación α se define exactamente igual, como el cociente entre la cantidad de ácido disociado y la cantidad inicial.

Los problemas numéricos son parecidos a los de los equilibrios corrientes, con sus tablas. En este tema veremos varios ejemplos resueltos.

Se puede hacer una escala que ordene los ácidos según su fuerza. Cuanto mayor sea la constante K_a más fuerte será el ácido. Así por ejemplo el ácido acético con una $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ es más fuerte que el ácido cianhídrico con una $K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$.

4.2.2 El caso de las bases.

Cuando una base se disocia en disolución acuosa podemos encontrarnos con dos situaciones:

1) Que la reacción de disociación es prácticamente irreversible y toda la base se disocia.

En este caso decimos que la base es **fuerte**. Una **base fuerte es el que se disocia por completo (prácticamente) en disolución**. Su reacción de disociación es irreversible y **no tiene constante de equilibrio**.

Las bases fuertes más conocidas son los hidróxidos de los metales alcalinos y de los alcalino térreos (grupos 1 y 2 de la tabla periódica) como NaOH, KOH y Ca(OH)₂.

Por ejemplo, la disociación del hidróxido de sodio:



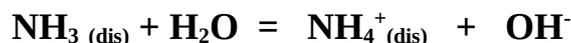
Está completamente desplazada a la derecha, no hay equilibrio.

Por cierto, el ion Na⁺ es el ácido conjugado del hidróxido de sodio, pero *en la práctica como la reacción no puede ir a la izquierda no actúa como ácido realmente*. Lo mismo que el hidróxido de sodio es una base fuerte, el Na⁺ es un ácido muy débil.

2) Que la reacción de disociación sea reversible y se disocie una parte de la base.

En este caso estamos ante un equilibrio químico y **podemos aplicar todo lo que aprendimos en el tema 3**: constante de equilibrio, cociente de reacción, grado de disociación...

Pongamos por caso el amoníaco. Su equilibrio de disociación será:



La constante de equilibrio es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \quad \text{se le llama constante de basicidad } K_b.$$

La constante de disociación α se define exactamente igual, como el cociente entre la cantidad de base disociada y la cantidad inicial.



Se puede hacer una escala que ordene las bases según su fuerza. Cuanto mayor sea la constante K_b más fuerte será la base. Así por ejemplo el amoníaco con una $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ es más débil que la metilamina con una $K_b = 4,9 \cdot 10^{-4}$.

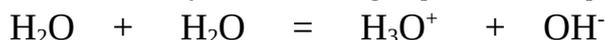
4.3 El equilibrio iónico en el agua.

4.3.1 La autoionización del agua.

Como las moléculas de agua son neutras, una disolución de agua destilada y pura tendría que ser neutra por completo y, por lo tanto, no debería conducir la electricidad. De hecho, para comprobar si una muestra de agua es pura o tiene algún contaminante, podemos medir su conductividad eléctrica. Si esa conductividad se aproxima mucho a cero es que el agua es pura.

Pero el caso es que *el agua pura sigue teniendo una pequeña conductividad residual*, lo suficientemente grande para pensar que en el agua destilada sigue habiendo cierta cantidad de iones positivos y negativos capaces de servir para la conducción eléctrica. Este fenómeno llevó al descubrimiento de un fenómeno llamado **autoionización**.

En un recipiente con agua destilada *solamente* hay moléculas de agua, pero aun así se produce el siguiente equilibrio:



Una molécula de agua cede un protón (se comporta como un ácido) y otra molécula lo capta (se comporta como una base).

La reacción de ionización tiene la siguiente constante de equilibrio:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

En condiciones estándar ($T = 25^\circ C$ $P = 1 \text{ atm}$) $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$.

En un recipiente con agua destilada la cantidad de protones que se produce es idéntica a la de iones hidróxido, por lo tanto:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = x \cdot x = x^2 = 1 \cdot 10^{-14}$$

Por lo tanto en el agua destilada la concentración de ambos iones es:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Un detalle importante, **el producto de las concentraciones de los dos iones es siempre igual a $1 \cdot 10^{-14}$** .

Suponga que añadimos ácido al agua destilada. Cuando el ácido se disocia producirá protones y la concentración de los mismos aumentará. Suponga que la concentración de protones es 0,1 M. En tal caso:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 0,1 \cdot x = 1 \cdot 10^{-14}; x = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{0,1} = 1 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

Por lo tanto, si aumentamos la concentración de protones disminuirá la de iones hidróxido, y lo contrario ocurrirá si añadimos una base. **En todos los casos el producto de las concentraciones de ambos iones será igual a $1 \cdot 10^{-14}$. Si una aumenta la otra disminuirá, el producto se mantendrá siempre igual⁹.**

4.3.2 El operador “p”. Conceptos de pH y pOH.

Como estudiante de ciencias debería estar acostumbrado a los “operadores”. Símbolos matemáticos que indican que efectúe una operación.

Por ejemplo, conocerá usted el operador Σ . Lo llamamos “sumatorio”. Si ve esto: Σx_i , sabe que debe hacer una suma del tipo $x_1 + x_2 + x_3 + \dots$. Pues bien, en Química es sumamente importante el operador “p”, que significa **“menos logaritmo en base diez de ...”**

Así por ejemplo, si una constante de equilibrio es K, diremos que:

$$pK = -\log K$$

Pues bien, hay dos definiciones que son muy importantes:

$$pH = -\log [H^+]; pOH = -\log [OH^-]$$

Volvamos a la expresión del producto iónico del agua:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Tomamos logaritmo decimal en ambos miembros:

$$\log K_w = \log ([H_3O^+] \cdot [OH^-]) = \log 1 \cdot 10^{-14} \quad \log [H_3O^+] + \log [OH^-] = -14$$

Y cambiando el signo tenemos:

⁹En condiciones estándar, claro. En este curso asumiremos condiciones estándar de temperatura en todos los ejercicios.



$$-\log[H_3O^+] - \log[OH^-] = +14$$

Teniendo en cuenta las definiciones que acabamos de dar:

$$pH + pOH = 14$$

La suma de pH y pOH siempre vale 14. Por tanto, si conocemos uno tenemos el valor del otro.

En una disolución neutra tenemos que:

$$[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-7} M; pH = -\log[H_3O^+] = -\log 1 \cdot 10^{-7} = 7$$

En una disolución neutra $pH = 7$. (Y el $pOH = 14 - 7 = 7$).

En una disolución ácida la concentración de iones H^+ es mayor de $1 \cdot 10^{-7} M$. Pongamos por ejemplo que es $1 \cdot 10^{-3} M$. Calculamos el pH:

$$[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-3} M; pH = -\log[H_3O^+] = -\log 1 \cdot 10^{-3} = 3$$

En esta disolución ácida $pH = 3$ y $pOH = 14 - 3 = 11$.

En una disolución ácida la concentración de iones H^+ es mayor de $1 \cdot 10^{-7} M$. Pongamos por ejemplo que es $1 \cdot 10^{-10} M$. Calculamos el pH:

$$[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-10} M; pH = -\log[H_3O^+] = -\log 1 \cdot 10^{-10} = 10$$

En esta disolución ácida $pH = 10$ y $pOH = 14 - 10 = 4$.

Por lo tanto la escala de pH en disolución acuosa es:

$pH = 7$: disolución neutra.

$pH < 7$: disolución ácida. Más ácida cuanto menor sea el pH.

$pH > 7$: disolución básica. Más básica cuanto mayor sea el pH.

Tres observaciones:

- Un pH puede ser negativo. Imagine una disolución ácida con una concentración 2 M. $pH = -\log(2) = -0,30$.
- Un pH es un logaritmo, un exponente, por lo tanto **es adimensional**. No existen unidades de pH. Es incorrecto decir por ejemplo *2 unidades pH*.
- Por ser logarítmica de base 10 cada escalón de la escala implica un factor de diez en las concentraciones. Permita un pequeño ejemplo numérico.

Imagine una disolución de ácido con un $pH = 2$ y otra con $pH = 4$. Las concentraciones respectivas serán 10^{-2} y 10^{-4} . Observe que:

$$\frac{1 \cdot 10^{-2}}{1 \cdot 10^{-4}} = 100.$$

Cuando el pH se hace doble la concentración varía no **dos** veces, sino **diez elevado a dos**, es decir, ¡100 veces!.

Conociendo el pH conocemos la concentración de protones y viceversa:

$$pH = -\log[H_3O^+] \gg [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

Es muy importante que recuerde esta relación.

Y como $pH + pOH = 14$, también podríamos calcular el pOH y la concentración de iones hidróxido.

4.3.3. Algunos ejemplos resueltos.

Ejemplo 1: Se toman 400 ml de una disolución de HCl 0,25 M. Por otra parte se toman 350 ml de una disolución de HBr 0,15 M. Calcule el pH de cada una.

Se mezclan las dos y se añade agua hasta que el volumen es 1 litro. Calcula el pH de la disolución resultante.

Los dos ácidos son fuertes, por lo tanto su disociación es completa y no hay constantes de equilibrio.

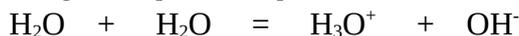
DISOLUCIÓN DE HCl:



Como la disociación es completa, si la concentración de HCl es de 0,25 M, una vez disociado la de H_3O^+ es 0,25 M, por lo tanto $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(0,25) = 0,60$. El pH es 0,60, menor que 7, la disolución es **ácida**.

**Permita una consideración importante:**

Además de la disociación del HCl en el agua siempre se va a producir una cierta ionización según la reacción



por lo que además de los 0,25 M de protones procedentes del ácido también habría una cierta cantidad de protones procedentes de la ionización del agua, y no los hemos tenido en cuenta para calcular el pH. ¿Por qué?.

Piense que en agua destilada la concentración de protones procedentes del agua es de $1 \cdot 10^{-7} = 0,0000001$ M. Si encima añadimos un ácido el equilibrio de ionización del agua se desplaza a la izquierda por el principio de Le Châtelier, por lo tanto la concentración de protones procedentes del agua va a ser tan pequeña que **en la práctica no se tiene en cuenta y el resultado del problema será el mismo. Como norma general no tendremos en cuenta la ionización del agua en los cálculos de pH¹⁰**. Fíjese, en este ejemplo numérico hay 0,25 M de protones aportados por el HCl, supongamos que el agua aporta 0,0000001 M (en realidad aportaría menos por el desplazamiento del equilibrio), es decir, la concentración total de protones, teniendo en cuenta al agua, sería $0,25 + 0,0000001 = 0,2500001$ y:

$$\text{pH} = -\log(0,2500001) = 0,60.$$

El resultado es el mismo.

DISOLUCIÓN DE HBr:

Como la disociación es completa, si la concentración de HBr es de 0,15 M, una vez disociado la de H_3O^+ es 0,15 M, por lo tanto $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,15) = 0,82$. El pH es 0,82, menor que 7, la disolución es **ácida** (pero menos ácida que la anterior, que tenía un pH 0,60).

MEZCLA DE HCl y HBr:

En esta disolución hay dos disociaciones (sin tener en cuenta la autoionización del agua):



La cantidad total de protones es la concentración producida por la primera más la concentración producida por la segunda.

$$[\text{HCl}]: M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2; 0,25 \cdot 0,4 = M_2 \cdot 1; M_2 = 0,100 \text{ M}$$

$$[\text{HBr}]: M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2; 0,15 \cdot 0,35 = M_2 \cdot 1; M_2 = 0,052 \text{ M}$$

La concentración total de protones será:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{total}} = 0,100 + 0,052 = 0,152 \text{ M}$$

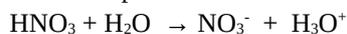
Y el pH será:

$$\text{pH} = -\log(0,152) = 0,82$$

Ejemplo 2: Contesta a dos preguntas:

a) ¿Cuál es la concentración en HNO₃ de una disolución cuyo pH=1,5?

Como se trata de un ácido fuerte su disociación es completa:



Recuerde lo que dijimos al final del apartado 4.3.2:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Por lo tanto:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,5} = 0,0316 \text{ M} = 3,16 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

b) ¿Cómo preparar 150 ml de una disolución de HNO₃ 10⁻² M a partir de la anterior?.

Habrá que calcular el volumen de la disolución del apartado anterior necesario mediante la expresión:

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2; 0,0316 \cdot V_1 = 0,01 \cdot 150; V_1 = 47,47 \text{ mL}$$

Tomaremos 47,47 ml de la disolución anterior y añadiremos agua hasta completar 150 ml.

¹⁰ La aportación del agua al pH en disoluciones de ácidos y bases normalmente es insignificante. Sólo valdría la pena tenerla en cuenta en problemas de disoluciones muy diluidas de ácidos y bases muy débiles. En este curso no vamos a entrar en este tipo de cálculos.



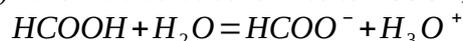
Ejemplo 3: El ácido fórmico (ácido metanoico) es un ácido débil. Su constante de acidez vale $1,8 \cdot 10^{-4}$. Si tenemos una disolución de ácido fórmico cuyo pH = 2,63 calcule:

a) La concentración inicial de la disolución de ácido fórmico.

b) La concentración de iones hidroxilo en el equilibrio.

c) El grado de disociación del ácido.

a) La fórmula del ácido fórmico es HCOOH, su equilibrio de disociación es:



Como es un ácido débil la reacción no es irreversible, se trata de un proceso que alcanza un equilibrio de constante:

$$K_a = \frac{[HCOO^-] \cdot [H_3O^+]}{[HCOOH]} = 1,84 \cdot 10^{-4}$$

No conocemos la concentración inicial de ácido, por lo tanto la tabla de equilibrio será:

Concentraciones (mol/l)	HCOOH	HCOO ⁻	H ₃ O ⁺
inicial	C	0	0
gasto	x	0	0
formo	0	x	x
equilibrio	C - x	x	x

Tenemos dos incógnitas: "C" y "x". Pero tenemos el pH, lo que nos permite calcular la concentración de protones:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,63} = 2,34 \cdot 10^{-3} M.$$

es decir:

$$x = 2,34 \cdot 10^{-3} M; [H_3O^+] = [HCOO^-] = 2,34 \cdot 10^{-3} M; [HCOOH] = C - 2,34 \cdot 10^{-3} M$$

Sustituimos estos valores en la expresión de la constante de equilibrio y tenemos:

$$K_a = \frac{[HCOO^-] \cdot [H_3O^+]}{[HCOOH]} = \frac{2,34 \cdot 10^{-3} \cdot 2,34 \cdot 10^{-3}}{C - 2,34 \cdot 10^{-3}} = 1,84 \cdot 10^{-4}$$

Y solamente nos queda despejar "C" y obtenemos como solución:

$$C = 0,033 M.$$

b) Nos preguntan la concentración de iones hidroxilo. Pues bien, podemos obtenerla a partir del pH de dos formas:

FORMA 1:

Como pH = 2,63 pOH = 14 - 2,63 = 11,37.

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-11,37} = 4,27 \cdot 10^{-12} M$$

FORMA 2:

El producto iónico del agua es:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}; [OH^-] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{2,34 \cdot 10^{-3}} = 4,27 \cdot 10^{-12} M$$

c) Por definición el grado de disociación es la cantidad disociada dividida por la concentración inicial, por lo tanto:

$$\alpha = \frac{x}{C} = \frac{2,34 \cdot 10^{-3}}{0,033} = 0,071 (7,1 \%)$$

Ejemplo 4: Dos disoluciones acuosas de la misma concentración la primera de ácido acético ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) y la segunda de ácido salicílico ($K_a = 1,0 \cdot 10^{-3}$). Contesta:

a) ¿Qué ácido es más débil?

El ácido acético, ya que su constante de acidez es menor que la del ácido salicílico.

b) ¿Qué disolución tiene menor pH?

Habría que calcularlo, porque el pH dependerá de la constante de acidez y de la concentración, pero como la concentración es la misma para las dos podemos afirmar que el ácido más fuerte producirá una mayor acidez. La disolución del **ácido salicílico**, que es **más fuerte que el acético**, será **más ácida** y tendrá **menor pH**¹¹.

¹¹Ojo, porque las concentraciones son iguales. Un ácido más débil concentrado puede dar más acidez que un ácido más fuerte pero en disolución más diluida.



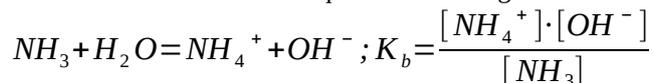
Ejemplo 5: Se tiene una disolución acuosa de amoníaco en la que éste se encuentra disociado en un 1%. Calcule:

a) La concentración inicial del amoníaco.

b) El pH de la disolución.

Dato: $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

El amoníaco es una base débil que se disocia según la reacción:



La tabla del equilibrio se puede hacer de dos formas. Una de la manera tradicional y otra usando el grado de disociación α :

Conc (mol/l)	TABLA FORMA 1				TABLA FORMA 2		
	NH ₃	NH ₄ ⁺	OH ⁻		NH ₃	NH ₄ ⁺	OH ⁻
inicial	C	0	0		C	0	0
cambio	-x	x	x		-C· α	C· α	C· α
equilibrio	C - x	x	x		C-C· α	C· α	C· α

FORMA 1 (a partir de la tabla 1):

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x \cdot x}{C - x}$$

A partir de ahí obtenemos una ecuación de segundo grado:

$$1,8 \cdot 10^{-5} \cdot (C - x) = x^2 ; x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot x - 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot C = 0$$

Tenemos dos incógnitas: "C" y "x". Pero también sabemos que el grado de disociación es $\alpha=0,01$ y así:

$$\alpha = \frac{x}{C} ; x = \alpha \cdot C = 0,01 \cdot C$$

Sustituimos en la ecuación de segundo grado y obtenemos la ecuación:

$$1 \cdot 10^{-4} C^2 + 1,8 \cdot 10^{-7} \cdot C - 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot C = 0$$

Que tiene dos soluciones:

$$C_1 = 0 \text{ M} ; C_2 = 0,178 \text{ M}$$

Por lo tanto $[NH_3]_0 = 0,178 \text{ M}$.

$$[NH_4^+] = [OH^-] = x = 0,01 \cdot C = 0,00178 \text{ M}$$

Por lo tanto:

$$pOH = -\log(0,00178) = 2,75 ; pH = 14 - pOH = 14 - 2,75 = 11,25$$

El pH de la disolución es $11,25 > 7$ y la disolución es alcalina.

FORMA 2 (a partir de la tabla 2):

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(C \cdot \alpha)^2}{C - C \cdot \alpha} = \frac{(C \cdot 0,01)^2}{C - C \cdot 0,01} = \frac{0,0001 \cdot C^2}{C(1 - 0,01)} = \frac{0,0001 \cdot C}{0,99}$$

Y es una ecuación de primer grado con una incógnita. Despejamos C y tenemos: $C = 0,178 \text{ M}$.

Por lo tanto $[NH_3]_0 = 0,178 \text{ M}$.

$$[OH^-] = C \cdot \alpha = 0,178 \cdot 0,01 = 0,00178 \text{ M}$$

Por lo tanto:

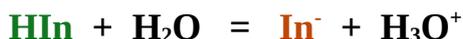
$$pOH = -\log(0,00178) = 2,75 ; pH = 14 - pOH = 14 - 2,75 = 11,25$$

El pH de la disolución es $11,25 > 7$ y la disolución es alcalina.

4.3.4 Indicadores.

Un indicador es una sustancia química, normalmente un ácido débil que cambia de color según el pH del medio en el que se encuentra.

El indicador en sí es un ácido que se disocia en agua según la reacción:



Esta reacción reversible tiene su constante de equilibrio, en función del valor de dicha constante el cambio de color del indicador puede producirse a diferentes valores de pH. Es hora de que volvamos a la tabla que pusimos al principio del tema:

Indicador	Color de la forma ácida (HA)	Color de la forma básica (A-)	Intervalo de viraje (pH inferior y superior)
Rojo congo	Azul	Rojo	3,0 - 5,0
Azul de bromofenol	Amarillo	Azul violeta	3,0 - 4,6
Naranja de metilo	Rojo	Amarillo	3,2 - 4,4
Verde de bromocresol	Amarillo	Azul	3,8 - 5,4
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4,8 - 6,0
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul	6,0 - 7,6
Rojo fenol	Amarillo	Rojo	6,6 - 8,0
Rojo cresol	Amarillo	Rojo	7,0 - 8,8
Azul de timol	Amarillo	Azul	8,0 - 9,6
Fenolftaleína	Incoloro	Rosa fucsia	8,2 - 10,0
Amarillo de alizarina	Amarillo	Rojo	10,1 - 12,0

Por ejemplo, el azul de timol es amarillo si el pH vale menos de 8, entre 8 y 9,6 es verdoso y finalmente se vuelve azul si el pH es mayor de 9,6.

Un indicador nos permite así, con sus cambios de color, tener una medida aproximada del pH de un medio. De todos modos recuerde que se trata de medidas aproximadas.

En los laboratorios se sigue usando como indicador el **papel de tornasol**. Se trata de papeles de filtro impregnados en una sustancia que cambia de color con el pH según el siguiente patrón:



Para medidas más exactas

se emplean aparatos electrónicos capaces de medir el pH, que aparece en un display. Estos aparatos se denominan pHmetros:





4.4 Hidrólisis de sales.

Podría pensar que cuando se disuelve una sal en agua, la disolución va a ser neutra. Al fin y al cabo la disociación de una sal no debería cambiar las concentraciones de protones y de iones hidroxilo en la disolución. Así, si tenemos agua destilada y disolvemos por ejemplo NaCl, la disociación (irreversible) de la sal será:



El pH no debería cambiar, ya que no hay iones H⁺ ni OH⁻ en la reacción y de hecho si medimos el pH de una disolución de cloruro de sodio veremos que vale 7.

Pero si hacemos la experiencia con otras sales nos llevaremos una sorpresa:

- con el cloruro de amonio:



las disoluciones son ácidas.

- con el fluoruro de sodio:



las disoluciones son alcalinas.

Esto se debe a un fenómeno que llamamos **hidrólisis**.

4.4.1 De dónde vienen las sales.

Una sal es un compuesto químico que deriva de una reacción de neutralización entre un ácido y una base. Así por ejemplo, si combinamos ácido clorhídrico con hidróxido de sodio obtendremos una sal: el cloruro de sodio.

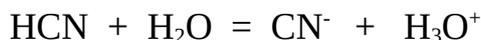
Recordemos que los ácidos pueden ser fuertes o débiles, lo mismo pasa con las bases (vea el apartado 4.2).

ÁCIDOS FUERTES	BASES FUERTES
HCl / HBr / HI / HClO ₄ / H ₂ SO ₄ / HNO ₃	Hidróxidos de metales alcalinos y alcalino térreos (grupos 1 y 2 del sistema periódico).
ÁCIDOS DÉBILES (más comunes)	BASES DÉBILES (más comunes)
HF / HCN / ácido acético / ácido benzoico...	NH ₃ / aminas

4.4.2 Relaciones entre constantes de equilibrio de pares conjugados.

Recuerde que de acuerdo con el modelo de Brönsted y Lowry cada ácido tiene su base conjugada y viceversa. Veamos un ejemplo:

El HCN es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia así:



Con la siguiente constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]} = 5,8 \cdot 10^{-10}$$

Su base conjugada, como se puede ver en la reacción de disociación, es el ion cianuro. Cuando este ion está en disolución acuosa admite protones del agua en esta reacción:



con una constante de basicidad:

$$K_b = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

Se puede demostrar que

$$K_a \cdot K_b = K_w; K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{5,8 \cdot 10^{-10}} = 1,72 \cdot 10^{-5}$$



4.4.2 Hidrólisis de una sal de ácido fuerte y base débil.

Este tipo de sales procede de la combinación de un ácido fuerte, como el ácido clorhídrico y de una base débil, como el amoníaco.

Cuando disolvemos esta sal en el agua tenemos **una primera reacción** (irreversible) que es la disociación de la sal:



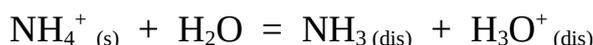
En esta disolución tendremos en principio dos iones principales:

- El ion amonio NH_4^+ **que es el ácido conjugado del amoníaco.**
- El ion cloruro Cl^- **que es la base conjugada del ácido clorhídrico.**

Ahora bien, en una pareja conjugada, cuanto más fuerte es un miembro más débil es su conjugado y viceversa.

Como el amoníaco es una base débil, el ion amonio es un ácido relativamente fuerte, por el contrario, como el ácido clorhídrico es un ácido muy fuerte su conjugado, el ion cloruro, es una base extremadamente débil.

El ion cloruro, una base muy débil, no reacciona con el agua, pero el ion amonio es un ácido y reacciona con el agua en **una segunda reacción** que llamamos **hidrólisis**:



Como la reacción de hidrólisis produce protones, la disolución de la sal **se volverá ácida. Las disoluciones que proceden de sales de ácido fuerte y base débil experimentan procesos de hidrólisis que producen protones y hacen que sean ácidas.**

La constante de equilibrio de la reacción de hidrólisis es:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Y es fácil demostrar lo siguiente (la relación de la constante de hidrólisis del ion amonio con la de basicidad de su base conjugada: el amoníaco y con el producto iónico del agua):

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]} = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Por lo tanto, conocida la constante de la base tenemos la constante de hidrólisis.

4.4.3 Hidrólisis de una sal de ácido débil y base fuerte.

Este tipo de sales procede de la combinación de un ácido débil, como el ácido cianhídrico y de una base fuerte, como el hidróxido de sodio.

Cuando disolvemos esta sal en el agua tenemos **una primera reacción** (irreversible) que es la disociación de la sal:



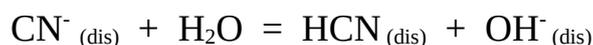
En esta disolución tendremos en principio dos iones principales:

- El ion sodio Na^+ **que es el ácido conjugado del hidróxido de sodio.**
- El ion cianuro CN^- **que es la base conjugada del ácido cianhídrico.**

Ahora bien, en una pareja conjugada, cuanto más fuerte es un miembro más débil es su conjugado y viceversa.

Como el hidróxido de sodio es una base fuerte, el ion sodio es un ácido extremadamente débil, por el contrario, como el ácido cianhídrico es un ácido débil su conjugado, el ion cianuro, es una base relativamente fuerte.

El ion sodio, un ácido muy débil, no reacciona con el agua, pero el ion cianuro es una base y reacciona con el agua en **una segunda reacción** que llamamos **hidrólisis**:



Como la reacción de hidrólisis produce iones hidroxilo la disolución de la sal **se volverá básica. Las disoluciones que proceden de sales de ácido débil y base fuerte experimentan procesos de hidrólisis que producen hidroxilo y hacen que sean básicas.**



La constante de equilibrio de la reacción de hidrólisis es:

$$K_h = \frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-]}$$

Y es fácil demostrar lo siguiente (la relación de la constante de hidrólisis del ion cianuro con la de acidez de su ácido conjugado: el ácido cianhídrico y con el producto iónico del agua):

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[CN^-] \cdot [H_3O^+]} = \frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-]}$$

Por lo tanto, conocida la constante de la base tenemos la constante de hidrólisis.

4.4.4. Hidrólisis de una sal de ácido débil y base débil.

Un ejemplo de sal de ácido débil y base débil es el acetato de amonio, que procede del ácido acético (débil) y del amoníaco (débil).

Como en los casos anteriores, la primera reacción es la disociación de la sal:



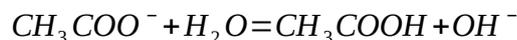
En esta disolución tenemos dos iones importantes:

El ion acetato, que es la base conjugada del ácido acético.

El ion amonio, que es el ácido conjugado del amoníaco.

Se producirán **dos reacciones de hidrólisis**

1.- Hidrólisis del ion acetato:



2.- Hidrólisis del ion amonio:



La primera hidrólisis produce iones hidroxilo y haría que la disolución fuese básica, pero la segunda hidrólisis produce protones y haría que la disolución fuese ácida. Por eso no es posible predecir el pH de la disolución. Éste será ácido o básico en función de cuál sea más fuerte, si el acetato o el amonio.

En la práctica podemos predecir el pH comparando las constantes de acidez y basicidad del ácido y la base de los que procede la sal. El más fuerte determinará el pH final.

En estos casos debemos calcular las constantes de hidrólisis y la más alta de las dos nos indicará el pH. Si la constante de hidrólisis del ácido conjugado es mayor la disolución será ácida, si la mayor es la constante de hidrólisis de la base conjugada la disolución será básica. Puede darse el improbable caso de que las dos constantes de hidrólisis sean iguales, en cuyo caso el pH será neutro.

Recuerde que las constantes de hidrólisis se calculan a partir de las constantes de acidez y basicidad de los conjugados.

Ejemplo:

Prediga el tipo de pH que tendrá una disolución de cianuro de amonio. Datos

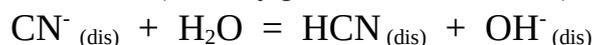
$K_a(HCN) = 5,8 \cdot 10^{-10}$; $K_b(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

En primer lugar veamos las reacciones que tienen lugar. Esta sal procede de un ácido débil y una base débil. Por lo tanto habrá **tres reacciones** en esta disolución:

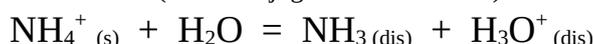
Reacción número 1: Disociación de la sal.



Reacción número 2: Hidrólisis del ion cianuro (base conjugada del ácido cianhídrico).



Reacción número 3: Hidrólisis del ion amonio (ácido conjugado del amoníaco).



Las constantes de hidrólisis son:

$$K_{h(CN^-)} = \frac{K_w}{K_a(HCN)} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{5,8 \cdot 10^{-10}} = 1,72 \cdot 10^{-5}; K_{h(NH_4^+)} = \frac{K_w}{K_b(NH_3)} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,55 \cdot 10^{-10}$$

La constante de hidrólisis del cianuro es mayor que la constante de hidrólisis del amonio. Luego el ion cianuro es más fuerte que el ion amonio. Como el ion cianuro es la base la disolución será básica.



4.4.5 Hidrólisis de una sal de ácido fuerte y base fuerte.

Un ejemplo de este tipo de sales es el cloruro de sodio. Cuando disolvemos esta sal se produce esta reacción de disociación:



Como los iones de la sal proceden de conjugados fuertes, ellos mismos serán tan débiles que no reaccionarán con el agua. En este caso **no se producen reacciones de hidrólisis. La disolución será neutra.**

4.5 Disoluciones reguladoras de pH.

Una disolución reguladora de pH (también llamada disolución tampón, disolución amortiguadora o *buffer*) es aquella que tiene un pH estable, que se modifica poco cuando se le añade un ácido o una base. Estas disoluciones mantienen su pH prácticamente igual aunque se le añada un ácido fuerte o una base fuerte, dentro de ciertos límites, claro está, porque si la cantidad de ácido o base fuerte que añadimos es muy grande terminaremos por destruir la capacidad de regulación del tampón.

Hay dos tipos de tampones:

- Una mezcla de un ácido débil con una sal del mismo con base fuerte. Ejemplo: ácido acético mezclado con acetato de sodio.
- Una mezcla de una base débil con una sal de la misma con ácido fuerte. Ejemplo amoníaco mezclado con cloruro de amonio.

Expliquemos cómo funciona la primera de ellas, propongo como ejercicio que trate usted de explicar por analogía cómo funciona la segunda.

En esta disolución tenemos un ácido débil (el ácido acético) y su base conjugada (el ion acetato) que estarán en equilibrio. Si añadimos un ácido el ion acetato, que es una base, lo neutralizará. Si añadimos una base el ácido acético (que es un ácido) la neutralizará. El pH se mantendrá aproximadamente constante.

Hay una ecuación, la fórmula de Henderson – Hasselbach que indica el valor del pH de una disolución tampón:

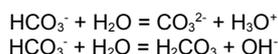
$$pH = pK_a + \log \frac{[base\ conjugada]}{[ácido\ débil]},$$

Esta ecuación indica que podemos fabricar disoluciones reguladoras del pH que haga falta jugando con las concentraciones de ácido y base que ponemos en ellas.

Las disoluciones reguladoras tienen mucha importancia biológica, ya que para que sea posible la vida el pH del citoplasma de las células debe mantenerse constante. En el caso de los animales también es importante que el pH de la sangre se mantenga más o menos constante. Esto es posible porque en tanto en el citoplasma como en la sangre existen iones que forman disoluciones reguladoras que mantienen constante el pH.

Así por ejemplo, en la sangre hay disueltas pequeñas cantidades de H_2CO_3 (un ácido débil) y de iones HCO_3^- (que son la base conjugada del mismo). Este sistema mantiene constante el pH de la sangre. En algunas enfermedades se producen sustancias ácidas que pueden hacer que el pH de la sangre baje provocando graves síntomas que incluso pueden desembocar en la muerte por acidosis.

¹²El ion bicarbonato es un ejemplo de sustancia **anfótera** en disolución acuosa. Una sustancia anfótera es aquella que puede comportarse cediendo protones (ácido) o aceptándolos (base). El ion bicarbonato puede comportarse como ácido o como base según las reacciones:



En la primera reacción el bicarbonato actúa como ácido y en la segunda como base. Los ácidos polipróticos suelen dar lugar a especies iónicas anfóteras.

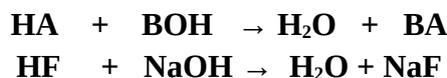
4.6 Reacciones de neutralización.

4.6.1 Neutralización.

Es una reacción en la que un ácido reacciona con una base produciendo una sal y agua.

En esta reacción los protones cedidos por el ácido reaccionan con los iones hidroxilo produciendo agua, quedan además los iones conjugados, que forma la sal.

Con carácter general:



Las reacciones de neutralización dan como productos sales, que pueden producir a continuación reacciones de hidrólisis. Por este motivo el pH tras una reacción de neutralización no tiene por qué ser 7. En el ejemplo anterior estamos neutralizando un ácido débil (HF) con una base fuerte (NaOH). El producto es una sal de ácido débil y base fuerte, que se hidrolizará produciendo un pH básico tras la reacción.

4.6.2 Volumetrías ácido-base. Curvas de valoración.

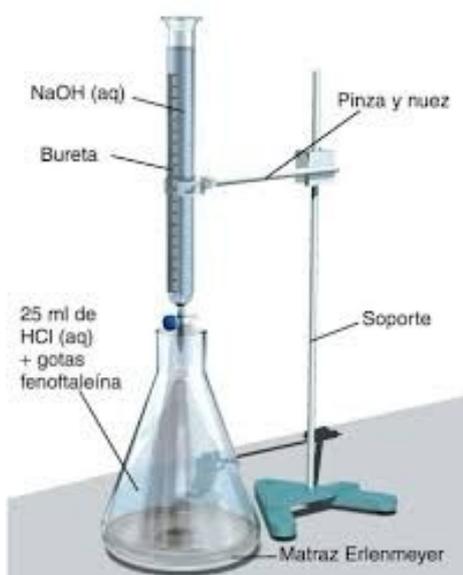
Una de las ramas de la Química es el Análisis Cuantitativo. Consiste básicamente en determinar las concentraciones de determinadas sustancias en muestras. Por ejemplo, determinar la concentración de cafeína en un café, la de glucosa en una muestra de sangre...En el análisis cuantitativo normalmente sabemos qué sustancia estamos buscando, pero nos interesa la cantidad¹³.

Una volumetría es una técnica en la que empleamos una disolución de concentración conocida o patrón que hacemos reaccionar con otra de concentración desconocida o problema. Cuando la reacción concluye, la cantidad que hayamos gastado del patrón nos servirá para determinar la concentración del problema. Si la reacción que usamos es una neutralización la técnica es una volumetría ácido base.

Pongamos un ejemplo práctico. Supongamos que queremos saber la concentración de HCl en una muestra de agua fuerte comercial. Para ello tomamos un volumen conocido de una muestra de agua fuerte. Por ejemplo, 50 ml de agua fuerte de concentración desconocida. Esa es la disolución problema.

DISOLUCIÓN PROBLEMA: HCl de concentración desconocida Ma.

Para ver su concentración, tenemos una **disolución patrón** de NaOH de concentración 2 M.



Ponemos los 50 ml de nuestro problema en un matraz Erlenmeyer y le añadimos un indicador, cuyo cambio de color nos servirá para descubrir que la reacción se ha completado.

Llenamos una **bureta** con la disolución patrón, y vamos vertiendo poco a poco el patrón sobre el problema. Cuando el indicador cambie de color sabremos que la reacción de neutralización está completa:



Anotamos el volumen de patrón que hemos gastado y que se ve en la bureta. Suponga que se han consumido 30 ml de disolución patrón. Tenemos los siguientes datos:

VOLUMEN PATRÓN GASTADO	30 ml.
CONCENTRACIÓN PATRÓN	2 M.
VOLUMEN PROBLEMA	50 ml.
CONCENTRACIÓN PROBLEMA	? M.

Con estos datos es posible conocer la concentración del problema.

a) Calculamos los moles de patrón:

¹³A diferencia del análisis cualitativo, donde estamos más interesados en averiguar qué sustancias están presentes en una muestra, más que la cantidad que existe de las mismas. En un análisis cualitativo nos interesa, por ejemplo, saber qué metales aparecen en una aleación desconocida. Normalmente el análisis cualitativo se hace en una primera etapa, y después se realiza un análisis cuantitativo.

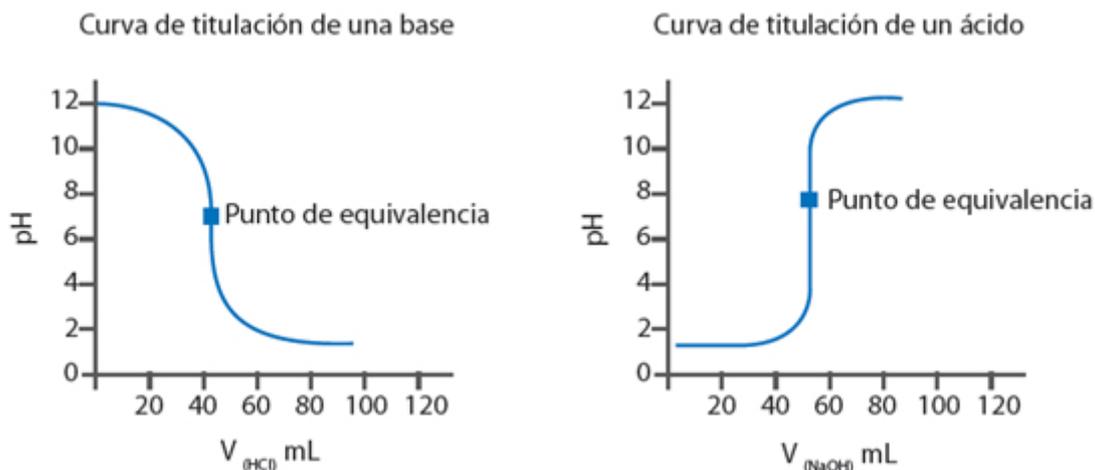
$$n(\text{NaOH}) = M_{\text{patrón}} \cdot V_{\text{patrón}} = 2 \cdot 0,030 = 0,06 \text{ moles NaOH}.$$

b) Como cada mol de NaOH reacciona con 1 mol de HCl sabemos los moles de HCl que hay en el problema: 0,06 moles de HCl.

c) Calculamos la concentración de la disolución de HCl.

$$M(\text{HCl}) = n_{\text{HCl}} / V_{\text{problema}} = \frac{0,06}{0,050} = 1,2 \text{ M}.$$

El progreso de la reacción se suele representar en una gráfica llamada curva de valoración. Observe las figuras:



En las curvas se representa el pH en el eje de ordenadas y el volumen de patrón que vamos gastando en el eje de abscisas. El punto de equivalencia es el punto de inflexión de la curva.

Cuando se valora un ácido fuerte con una base fuerte este punto de equivalencia se encuentra a pH=7. Pero si valoramos una base débil o un ácido débil el punto de equivalencia se desplazará a otro valor de pH debido a las reacciones de hidrólisis.

4.7 Algunos problemas de acceso a la Universidad resueltos:

PROBLEMA 1:

La aspirina es un medicamento de fórmula $C_9H_8O_4$ que se comporta como un ácido débil monoprótico.

Calcule la concentración molar de una disolución obtenida al disolver un comprimido de aspirina de 500 mg en 200 ml de agua, el grado de disociación del fármaco y el pH de la disolución obtenida.

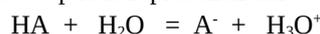
Datos $K_a = 3,27 \cdot 10^{-4}$. Masas atómicas H = 1 ; C = 12; O = 16.

En primer lugar hallamos la masa molecular de la aspirina: $M_m = 9 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 4 \cdot 16 = 108 + 8 + 64 = 180$ u.

La concentración es:

$$M = \frac{\frac{m}{M_m}}{V} = \frac{0,500}{0,200} = 0,014 \text{ M}$$

El equilibrio de disociación del ácido salicílico se puede representar así:



Y la tabla de equilibrio será:

Conc (M)	HA	A^-	H_3O^+
inicial	0,014	0	0
gasto	x	0	0
formo	0	x	x
equilibrio	0,014 - x	x	x

La constante de equilibrio es:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x \cdot x}{0,014 - x} = 3,27 \cdot 10^{-4}$$

Esto nos conduce a una ecuación de segundo grado:

$$x^2 + 3,27 \cdot 10^{-4} x - 4,578 \cdot 10^{-6} = 0$$

Que tiene las siguientes soluciones:

$$x_1 = 1,98 \cdot 10^{-3} \text{ M}; \quad x_2 = -2,31 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Desechamos la solución negativa y tomamos como válida $1,98 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. Conociendo el valor de "x" tenemos:

Grado de disociación:

$$\alpha = \frac{[HA]_{gastada}}{[HA]_{inicial}} = \frac{x}{0,014} = \frac{1,98 \cdot 10^{-3}}{0,014} = 0,141 \text{ (14,1\%)}$$

pH:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 1,98 \cdot 10^{-3} = 2,70$$

Uso del método aproximado para resolver la ecuación:

Recuerde que tenemos en un punto del problema esta ecuación:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x \cdot x}{0,014 - x} = 3,27 \cdot 10^{-4} \quad \text{que conduce a una ecuación de segundo grado.}$$

Ahora bien, podemos hacer una aproximación: **Suponemos que x es un valor muy pequeño, supongamos que $x \ll 0,014$. En tal caso podemos decir que aproximadamente $0,014 - x = 0,014$. La ecuación queda así:**

$$\frac{x \cdot x}{0,014 - x} \approx \frac{x \cdot x}{0,014} = 3,27 \cdot 10^{-4}; \quad x = \sqrt{3,27 \cdot 10^{-4} \cdot 0,014} = 2,14 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

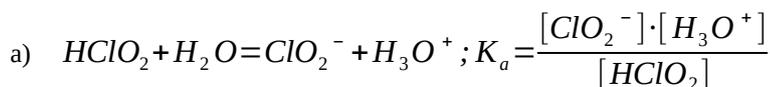
Es una solución un poco distinta, pero el pH con este método aproximado nos sale $pH = -\log(2,14 \cdot 10^{-3}) = 2,67$, y el grado de disociación sale como $\alpha = 0,153 = 15,3\%$. Son muy parecidos al resultado anterior.

En general podemos hacer aproximaciones siempre que la constante de equilibrio sea de un orden 10^{-4} o menor.

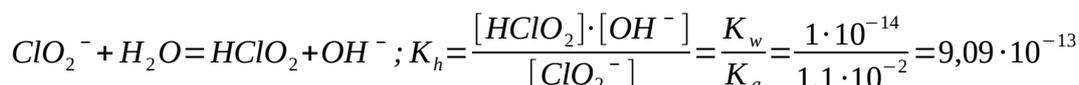
**PROBLEMA 2:**

Aplicando la teoría de Brønsted Lowry para ácidos y bases, y teniendo en cuenta que el ácido cloroso (HClO_2) es un ácido débil ($K_a = 1,1 \cdot 10^{-2}$):

- Escriba la reacción química del agua con el ácido cloroso y la expresión de su constante de acidez.
- Escriba la reacción química del agua con la base conjugada del ácido y la expresión de su constante de basicidad.
- Obtenga el valor de la constante de basicidad de la base conjugada.



b) y c) La reacción de la base conjugada con el ácido es una **hidrólisis**:

**PROBLEMA 3:**

El ácido salicílico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$) es un ácido monoprótico. A 25°C una disolución de 2,24 mg/ml de este ácido tiene un pH de 2,4 en el equilibrio. Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:

- La concentración molar de la base conjugada en el equilibrio y el grado de disociación del ácido.
- El valor de la constante de acidez y de la constante de basicidad de su base conjugada.

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1 ; C = 12; O = 16.

En primer lugar necesitaremos la concentración inicial del ácido **en moles por litro**. Pasamos la concentración en mg/ml a mol/l.

Masa molecular: 138 g/mol.

FORMA 1. FACTORES DE CONVERSIÓN:

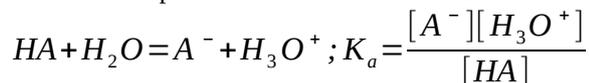
$$2,24 \frac{\text{mg}}{\text{ml}} \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \frac{1 \text{ mol}}{138 \text{ g}} \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ l}} = 0,0162 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

FORMA 2: CON LA FÓRMULA DE LA MOLARIDAD:

Si la concentración es de 2,24 mg por mililitro, significa que en un mililitro de disolución hay 2,24 mg de ácido. Por lo tanto, si aplicamos la fórmula de la molaridad tenemos:

$$M = \frac{m/M_m}{V} = \frac{0,00224/138}{0,001} = 0,0162 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

A continuación planteamos la reacción de disociación del ácido y su constante de equilibrio:



La tabla de equilibrio es la siguiente:

conc (mol/litro)	HA	A	H_3O^+
inicial	0,0162	0	0
gasto/formo	- x	x	x
equilibrio	0,0162 - x	x	x

Tenemos **dos incógnitas**: "x" y "Ka".

Pero tenemos también el pH de la disolución y eso nos permite hallar la concentración de protones.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,4} = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$



Con el valor de "x" podemos hallar el grado de disociación y la constante de acidez:

$$\alpha = \frac{[HA]_{\text{gastado}}}{[HA]_{\text{inicial}}} = \frac{3,98 \cdot 10^{-3}}{0,0162} = 0,2456 \text{ (24,56 \%)}$$

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{3,98 \cdot 10^{-3} \cdot 3,98 \cdot 10^{-3}}{0,0162 - 3,98 \cdot 10^{-3}} = 1,30 \cdot 10^{-3}$$

Y la constante de la base conjugada del ácido (constante de hidrólisis) es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,30 \cdot 10^{-3}} = 7,69 \cdot 10^{-12}$$

PROBLEMA 4:

La constante de acidez del ácido láctico, ácido orgánico monoprótico, es $1,38 \cdot 10^{-4}$. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) El ácido láctico es un ácido fuerte.

FALSO. El ácido láctico es débil, por eso tiene una constante de acidez pequeña, si fuera un ácido fuerte su constante de acidez sería muy alta.¹⁴

b) La constante de la base conjugada es $7,2 \cdot 10^{-11}$.

VERDADERO. Para demostrarlo la calculamos:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,38 \cdot 10^{-4}} = 7,25 \cdot 10^{-11}$$

c) En una disolución acuosa del ácido el pOH es mayor que el pH.

VERDADERO. La suma $\text{pH} + \text{pOH} = 14$. En una disolución ácida $\text{pH} < 7$ y para que sumen 14 pOH tendrá que ser mayor que 7.

PROBLEMA 5:

Una mezcla de 2 g de hidróxido de sodio y 2,8 g de hidróxido de potasio se disuelve completamente en agua hasta alcanzar un volumen de 500 ml. Determine, basándose en las reacciones químicas correspondientes:

a) El pH y la concentración de todas las especies en disolución.

b) El volumen en mL de una disolución 0,5 M de ácido clorhídrico necesario para neutralizar 50 ml de la disolución anterior.

Datos: Masas atómicas relativas H = 1 ; O = 16 ; Na = 23 ; K = 39,1.

Este problema es más un problema de estequiometría que de ácido base.

a) En primer lugar tenga en cuenta que todos los compuestos mencionados son electrolitos fuertes, tanto las dos bases como el ácido, aquí no habrá equilibrios, sino disociaciones completas.

Vamos a calcular la molaridad de los hidróxidos de sodio y de potasio:

Masas moleculares:

NaOH: $23 + 16 + 1 = 40$ g/mol. KOH: $39,1 + 16 + 1 = 56,1$ g/mol.

$$M(\text{NaOH}) = \frac{2/40}{0,500} = 0,1 \text{ M} ; M(\text{KOH}) = \frac{2,8/56,1}{0,500} = 0,1 \text{ M}$$

Las reacciones son:



Como las disociaciones ocurren al 100% por ser bases fuertes las concentraciones de los iones en la disolución serán:

$$[\text{Na}^+] = 0,1 \text{ M} ; [\text{K}^+] = 0,1 \text{ M} ; [\text{OH}^-] = 0,1 + 0,1 = 0,2 \text{ M}$$

Para hallar el pH calcularemos primero el pOH y así:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,2 = 0,70 ; \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,70 = 13,30$$

b) La concentración de iones OH^- es de 0,2 M. Como la reacción tiene una estequiometría 1:1, porque cada ion hidroxilo se neutraliza con un protón tenemos:

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-) ; M_a \cdot V_a = M_b \cdot V_b ; 0,5 \cdot V_a = 0,2 \cdot 50 ; V_a = 20 \text{ mL de ácido serán necesarios.}$$

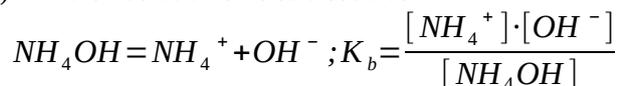
¹⁴Un ácido cuya constante sea mayor de 100 ya se considera fuerte, en este caso la constante es bastante menor.

**PROBLEMA 6:**

a) El grado de disociación de una disolución 0,03 M de hidróxido de amonio NH_4OH es de 0,024. Calcule la constante de basicidad del hidróxido de amonio y el pH de la disolución.

b) Calcule el volumen de agua que hay que añadir a 100 mL de una disolución 0,03 M de NaOH para que el pH sea 11,5.

a) El hidróxido de amonio se disocia así:



La tabla de equilibrio es (basándonos en el grado de disociación):

Conc (mol/litro)	NH_4OH	NH_4^+	OH^-
inicial	C 0,03	0	0
cambio	- C·α - 0,03 · 0,024	C·α 0,03 · 0,024	C·α 0,03 · 0,024
equilibrio	0,03 - 0,03·0,024	+0,03 · 0,024	+0,03 · 0,024

De este modo podemos hallar la constante de basicidad, pues tenemos todos los datos:

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4OH]} = \frac{[7,2 \cdot 10^{-4}] \cdot [7,2 \cdot 10^{-4}]}{0,02928} = 1,77 \cdot 10^{-5}$$

Y para hallar el pH hallaremos primero el pOH:

$$pOH = -\log(0,03 \cdot 0,024) = 3,142 ; pH = 14 - 3,142 = 10,858$$

b)

El NaOH es una base fuerte, se disocia por completo. Su concentración coincidirá con la concentración de iones hidroxilo. $[OH^-] = 0,03$ M.

Al añadir agua la disolución se diluye y cambia la concentración de hidroxilo el pH = 11,5 el pOH = 14 - 11,5 = 2,5. Y esto nos da la concentración de hidroxilo:

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-2,5} = 3,16 \cdot 10^{-3} M.$$

Aplicamos la fórmula de la dilución:

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 ; 0,03 \cdot 100 = 3,16 \cdot 10^{-3} \cdot V_2 ; V_2 = 949,36 \text{ ml}$$

Hay que añadir 849,36 ml para ajustar el pH al valor indicado.

PROBLEMA 7:

A 25°C una disolución acuosa de amoníaco contiene 0,17 g de amoníaco en un litro y se encuentra disociado al 4,3%. Calcule:

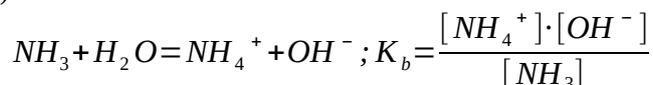
a) La concentración de iones hidroxilo y amonio.

b) La constante de disociación.

En primer lugar vamos a hallar la concentración inicial de amoníaco.

$$[NH_3] = \frac{m/M_m}{V} = \frac{0,17/17}{1} = 0,01 M \quad \text{El grado de disociación es } \alpha = 0,043.$$

a) El amoníaco se disocia así:



La tabla de equilibrio es (basándonos en el grado de disociación):

Conc (mol/litro)	NH_4OH	NH_4^+	OH^-
inicial	0,01	0	0
cambio	-0,00043	+0,00043	+0,00043
equilibrio	0,00957	0,00043	0,00043



Las concentraciones de iones hidroxilo y amonio son:

$$[OH^-] = [NH_4^+] = 0,00043 \text{ M}$$

De este modo podemos hallar la constante de basicidad, pues tenemos todos los datos:

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{[0,00043]^2}{0,00957} = 1,93 \cdot 10^{-5}$$

PROBLEMA 8:

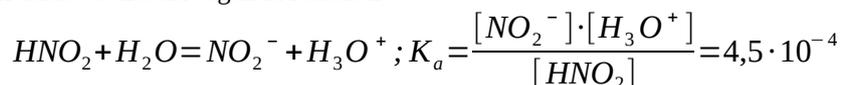
En una disolución acuosa de HNO_2 0,2 M calcule:

a) El grado de disociación.

b) El pH de la disolución.

Dato: $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$.

El ácido se disocia según la reacción:



La tabla de equilibrio será:

Conc (mol/litro)	HNO_2	NO_2^-	H_3O^+
inicial	0,2	0	0
cambio	- x	+ x	+ x
equilibrio	0,2 - x	x	x

Sustituyendo en la constante de acidez llegamos a una ecuación de segundo grado:

$$K_a = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,2 - x]} = 4,5 \cdot 10^{-4} ; x^2 + 4,5 \cdot 10^{-4} x - 9 \cdot 10^{-5} = 0 ; x_1 = -0,0097 \text{ M} ; x_2 = +0,0093 \text{ M}$$

Nos quedamos con la solución positiva, y ya basta con sustituir para contestar las preguntas del problema:

a)

$$\alpha = \frac{[HNO_2]_{gastada}}{[HNO_2]_{inicial}} = \frac{0,0093}{0,2} = 0,0465 \text{ (4,65 \%)}$$

b) $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(0,0093) = 2,03$

NOTA ADICIONAL.

Puesto que la constante de equilibrio es muy pequeña (del orden de 10^{-4}) podemos suponer que x será un número muy pequeño, porque la reacción no estará muy desplazada a la derecha. Esto significa que:

$$x \ll 0,2 \Rightarrow 0,2 - x \approx 0,2 ; \frac{x^2}{[0,2 - x]} \approx \frac{x^2}{0,2} = 4,5 \cdot 10^{-4} ; x = \sqrt{4,5 \cdot 10^{-4} \cdot 0,2} = 0,0095 \text{ M}$$

La diferencia entre la solución tras hacer la ecuación real y la aproximada es muy pequeña.

PROBLEMA 9:

Una disolución comercial de ácido fluorhídrico concentrado indica en su etiqueta 49% en masa y densidad $d = 1,17 \text{ g/ml}$. La constante de acidez es $K_a = 3,55 \cdot 10^{-4}$.

a) Calcule su molaridad.

b) Calcule el pH.

c) Se mezclan 450 ml de esta disolución con 750 ml de otra disolución de ácido fluorhídrico 2,5 M. Halle el pH de la disolución resultante.

Datos. Masas atómicas relativas: H = 1 ; F = 19.

a) Para pasar los datos de riqueza en masa podemos proceder de dos formas, entre otras:

FORMA 1:

En 1 litro de disolución hay 1000 ml. De acuerdo con la densidad de 1,17 g/ml la masa de 1 litro de la disolución será:

$$d = \frac{m}{V} ; 1,17 = \frac{m}{1000} ; m = 1170 \text{ g de disolución.}$$



Aplicamos la fórmula del % en masa:

$$\% = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100; 49 = \frac{m_s}{1170} \cdot 100; m_s = 573,30 \text{ g de HF}$$

Finalmente hallamos la molaridad:

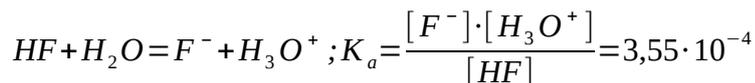
$$M = \frac{m/M_m}{V} = \frac{573,30/20}{1} = 28,66 \text{ M.}$$

FORMA 2:

Aplicamos directamente la fórmula que aprendimos en el tema 0 (vea el apartado “Convertir % en molaridad”)

$$M = \frac{\% \cdot d}{100 \cdot M_m}; M = \frac{49 \cdot 1170}{100 \cdot 20} = 28,66 \text{ M.}$$

b) Como es un ácido débil, para calcular el pH debemos estudiar el equilibrio de disociación:



La tabla de equilibrio será:

Conc (mol/litro)	HF	F ⁻	H ₃ O ⁺
inicial	28,66	0	0
cambio	- x	+ x	+ x
equilibrio	28,66 - x	x	x

Como K_a es muy pequeña podemos aproximar que $28,66 - x \approx 28,66$ y así la ecuación será mucho más simple:

$$K_a = \frac{[F^-] \cdot [H_3O^+]}{[HF]} = \frac{x \cdot x}{28,66 - x} \approx \frac{x^2}{28,66} = 3,55 \cdot 10^{-4}; x = 0,10 \text{ M. y}$$

$$pH = -\log([H_3O^+]) = -\log(0,10) = 1,00$$

c) Este es el apartado difícil del problema. Estamos hablando de **tres disoluciones**:

- (a) La disolución comercial: 0,450 litros, 28,66 M.
- (b) La disolución segunda: 0,750 litros, 2,5 M.
- (c) La disolución suma de las dos anteriores.

Para hallar la molaridad de la tercera disolución hallamos los moles de las dos disoluciones que mezclamos:

$$M = \frac{n}{V}; n = M \cdot V; n_{dis1} = M_1 \cdot V_1 = 28,66 \cdot 0,450 = 12,90 \text{ moles}; n_{dis2} = M_2 \cdot V_2 = 2,5 \cdot 0,750 = 1,88 \text{ moles}$$

Como la disolución tres es la mezcla de las otras dos, el número de moles total será: $12,90 + 1,88 = 14,78$ moles de HF.

El volumen de esta disolución tres es la suma de $0,45 + 0,75 = 1,2$ litros (suponiendo que los volúmenes son aditivos).

$$M_3 = \frac{n_3}{V_3}; M_3 = \frac{14,78}{1,2} = 12,32 \text{ M.}$$

Y, conociendo la molaridad y la constante de acidez ya podemos hallar el pH del mismo modo que resolvimos el apartado b:

La tabla de equilibrio será:

Conc (mol/litro)	HF	F ⁻	H ₃ O ⁺
inicial	12,32	0	0
cambio	- x	+ x	+ x
equilibrio	12,32 - x	x	x



Como K_a es muy pequeña podemos aproximar que $28,66 - x \approx 28,66$ y así la ecuación será mucho más simple:

$$K_a = \frac{[F^-] \cdot [H_3O^+]}{[HF]} = \frac{x \cdot x}{28,66 - x} \approx \frac{x^2}{28,66} = 3,55 \cdot 10^{-4}; x = 0,10 M. \text{ y}$$

$$pH = -\log([H_3O^+]) = -\log(0,066) = 1,18$$

Para completar el ejercicio, propongo que lo realice resolviendo las ecuaciones sin aproximación.

PROBLEMA 10:

Tenemos 0,50 litros de una disolución de KOH 0,1 M. Calcule el pH en cada uno de los siguientes casos:

a) Disolución original.

El KOH es una base fuerte. Se va a disociar por completo así:



Por lo tanto, por cada mol de KOH que disolvamos, vamos a producir 1 mol de ion hidroxilo, dada la estequiometría de la reacción de disociación. Por lo tanto:

$$[OH^-] = [KOH]_0 = 0,1 M; pOH = -\log[OH^-] = -\log(0,1) = 1; pH = 14 - 1 = 13$$

b) Añadimos 0,10 litros de agua destilada.

El número de moles de la disolución original es:

$$n(KOH) = M \cdot V = 0,1 \cdot 0,50 = 0,05 \text{ mol KOH}$$

Si añadimos 0,10 litros de agua, el número de moles será el mismo, pero el volumen (suponiendo que los volúmenes son aditivos) es ahora de 0,60 litros. La molaridad de la disolución será ahora de :

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,05}{0,60} = 0,083 M$$

$$[OH^-] = [KOH]_0 = 0,083 M; pOH = -\log[OH^-] = -\log(0,083) = 1,07; pH = 14 - 1,07 = 12,93$$

c) Evaporamos el disolvente hasta que el volumen se reduce a la mitad.

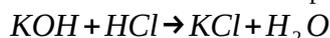
El número de moles será el mismo, porque se evapora sólo el disolvente, pero el volumen es la mitad, por lo tanto:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,05}{0,25} = 2 M$$

$$[OH^-] = [KOH]_0 = 0,2 M; pOH = -\log[OH^-] = -\log(0,2) = 0,70; pH = 14 - 0,70 = 13,30$$

d) Añadimos 0,50 ml de una disolución de HCl 0,1 M.

Añadir el ácido clorhídrico implica una reacción de neutralización:



La disolución original tenía 0,05 mol de KOH, y el ácido añadido son $0,1 \cdot 0,5 = 0,05$ mol de HCl.

Dada la estequiometría de la reacción se neutralizan exactamente, no sobra ni ácido ni base. Como se trata de un ácido fuerte y una base fuerte la sal resultante no produce hidrólisis y el pH de la disolución será 7.

e) Añadimos 0,05 mol de KOH y medio litro de agua.

Teníamos 0,05 moles al principio y añadimos 0,05. En total serán 0,1 mol de KOH.

Teníamos 0,50 litros en la disolución, añadimos 0,50 litros. El nuevo volumen será 1 litro.

La molaridad de la mezcla será:

$$M_3 = \frac{n}{V} = \frac{0,1}{1} = 0,1 M.$$

La concentración de la disolución original **no ha cambiado. Por lo tanto el pH será el mismo que el de la disolución original: 13,0.**

**PROBLEMA 11:**

Disponemos de cuatro disoluciones salinas en agua. Sus características son:

- Disolución A: pH=2,6.
- Disolución B: $[\text{OH}^-]=10^{-7}$ M.
- Disolución C: $[\text{OH}^-]=10^{-10}$ M.
- Disolución D: $[\text{H}_3\text{O}^+]=10^{-10}$ M.

Justifica las respuestas a las siguientes preguntas:

- a) El orden de las cuatro disoluciones por acidez creciente.
- b) ¿Cuál puede ser una disolución de KNO_3 ?
- c) ¿Cuál puede ser de NaNO_2 ?
- d) ¿Cuál puede ser de NH_4Br ?

En primer lugar, calculamos el pH de las disoluciones B, C y D. Ya tenemos el de la A. En algunas de ellas habrá que calcular el pOH y a partir de ahí obtener el pH. Sale:

	A	B	C	D
pH	2,6	7	4	10

a) De menos ácida a más ácida:

D (pH = 10) - B (pH = 7) - C (pH = 4) - A (pH = 2,6)

b) El KNO_3 es una sal de ácido fuerte y base fuerte. No se hidroliza y sus disoluciones son neutras. Probablemente será la "B".

c) El NaNO_2 procede de una base fuerte y un ácido débil. Sus disoluciones serán alcalinas. Es la disolución "D".

d) El NH_4Br procede de un ácido fuerte y una base débil. Sus disoluciones son ácidas. Podría ser la disolución "A" o la "C".

PROBLEMA 12:

Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a los procesos de disolución de:

- a) Nitrato de sodio.
- b) Cianuro de potasio.
- c) Bromuro de litio.
- d) Cloruro de amonio.
- e) Acetato de sodio.

Prediga el pH de las disoluciones resultantes.

a) NaNO_3 .

Procede de una base fuerte (hidróxido de sodio) y de un ácido fuerte (ácido nítrico).

La sal se disociará:



Como los iones resultantes son débiles no habrá hidrólisis.

La disolución será neutra: pH = 7.

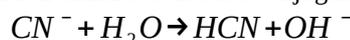
b) KCN.

Procede de una base fuerte (hidróxido de potasio) y de un ácido débil (ácido cianhídrico).

La sal se disociará:



El ion cianuro es la base conjugada de un ácido débil. En disolución acuosa se hidroliza actuando como base:



Como la hidrólisis produce iones hidroxilo la disolución será alcalina. PH > 7.



c) LiBr.

Procede de una base fuerte (hidróxido de litio) y de un ácido fuerte (ácido bromhídrico).

La sal se disociará:



Como los iones resultantes son débiles no habrá hidrólisis.

La disolución será neutra: pH = 7.

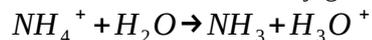
d) NH₄Cl

Procede de una base débil (amoníaco) y de un ácido fuerte (ácido clorhídrico).

La sal se disociará:



El ion amonio es el ácido conjugado de una base débil. En disolución acuosa se hidroliza actuando como ácido:



Como la hidrólisis produce protones la disolución será ácida. pH < 7.

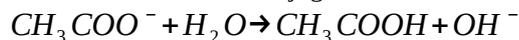
e) CH₃COONa

Procede de una base fuerte (hidróxido de sodio) y de un ácido débil (ácido acético).

La sal se disociará:



El ion acetato es la base conjugada de un ácido débil. En disolución acuosa se hidroliza actuando como base:



Como la hidrólisis produce iones hidroxilo la disolución será alcalina. PH > 7.



Bibliografía del tema:

La bibliografía general del curso:

- Química 2º Bachillerato. Serie Investiga. (Proyecto Saber Hacer).
Guardia Villarroel, Cristina / Menéndez Hurtado, Ana Isabel y otros.
Editorial Santillana. ISBN 978-84-680-2677-0.
Tema 7. pp. 207-252
- Iniciación a la Química (Preparación para el acceso a la Universidad).
García Rodríguez, A. / García Vargas, M. y otros.
Editado por la Consejería de Educación de la Junta de Andalucía. ISBN: 978-84-8439-393-1.
Tema 5. pp. 251-314.

También puede consultar unos apuntes de problemas resueltos de pruebas de acceso a la universidad sobre el tema realizados por el profesor D. Domingo A. García Fernández, del I.E.S. Emilio Castelar de Madrid. El enlace para poder consultarlos (junto con mucho material también recomendable de la materia) es la página web:
<https://sites.google.com/site/fisicayquimicaemiliocastelar/Home/quimica-de-2-de-bachillerato-curso-2015-2016>.