



### 1. INTRODUCCIÓN

[Los ácidos y las bases han sido sustancias que se conocen desde la antigüedad, empleándose por ejemplo el ácido acético -constituyente del vinagre- en procesos de conservación de alimentos (boquerones en vinagre) o las bases en la limpieza y el lavado de la ropa.

En la Edad Media, gracias a los alquimistas, se desarrollaron algunas técnicas de destilación y se perfeccionaron otras, lo que permitió preparar ácidos fuertes como el sulfúrico, el clorhídrico, el nítrico y el agua regia ( $\text{HNO}_3 + \text{HCl}$ ). En esta época ya se conocía la propiedad de estos ácidos de disolver determinados metales. Por otro lado, se mejoraron los procedimientos para preparar diversas bases fuertes, y se empezó a conformar un modelo teórico.

En el siglo XVII Robert Boyle estableció el primer modelo de los ácidos y las bases:

Los ácidos se caracterizan por que:

- Tienen sabor ácido.
- Enrojecen el papel de tornasol.
- Neutralizan sus efectos al reaccionar con las bases.
- Algunos ácidos reaccionan con los metales disolviéndolos.

Las bases se caracterizan por que:

- Tienen sabor alcali como la lejía.
- En disolución acuosa presentan un tacto jabonoso.
- Ponen azul el papel de tornasol enrojecido por los ácidos.
- Neutralizan sus efectos al reaccionar con los ácidos.

]

## 2. TEORÍAS ÁCIDO-BASE

Durante el desarrollo de la química, se han realizado diversas teorías para explicar el concepto de ácido y base. De todas ellas se estudiarán 2: la teoría de Arrhenius y la de Brönsted-Lowry.

### 2.1. Teoría de Arrhenius

En base a los estudios sobre la conductividad eléctrica de las disoluciones acuosas Arrhenius, a finales del siglo XIX, establece su teoría ácido-base:

**ácido de Arrhenius:** sustancia que en disolución acuosa se disocia y

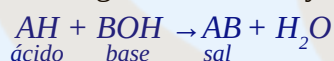


**base de Arrhenius:** sustancia que en disolución acuosa se disocia y



En realidad, los iones  $H^+$  nunca se encuentran libres en disolución acuosa, sino unido a una molécula de  $H_2O$  formándose la especie  $H_3O^+$  el ión oxonio.

**neutralización:** proceso químico mediante el cual un ácido reacciona con una base originando una sal y agua:



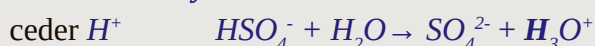
#### Deficiencias de esta teoría:

- Sólo explica el comportamiento ácido-base en disolución acuosa.
- No explica las propiedades básicas del amoníaco o de los carbonatos.

### 2.2. Teoría de Brönsted-Lowry

En 1923 los químicos Brönsted y Lowry, de forma independiente, propusieron una nueva teoría para subsanar las deficiencias de la de Arrhenius, que engloba todos los aspectos de su teoría, elimina la necesidad de una solución acuosa y amplía las sustancias que pueden considerarse ácidas y básicas.

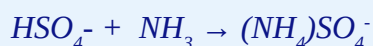
**ácido de Brönsted-Lowry:** sustancia molecular o iónica que puede



**base de Brönsted-Lowry:** sustancia molecular o iónica que puede



La **neutralización**, según esta teoría, consiste en la transferencia de un protón desde un ácido hacia una base:

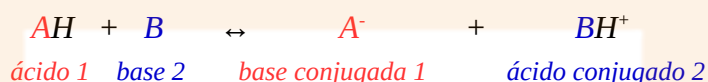


### 2.2.1. Ácidos y bases conjugados

Teniendo en cuenta las definiciones anteriores, se puede deducir que cuando un ácido cede un protón, la especie resultante se comporta como una base, pues intentará capturar un protón para regenerar el ácido original.

Análogamente, cuando una base acepta un protón, la especie que se forma puede ceder un protón y, por tanto, comportarse como un ácido.

La especie que se forma va a ser la *conjugada* de la que proviene, por lo que un ácido origina una base conjugada (del ácido) y una base un ácido conjugado (de la base).



Por ejemplo, el ácido sulfúrico  $H_2SO_4$  tiene como base conjugada el  $HSO_4^-$  y la base  $NH_3$  tiene como ácido conjugado  $NH_4^+$ .

Con este concepto, queda patente que una sustancia va a ser ácido porque va a reaccionar con una sustancia que tenga carácter básico para poder aceptar el protón, y viceversa.

### 2.2.2. Anfóteros

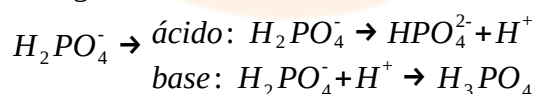
Normalmente las especies químicas se van a comportar como ácido o como base, pero hay algunas sustancias que no tienen muy marcado el carácter ácido o básico y se pueden comportar tanto de una forma como de la otra. Estas sustancias se llaman anfóteros:

**anfótero:** especie química que en función de con qué compuesto reaccione se puede comportar como ácido o como base.

El ejemplo más típico es el del agua:



Otros ejemplos son los iones hidrogenados de los oxoácidos:



No hay que confundir *anfótero* con *anfiprótico*:

**anfiprótico:** especie química que en función de con qué compuesto reaccione puede ceder o ganar protones,  $H^+$ .

### 2.2.3. Fortaleza de ácidos y bases.

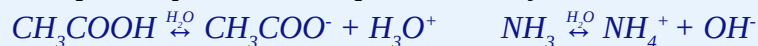
Según la teoría de Brönsted y Lowry, la fuerza relativa de los ácidos y de las bases depende de su mayor o menor tendencia a ceder o aceptar iones  $H^+$ .

Nos podemos encontrar con dos tipos de ácidos y bases:

**Fuertes:** especies que en disolución se disocian completamente



**Débiles:** especies que se ionizan parcialmente y de forma reversible



A la hora de realizar un problema, sabremos que un compuesto es débil porque nos dan su constante de equilibrio, si el problema no tiene este dato, el compuesto será fuerte.

La constante de equilibrio para los ácidos se denomina  $k_a$  y para las bases  $k_b$ .

Se diferencia de la  $k_c$  en que en su valor se engloba la concentración del agua, que va a permanecer siempre constante (55,56M). Por ejemplo:

$$CH_3COOH + H_2O \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$$

$$k = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH][H_2O]} \rightarrow k \cdot [H_2O] = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} \rightarrow k_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]}$$

Cuanto menor sea la constante de equilibrio menor será la fortaleza de la especie.

### Ejemplo 1

Determina cuál es la concentración de protones en disolución acuosa del ácido nítrico 0,05 M y del ácido acético 0,05 M.

Dato  $k_a(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Para el ácido nítrico, como es un ácido fuerte y está completamente disociado, la  $[H^+]$  la podemos determinar a través del proceso de disociación del ácido:



Por estequiometría:  $0,05 \text{ M de } HNO_3 \cdot \frac{1 H_3O^+}{1 HNO_3} = 0,05 \text{ M de } H_3O^+$

Para el ácido acético, al ser un ácido débil, se calcula la concentración a través del equilibrio:



|               |        |    |    |
|---------------|--------|----|----|
| inicialmente: | 0,05 M | 0  | 0  |
| reacciona:    | -x     | +x | +x |
| equilibrio:   | 0,05-x | x  | x  |

$$k_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} \rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,05 - x}$$

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5}x - 9 \cdot 10^{-7} = 0 \rightarrow x_1 = 9,39 \cdot 10^{-4} \quad x_2 = -9,58 \cdot 10^{-4}$$

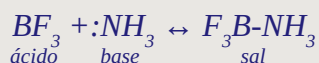
$$[H^+] = x = 9,39 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

### [2.3. Teoría de Lewis

La teoría de Brönsted-Lowry presenta como inconveniente que no es capaz de explicar los procesos ácido-base que ocurren sin transferencia de protones. Para subsanar esta deficiencia, Lewis propuso una nueva definición de ácido y base:

**ácido de Lewis:** sustancia capaz de aceptar un par de electrones

**base de Lewis:** sustancia capaz de ceder un par de electrones

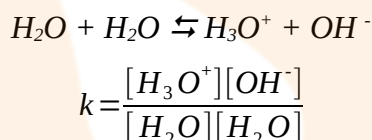


En esta definición se engloban todos los ácidos y bases de Arrhenius y de Brönsted-Lowry y aquellas especies que aún siéndolo, quedaban fuera de las definiciones anteriores.  
]

### 3. PRODUCTO DE IONIZACIÓN DEL AGUA.

Ya se ha visto antes que el agua puede comportarse como un ácido o como una base, en función del compuesto con el que reaccione. Cuando reacciona consigo misma, se puede deducir una nueva constante que se denomina:

**producto iónico del agua ( $k_w$ ):** constante resultante de la autoionización del agua, su valor es  $10^{-14}$ .



Como la concentración del agua es constante, se puede englobar en la  $k$ , generando la expresión:

$$k[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \rightarrow k_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

El valor de esa constante es de  $10^{-14}$ , que representa el valor del producto de las concentraciones de los iones oxonio e hidróxido.

### 4. DISOLUCIONES ÁCIDAS, BÁSICAS Y NEUTRAS

Las características ácidas, básicas o neutras de una disolución vienen determinadas por la especie que esté presente:

**ácidas:** disoluciones que presentan más número de iones oxonios que de hidróxidos  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$

**básicas:** disoluciones que presentan más número de iones hidróxidos que de oxonios  $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$

**neutras:** disoluciones que presentan igual número de iones oxonios e hidróxidos  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

Si se aplica la condición de neutralidad,  $[H_3O^+] = [OH^-]$ , a la constante iónica del agua, se obtiene el valor numérico de neutralidad:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] \rightarrow \text{como } [H_3O^+] = [OH^-] \rightarrow$$

$$[H_3O^+]^2 = 10^{-14} \rightarrow [H_3O^+] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} M$$

$$\text{y análogamente } [OH^-] = 10^{-7} M$$

Por lo tanto, una disolución va a ser **ácida** cuando  $[H_3O^+] > 10^{-7} M$  (o  $[OH^-] < 10^{-7} M$ )

va a ser **neutra** cuando  $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} M$

y va a ser **básica** cuando  $[H_3O^+] < 10^{-7} M$  (o  $[OH^-] > 10^{-7} M$ ).

## 5. CONCEPTO DE pH

El pH expresa la cantidad de protones en un medio o de iones  $H_3O^+$  en disolución acuosa:

**pH:** por definición es el *menos logaritmo decimal de la concentración de los protones (o iones oxonio si tenemos una disolución acuosa).*

$$pH = -\log[H^+] \quad \text{o} \quad pH = -\log[H_3O^+]$$

De manera análoga se puede definir pOH:

**pOH:** por definición es el *menos logaritmo decimal de la concentración de los iones hidróxido.*

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Si consideramos la expresión del equilibrio iónico del agua, podemos relacionar el pH con el pOH:

$$10^{-14} = [H^+][OH^-] \rightarrow -\log(10^{-14}) = -\log([H^+][OH^-]) \rightarrow$$

$$-\log(10^{-14}) = -\log[H^+] - \log[OH^-]$$

$$14 = pH + pOH$$

Aplicando a la expresión anterior la condición de neutralidad, se puede relacionar el carácter ácido, básico o neutro de una disolución con el pH:

- **pH ácido** < 7
- **pH neutro** = 7
- **pH básico** > 7

### Ejemplo 2

Determina el pH de una disolución de  $Ca(OH)_2$  0,05 M.

Como la base es fuerte (el problema no nos da la  $K_b$ ) va a estar completamente disociada, por lo que podremos determinar la concentración de  $OH^-$ :  $Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$

$$0,05 M \text{ } Ca(OH)_2 \cdot \frac{2 OH^-}{1 Ca(OH)_2} \rightarrow [OH^-] = 0,1 M$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log[0,1] = 1$$

$$14 = pH + pOH \rightarrow pH = 14 - 1 = 13$$

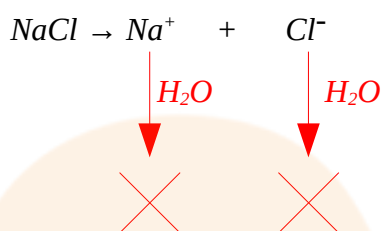
## 6. HIDRÓLISIS. PROPIEDADES ÁCIDO-BASE DE LAS DISOLUCIONES DE SALES.

Ya se ha visto el  $pH$  que tienen las disoluciones de ácidos y bases pero, ¿qué ocurre con las sales? Dependiendo del ácido y la base que la formen generan un tipo de  $pH$  concreto.

Si la especie que se origina puede reaccionar con el agua se van a formar iones  $[H_3O^+]$  o  $[OH^-]$  y las disoluciones tendrán un  $pH$  distinto al neutro. En caso contrario, serán neutras.

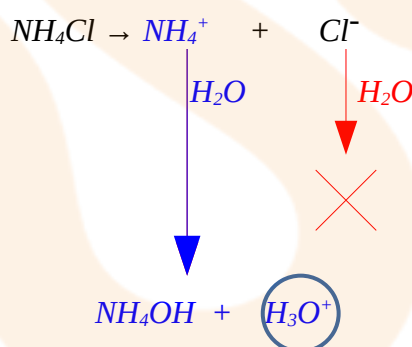
### 6.1. Sal proveniente de ácido y base fuerte: $pH$ neutro.

La base conjugada de un ácido fuerte no tiene la fortaleza suficiente para reaccionar con el agua y lo mismo le pasa al ácido conjugado de una base fuerte, por lo que no se van a formar protones o hidróxidos y por lo tanto el  $pH$  va a ser neutro.



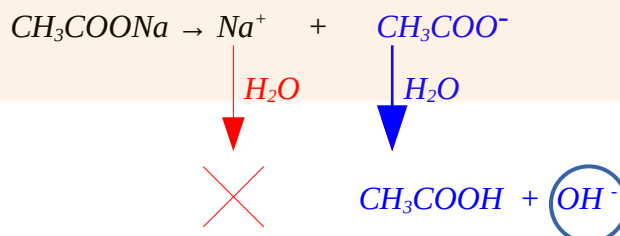
### 6.2. Sal proveniente de ácido fuerte y base débil: $pH$ ácido.

En este caso, el ácido conjugado de la base débil va a tener fortaleza suficiente para reaccionar con el agua, regenerándose la base y liberando iones  $H^+$ , por lo que el  $pH$  resultante va a ser ácido.



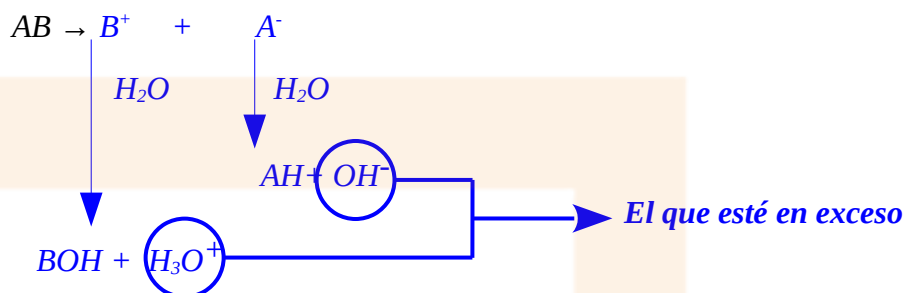
### 6.3. Sal proveniente de ácido débil y base fuerte: $pH$ básico.

Ahora, la base conjugada del ácido débil es lo suficientemente fuerte para reaccionar con el agua, regenerándose el ácido y liberando iones  $OH^-$ , por lo que el  $pH$  resultante va a ser básico.



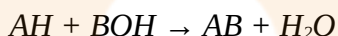
#### 6.4. Sal proveniente de ácido débil y base débil: pH en función del que sea más débil.

En este caso, tanto el ácido conjugado de la base débil, como la base conjugada del ácido débil, tienen fortaleza suficiente para reaccionar con el agua, regenerando la base y el ácido de partida. Como se forman protones e iones hidróxidos, estos se neutralizarán entre sí, hasta que uno de los dos se agote. El que esté en exceso determinará el pH de la sal.



#### 7. VALORACIÓN ÁCIDO-BASE.

Previamente se ha visto que una reacción de neutralización es aquella en la que reacciona un ácido con una base para dar una sal y agua.



Estas reacciones se pueden emplear para determinar la concentración de una de las especies conocida la de la otra y los volúmenes de ambas.

En el punto de equivalencia (cuando la reacción termina) el número de  $H^+$  es igual al de  $OH^-$ , y a partir de esa relación, se puede deducir la fórmula para determinar la concentración desconocida:

$$n^{\circ}H^{+}_{\text{ácido}} = n^{\circ}OH^{-}_{\text{base}}$$

$$n^{\circ}H \cdot \text{moles}_{\text{ácido}} = n^{\circ}OH \cdot \text{moles}_{\text{base}}$$

$$n^{\circ}H \cdot M_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = n^{\circ}OH \cdot M_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

#### Ejemplo 3

En un matraz tenemos 25 mL de HCl de concentración desconocida y se valoran con  $Ca(OH)_2$  0,5 M consumiéndose 12 mL. Calcula la concentración del ácido.

por la fórmula:  $n^{\circ}H \cdot M_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = n^{\circ}OH \cdot M_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$

$$1 \cdot X \cdot 0,025 = 2 \cdot 0,5 \cdot 0,012$$

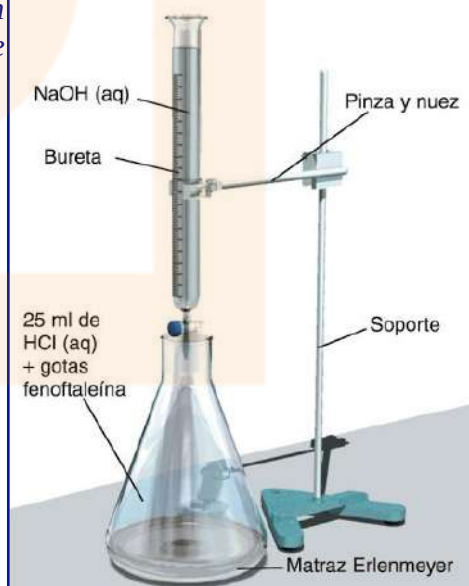
$$X = 0,48 \text{ M}$$

por estequiometría:  $2HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$

$$0,012 \text{ l de } Ca(OH)_2 \cdot \frac{0,5 \text{ moles } Ca(OH)_2}{1 \text{ l de } Ca(OH)_2} \cdot \frac{2 \text{ moles } HCl}{1 \text{ mol } Ca(OH)_2} =$$

0,012 moles de HCl

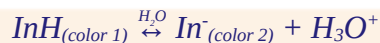
$$[HCl] = \frac{\text{moles}}{V(l)} = \frac{0,012}{0,025} = 0,48 \text{ M}$$



### 7.1. Indicadores ácido-base.

**Indicadores:** son ciertas sustancias, generalmente orgánicas y de carácter ácido débil, que tienen la propiedad de cambiar de color cuando varía el pH en un intervalo concreto

El cambio de tonalidad se debe a la distinta coloración que presenta la forma molecular y la fórmula iónica que se genera cuando pierde un protón.



Al estar en equilibrio, en función de lo desplazado que esté hacia un lado u otro, predomina una de las dos especies. Según Le Chatelier, en función de cómo se vaya modificando la concentración de  $H_3O^+$  va a ir variando la del indicador y su especie iónica, generándose así el cambio de color.

Existen numerosos indicadores, que cambian de color a distinto rango de *pH*, pudiéndose cubrir casi toda la escala, los 2 más comunes son:

**fenolftaleína:** incolora a pH inferiores a 8,2. A partir de ese valor comienza a tomar un color rosado.

**naranja de metilo:** rojo a pH inferiores a 3,1 y amarillo a partir de 4,2

**RELACIÓN DE PROBLEMAS**

1. Clasifique cada una de las siguientes especies como ácido o base de Brönsted y Lowry, o como anfóteros:  
a)  $H_2O$ , b)  $OH^-$ , c)  $H_3O^+$ , d)  $NH_3$ , e)  $NH_4^+$ , f)  $NH_2^-$ , g)  $NO_3^-$ , h)  $CO_3^{2-}$ , i)  $HBr$ , j)  $HCN$ .
2. Escribe la reacción de los siguientes compuestos con agua:  
a)  $HS^-$  b)  $NH_4^+$  c)  $HNO_3$  d)  $CO_3^{2-}$  e)  $H_2PO_4^-$  f)  $NaOH$
3. Calcula la concentración (molaridad) de los protones presentes en 150 ml de una disolución de ácido nítrico ( $HNO_3$ ) comercial de densidad 1,22 g/ml y riqueza 92,5 %.  
Masas atómicas (u): H=1; N=14; O=16
4. ¿Cuántos gramos de hidróxido de calcio,  $Ca(OH)_2$  de riqueza del 85% se necesitan para preparar 250 ml de una disolución que sea 0,2 M en iones  $OH^-$ ?  
Masas atómicas (u): H=1; O=16; Ca=40
5. Se disuelve una muestra de 0,068 g de amoníaco en la cantidad suficiente de agua para preparar 150 ml de disolución. Calcule las concentraciones de todas las especies químicas presentes en el equilibrio.  
 $K_b(NH_3)=1,8 \cdot 10^{-5}$  Masas atómicas(u): H=1; N=14
6. Un ácido monoprótico de concentración 0,5 M está ionizado un 35%. En esas condiciones, ¿cuánto vale la constante ácida?
7. Calcula el porcentaje de ionización de una disolución de dietilamina 0,8 M.  
 $K_b=6,9 \cdot 10^{-4}$ .
8. Razona si es posible que el pH de una disolución tenga un valor de cero o ser negativo.
9. Calcula el pH de cada una de las siguientes disoluciones:  
a)  $HNO_3$  0,05 M b)  $HBr$  0,0065 M c)  $NaOH$  1 M d)  $Ba(OH)_2$   $3,5 \cdot 10^{-3}$
10. Calcula la concentración de protones, para las disoluciones con los siguientes valores de pH:  
a) 4,5 b) 6,65 c) 9,35
11. Calcula los moles de ácido clorhídrico que hay en 30 ml de una disolución de  $HCl$  0,65 M. ¿Cuál es el pH de la disolución?
12. ¿Qué cantidad de  $NaOH$  (en gramos) se necesita para preparar 250 ml de una disolución con un pH de 12?  
Masas atómicas (u): H=1; O=16; Na=23

13. Calcula el pH de una disolución de ácido benzoico 0,55 M.  
 $k_a=6,5 \cdot 10^{-5}$
14. El pH de una disolución es de 4,50. ¿Esta disolución está generada por un ácido o una base?  
¿Cuál será la constante ácida o básica si la concentración inicial es 0,05 M?
15. Calcula el pH de una disolución de amoníaco 0,65 M.  
 $k_b(NH_3)=1,8 \cdot 10^{-5}$
16. Tenemos una disolución de anilina cuyo pH es 8,15. ¿Cuál es la concentración inicial de esa base?  
 $k_b(Ph-NH_2)=7,4 \cdot 10^{-10}$
17. Determine si un ácido monoprótico es débil o fuerte sabiendo que el pH que origina vale 4,22 cuando su concentración es 0,995 M.
18. Indica el carácter ácido, básico o neutro de las siguientes disoluciones:  
a)  $NaCl$ , b)  $CH_3COONa$ , c)  $NH_4NO_3$ , d)  $HCOOK$ , e)  $C_5H_{10}NBr$   
 $k_a(CH_3COOH)=1,8 \cdot 10^{-5}$     $k_b(NH_3)=1,8 \cdot 10^{-5}$     $k_a(HCOOH)=1,7 \cdot 10^{-4}$     $k_b(C_5H_9N)=1,3 \cdot 10^{-3}$
19. Cierta sal  $MX$  se disuelve en agua y el pH de la disolución resultante es de 7,0. ¿Cómo son el ácido y la base de los que procede la sal?
20. Indica si el pH de una disolución de  $NaHCO_3$  es ácido o básico.  
 $k_a(H_2CO_3)=4,3 \cdot 10^{-7}$
21. ¿Cuál es el pH de una disolución formada al mezclar 20 ml de  $NaOH$  0,5 M y 40 ml de  $HCl$  0,25 M?
22. 25 ml de  $NaOH$  se neutralizan con 62 ml de  $HCl$  0,55 M. Calcula la concentración de la sosa.
23. Se añaden 21 g de amoníaco ( $k_b=1,8 \cdot 10^{-5}$ ) en la cantidad de agua necesaria para obtener 400 ml de disolución. Calcula:  
a) El pH de la disolución resultante.  
b) ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 0,5 M se necesita para neutralizar completamente 250 ml de la disolución anterior?  
Masas atómicas (u): H=1; N=14
24. Una muestra de 0,2668 g de un ácido monoprótico neutraliza 16,4 ml de una disolución de  $KOH$  0,08133 M. Calcule la masa molar del ácido.

25. Se diluyen en agua 120 ml de una disolución de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  hasta completar 1500 ml. Para neutralizar hasta el punto de equivalencia 5,0 ml de esa base diluida se necesitaron 32,0 ml de disolución de ácido clorhídrico 0,50 M. ¿Cuál es la concentración en g/l del hidróxido primero?  
Masas atómicas (u): H=1; O=16; Ca=40
26. Calcula el pH resultante al mezclar 30 ml de  $\text{HCl}$  0,4 M con 60 ml de  $\text{NaOH}$  0,15 M
27. Se analiza la composición en el equilibrio de un matraz obteniéndose los siguientes resultados: concentración de ácido acético 0,20 M; concentración de ion acetato 0,30 M. Sabiendo que la  $k_a$  del ácido es  $1,8 \cdot 10^{-5}$ , calcula el pH existente en el matraz.
28. Calcula la concentración de amoníaco ( $k_b=1,8 \cdot 10^{-5}$ ) que debe haber en un matraz para que el pH del mismo sea 10, sabiendo que también hay iones amonio con concentración 0,035 M.

**Problemas Selectividad**

1. (2011 O) Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
  - a) A igual molaridad, cuanto más débil es un ácido menor es el pH de sus disoluciones.
  - b) A un ácido fuerte le corresponde una base conjugada débil.
2. (2011 E) Razonar si las disoluciones acuosas de las siguientes sales serán ácidas, básicas o neutras: KCl,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$  y  $\text{NH}_4\text{Br}$ .  
 $K_a(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,7 \cdot 10^{-11}$ ;  $K_a(\text{H}_2\text{S}) = 1,0 \cdot 10^{-19}$ ;  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .
3. (2011 E) 2013 E) Se dispone de una disolución acuosa 0,01 M de ácido cloroetanoico ( $\text{ClCH}_2\text{-COOH}$ ), ácido monoprótico débil del tipo HA, cuya constante  $K_a$  es  $1,39 \cdot 10^{-3}$ . Calcule:
  - a) pH y grado de disociación.
  - b) Los gramos de ácido necesarios para preparar dos litros de esta disolución.Masas atómicas (u): C= 12,0 Cl = 35,5 O= 16,0 H = 1,0
4. (2012 O) En un laboratorio se tienen dos matraces, uno conteniendo 15 ml de HCl cuya concentración es 0,05M y el otro 15 ml de ácido etanoico (acético) de concentración 0,05 M.  $K_a$  (ácido etanoico) =  $1,8 \cdot 10^{-5}$ 
  - a) Calcule el pH de cada una de ellas.
  - b) Qué cantidad de agua se deberá añadir a la más ácida para que el pH de las dos disoluciones sea el mismo?
5. (2012 E)
  - a) Defina los conceptos de ácido y de base según la teoría de Bronsted-Lowry.
  - b) Justifique, mediante las reacciones correspondientes, si el amoníaco y el agua se comportan como ácido o base según esta teoría.
6. (2012 E) Se dispone de  $\text{HNO}_3$  del 63 % de riqueza en peso y densidad 1,4 g/ml. Calcular:
  - a) Molaridad y molalidad de la disolución.
  - b) ¿Qué volumen de una disolución 0,5 M de hidróxido sódico (NaOH) se necesita para neutralizar 10 mL de la disolución de ácido nítrico?Masas atómicas (u): H=1 N=14 O=16
7. (2012 E) En una disolución 0,08 M de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), su grado de disociación es del 1,5%. Calcule:
  - a) La constante de ionización,  $K_i$ , del ácido.
  - b) El pH de la disolución.
8. (2013 O) Se diluyen 50 mL de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ) 0,4 M añadiendo agua hasta obtener 500 mL de disolución. Para la disolución resultante, calcular:
  - a) Molaridad de esta disolución;
  - b) pH
  - c) grado de ionización en el equilibrio. $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

9. (2014 O)
- Para neutralizar 0,186 g de KOH puro se han empleado 40,40 mL de una disolución de HCl, ¿cuál es la concentración molar del ácido clorhídrico?
  - Si la misma cantidad de KOH se disuelve en agua formando 5 mL de disolución, ¿qué concentración molar tendrá la disolución resultante?; ¿Qué volumen de esta disolución de KOH habrá que tomar para preparar 150 mL de otra disolución  $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  de KOH? Masas atómicas (u): K=39; O=16; H=1
10. (2014 E) Para intentar neutralizar 250 mL de  $\text{HNO}_3$  0,5 M se han añadido 150 mL de una disolución de NaOH 1 M.
- ¿Se ha conseguido neutralizar la disolución? Justificar la respuesta.
  - Calcular el pH de la disolución final resultante.
11. (2014 E) Según la teoría de Bronsted-Lowry, ¿cuáles de las siguientes especies pueden actuar sólo como ácidos, sólo como bases y cuáles como ácidos y bases?:  $\text{HSO}_4^-$ ;  $\text{SO}_3^{2-}$ ;  $\text{H}_3\text{O}^+$ ;  $\text{HClO}_4$ ;  $\text{S}^{2-}$ ;  $\text{HCO}_3^-$ ;  $\text{CO}_3^{2-}$  y  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$
12. (2015 O) Calcular:
- la cantidad (en gramos) de NaOH necesaria para obtener 250 mL de disolución de pH=10.
  - El volumen (en mL) de HCl al 36% en masa y densidad  $1,20 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$  necesario para neutralizar 120 mL de la disolución del apartado anterior.
- Masas atómicas (u): H=1,0; O=16,0; Na=23,0; Cl=35,5.
13. (2015 O) Indicar, razonadamente, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones. Las que no sean ciertas se deben escribir correctamente:
- Hay sales que disueltas en agua dan lugar a disoluciones de pH ácido;
  - Hay sales que disueltas en agua dan lugar a disoluciones de pH básico;
  - La mezcla en equilibrio de igual número de moles de un ácido débil y su base conjugada siempre da lugar a una disolución de pH neutro;
  - Una disolución de HCl  $10^{-2} \text{ M}$  tiene un pOH=10.
14. (2015 E) Una disolución acuosa de un ácido monoprótico (HA) de concentración  $3\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  tiene un pH de 3,5.
- ¿Cuál es el grado de disociación?
  - Calcular la constante de ionización del ácido.
15. (2015 E) Mediante la teoría de Brønsted-Lowry, Justificar el carácter ácido, base o anfótero de las disoluciones acuosas de:
- a)  $\text{CO}_3^{2-}$    b)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$    c)  $\text{HS}^-$    d)  $\text{NH}_4^+$
16. (2016 O) A  $25^\circ\text{C}$ , la constante de disociación del ácido acético (ácido etanoico) ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) es  $1,78\cdot 10^{-5}$ . Se tiene una disolución 0,25 M de ácido acético. Determinar:
- El grado de disociación y el pH de la disolución;
  - La concentración de una disolución de ácido nítrico -trioxonitrato (V) de hidrógeno- (ácido fuerte,  $\text{HNO}_3$ ) que tenga el mismo pH que la disolución de ácido acético.

17. (2016 E) Dadas las siguientes moléculas e iones, indicar, por reacción con el agua, cuál actúa como ácido, como base o como anfótera, según la teoría de Bronsted-Lowry:  $\text{HS}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{HNO}_3$ .
18. (2016 E) Se tienen, separados en recipientes distintos, 50 ml de una disolución acuosa de KOH (base fuerte)  $0,30 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  y 100 ml de una disolución acuosa de  $\text{NH}_3$  ( $K_b = 1,8\cdot 10^{-5}$ )  $0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Calcular:
- El pH de ambas disoluciones.
  - Volumen, en ml, de HCl  $0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  que se necesitan para neutralizar los 50 ml de KOH  $0,30 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .
19. (2017 O) Se desea conocer la concentración de una disolución de HCl, para lo cuál se valoran 15 ml de esta disolución con KOH 0,5 M, gastándose 24 ml de esta especie.
- ¿Cuál será la concentración molar de la disolución de HCl?
  - Razonar cuál será el pH en el punto de equivalencia.
20. (2017 O) Una disolución acuosa de ácido etanoico o acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) tiene una concentración de 0,06 M. Sabiendo que para el ácido acético  $K_a = 1,8\cdot 10^{-5}$ , calcular:
- El pH de la disolución.
  - El grado de disociación del ácido acético.
  - La concentración que debería tener una disolución de ácido clorhídrico (HCl) para que su pH sea el mismo que la disolución de ácido acético.
21. (2017 E) En el laboratorio se dispone de una botella con la siguiente etiqueta: Ácido nítrico - trioxonitrato(V) de hidrógeno - hidróxidodióxido nitrógeno - ( $\text{HNO}_3$ ), 40% en masa; densidad,  $1,42 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$ . Determinar:
- El pH de la disolución obtenida tomando 1 mL del contenido de la botella y añadiendo agua hasta completar un volumen total de 100 mL.
  - Si se toman 5,5 mL de ésta disolución y se le añade gota a gota disolución 0,05 M de NaOH con fenolftaleína como indicador, ¿qué volumen de ésta disolución será necesario para neutralizar el ácido?
- Masas atómicas (u): H=1, N=14, O=16.
22. (2017 E)
- Indicar, razonadamente, si las siguientes sustancias son ácidas, básicas o anfóteras en su reacción con el agua, según la teoría de Bronsted-Lowry: 1)  $\text{S}^{2-}$ ; 2)  $\text{HCO}_3^-$ ; 3)  $\text{HS}^-$  y 4)  $\text{CO}_3^{2-}$ .
  - Determinar el pH de una disolución acuosa de amoníaco 0,05 M, si  $K_a = 1,8\cdot 10^{-5}$ .
23. (2018 O) Una disolución acuosa de un ácido monoprotico de concentración  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  tiene un pH de 1,52.
- Calcular la constante de disociación.
  - ¿Qué concentración debería tener la disolución para que el pH fuera 2?

24. (2018 E)
- Razonar el carácter ácido, básico o neutro de disoluciones de las siguientes sales:  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;  $\text{KCN}$ ;  $\text{NaCl}$  y  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ;
  - Escribir las reacciones de hidrólisis de las sales anteriores que procedan.  
Constantes:  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_a(\text{HCN}) = 1,26 \cdot 10^{-6}$ ;  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$ .
25. (2018 E) Se dispone de una disolución acuosa de  $\text{KOH}$  cuya concentración es  $0,175 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- ¿Cuál será el pH de la disolución?
  - ¿Cuál será el pH y el grado de ionización de una disolución acuosa de ácido etanóico,  $\text{CH}_3\text{-COOH}$  que tuviera la misma concentración que la de  $\text{KOH}$ ?  
Constantes:  $K_a(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$ .
26. (2019 O) En el laboratorio tenemos una botella que contiene una disolución acuosa de ácido clorhídrico de  $\text{pH}=1,5$ .
- Calcula la concentración del ácido.
  - Si se quiere neutralizar 50 ml del ácido anterior con una disolución de hidróxido de potasio  $0,15 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ , calcular el volumen de disolución (en ml) de hidróxido de potasio que se necesita.
27. (2019 O) Para los siguientes iones y moléculas: 1)  $\text{HS}^-$ ; 2)  $\text{NH}_4^+$ ; 3)  $\text{HNO}_3$ ; 4)  $\text{CO}_3^{2-}$ ; 5)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$
- escribir la reacción de cada compuesto con el agua.
  - Al reaccionar con el agua, justificar de acuerdo a la teoría de Brönsted y Lowry, el carácter ácido, básico o anfótero de cada compuesto.
28. (2019 E) Se tiene una disolución acuosa de un ácido débil  $\text{HA}$  1,5 molar. Si se toman 4,0 ml de esa disolución y se añade agua hasta completar un volumen de 30,0 ml, calcular:
- la nueva concentración del ácido, expresada en  $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$  y el pH de la disolución resultante
  - el grado de disociación del ácido expresado en %.  
 $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$ .
29. (2019 E) Sea una disolución acuosa de  $\text{NH}_3$  con un grado de disociación del 1,5%. Calcular:
- la concentración inicial de amoníaco, expresada en  $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$ .
  - El pH de la disolución.  
 $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .
30. (2020 O) Se preparan 5 L de disolución de un ácido monoprótico débil ( $\text{HA}$ ) de masa molar  $37 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , disolviendo 18,5 g de esta sustancia. El pH de la disolución es 2,30. Calcular:
- Grado de disociación del ácido ( $\alpha$ ), expresado en %.
  - Constante del ácido ( $K_a$ ).

**31.** (2020 O) La constante del producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , del dihidróxido de calcio,  $\text{Ca(OH)}_2$ , es  $5,5 \cdot 10^{-6}$ , a 25 °C. Determinar:

- a)** el pH y la solubilidad (en  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ ) de  $\text{Ca(OH)}_2$  a esta temperatura;
- b)** la solubilidad de  $\text{Ca(OH)}_2$  a esta temperatura en presencia de una disolución  $1,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de KOH.

Masas atómicas (u): H=1; O=16; Ca=40.

**32.** (2020 E) El pH de una disolución acuosa de un ácido monoprótico (HA) es 5,25. Sabiendo que  $K_a = 6,16 \cdot 10^{-6}$ , calcular:

- a)** la concentración inicial del ácido, expresada en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- b)** el grado de disociación del ácido ( $\alpha$ ), expresado en %.