

**Q2B-PAU-Preparación-Resumen y ejercicios
PARA ENTENDER Y APLICAR
T5. ÁCIDOS Y BASES**

Índice

Conceptos de teoría	Páginas 1 a 6
TIPOS DE PROBLEMAS DE LAS PAU (Muy importante)	Páginas 7 a 14
Otras cuestiones resueltas	Páginas 15 a 16
PAU-Conceptos clave y pautas	Páginas 17 a 20 (A modo de resumen muy simple)
PAU-Valencia-Enunciados	Páginas 21 a 26

T5: ÁCIDOS Y BASES**Lo que se suele preguntar**

APLICACIONES DE BRÖNSTED PARA HALLAR LAS ESPECIES CONJUGADAS, O PARA DEDUCIR SI SE TRATA DE UN ÁCIDO O UNA BASE.

PASAR DE LOS DATOS DE UNA BOTELLA COMERCIAL (CON DENSIDAD Y RIQUEZA EN %) DE UN ÁCIDO O BASE A MOLES O MOLARIDAD

COMPARAR LA FUERZA O EL PH DE ÁCIDOS Y BASES DÉBILES Y SUS ESPECIES CONJUGADAS CON DATOS DE K_a Y K_b

CALCULAR EL PH DE DISOLUCIONES DE ÁCIDOS Y BASES FUERTES Y DÉBILES (CON LOS DATOS DE K) O DADO EL PH, CALCULAR LAS K O DADO EL GRADO DE DISOCIACIÓN, CALCULAR OTRAS COSAS

VARIACIÓN DE LAS CONCENTRACIONES AL DILUIRLAS CON AGUA

CÁLCULOS DE PH EN DILUCIONES

HIDRÓLISIS DE SALES (SIN REACCIÓN)

MEZCLAS Y NEUTRALIZACIONES (Muy importante, sale mucho)

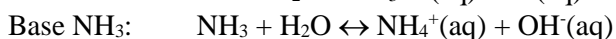
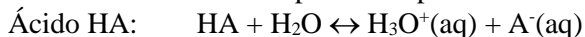
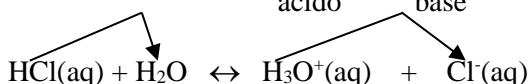
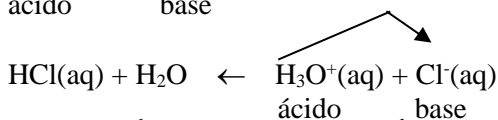
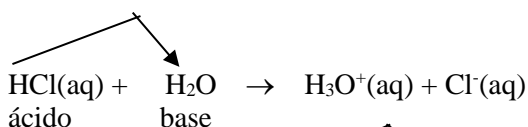
EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE.**Resumen de todo. Aplicaciones en los problemas**

El objetivo es ver y aprender todos los tipos de ejercicios y problemas posibles de aplicación de los equilibrios ácido-base, relacionados antes.

Recordemos lo básico de la teoríaTeoría de Brönsted-Lowry

Ácido es toda sustancia capaz de ceder uno o más protones a otra molécula.

Base es una sustancia capaz de aceptar uno o más protones de otra molécula.

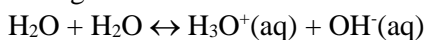
Reacciones ácido-base (transferencia de protones)

ácido 1 base 2 ácido 2 base 1

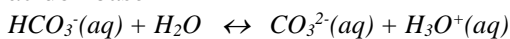
Par conjugado ácido/base 1 = $\text{HCl}(\text{aq}) / \text{Cl}^-(\text{aq})$

Par conjugado ácido/base 2 = $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}$

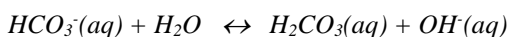
Algunas especies químicas pueden actuar como ácidos o como bases, como por ejemplo el agua y el ion hidrogenocarbonato. Por ello se llaman especies anfóteras o anfólitos.



ácido base



ácido base



base ácido

pH

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

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Escala de pH: de 0 a 14

pH ácidos: menores que 7, cuanto más pequeño, más ácido

pH neutro = 7

pH básicos: mayores que 7, cuanto más grande, más básico

Es útil para los problemas saber cuáles son los ácidos y bases fuertes habituales:

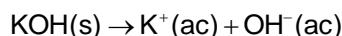
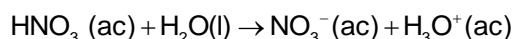
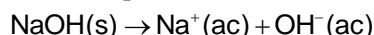
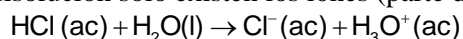
Ácidos fuertes: HClO_4 HNO_3 HCl HBr HI H_3O^+ (Observa que el HF no es fuerte)

Bases fuertes: $\text{Li}(\text{OH})$ $\text{K}(\text{OH})$ $\text{Na}(\text{OH})$ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (grupos 1 y 2)

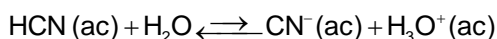
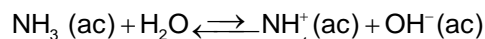
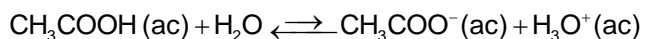
Recordad que tanto en los ácidos como en las bases fuertes no existe ni la K_a ni la K_b , en los problemas no nos la darán, se supone que es muy muy grande.

Sin embargo si nos dan la K_a o la K_b , se tratará de **ácidos o bases débiles**.

Los **ácidos y bases fuertes están completamente ionizados**, lo que quiere decir que podemos considerar que en disolución solo existen los iones (parte derecha de la ecuación), no queda nada del ácido o base iniciales:

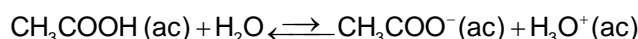


Los **ácidos y bases débiles no están completamente ionizados**, estableciéndose un equilibrio entre la parte disociada (iones) y la parte molecular no disociada:



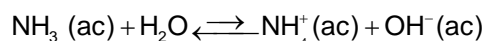
Como son equilibrios, tiene K :

Constante de un ácido débil (K_a):



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Constante de una base débil (K_b):



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Entre dos especies conjugadas se cumple que $K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$

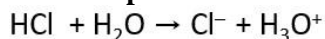
CÁLCULO DEL PH DE DISOLUCIONES DE ÁCIDOS Y BASES FUERTES

Por la estequiometría de la reacción de disociación total, en los ácidos fuertes se calcula la concentración de iones H_3O^+ y a partir de ella, directamente, el pH ($pH = -\log [H_3O^+]$)

En las bases fuertes, se calcula la concentración de iones OH^- y a partir de ella, el pOH ($pOH = -\log [OH^-]$), y a partir del pOH, el pH ($pH = 14 - pOH$)

Los problemas pueden ser directos (nos dan la concentración y nos piden el pH) o inversos (nos dan el pH y nos piden la concentración)

Calcular el pH de una disolución acuosa 0,02 M de HCl (ácido monoprótico, un H^+)



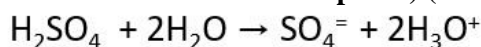
$$[HA]_0 = 0,02 \text{ M}$$

$$[H_3O^+]_{eq} = 0,02 \text{ M}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 0,02$$

$$pH = 1,70$$

Calcular el pH de una disolución acuosa 0,02 M de H_2SO_4 (asumir la aproximación de que las dos ionizaciones del ácido sulfúrico son completas) (ácido diprótico, dos H^+)



$$[H_2A]_0 = 0,02 \text{ M}$$

$$[H_3O^+]_{eq} = 0,04 \text{ M}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 0,04$$

$$pH = 1,40$$

Calcular el pH del ácido clorhídrico comercial de 37 % (en peso) de riqueza y 1,180 g/mL de densidad

La estrategia de resolución tiene dos pasos:

- 1.- Calcular la concentración molar del ácido clorhídrico comercial, “la botella que compramos, ácido diluido”.
- 2.- Calcular el pH de una disolución acuosa de HCl (completamente disociado)

$$C = \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g ACC}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1,18 \text{ g ACC}}{1 \text{ mL ACC}} \cdot \frac{1000 \text{ mL ACC}}{1 \text{ L ACC}} = 11,96 \text{ M}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 11,96$$

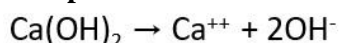
$$pH = -1,08$$

El pH es negativo. Eso ocurre siempre que la concentración de iones hidronio es mayor que 1M.

Calcular la concentración molar de la disolución de un ácido fuerte monoprótico, si su pH = 3

$$\text{Si } pH = 3 \quad -\log [H_3O^+] = 3 \quad [H_3O^+] = 10^{-3} \text{ M} = 0,001 \text{ M}$$

Calcular el pH de una disolución acuosa 0,02 M de $Ca(OH)_2$



$$[NaOH]_0 = 0,02 \text{ M}$$

$$[OH^-]_{eq} = 0,04 \text{ M}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0,04} = 2,5 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 2,5 \cdot 10^{-13}$$

$$pH = 12,60$$

CÁLCULO DEL PH DE DISOLUCIONES DE ÁCIDOS Y BASES DÉBILES

Si el ácido o la base son débiles se disocian parcialmente, al final de la disolución quedará parte del ácido (o de la base) iniciales (llamémosles “padres”) además de los iones H_3O^+ (o de OH^-). Se establece un equilibrio que viene determinado por su constante de acidez (K_a) o de basicidad (K_b). Mediante estas K se debe calcular la concentración de iones H_3O^+ (o de OH^-).

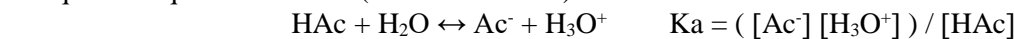
Al ser equilibrios también nos pueden dar o pedir el grado de disociación α $\alpha = x / c_0$

Calcular el pH de una disolución de ácido acético 1 M cuya K_a es $1,8 \cdot 10^{-5}$

Al tratarse de un ácido débil (por eso nos dan K_a) sufre una disociación parcial.

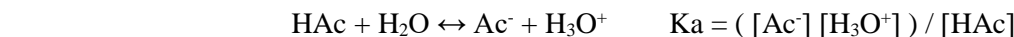
Ácido acético (etanoico): $\text{CH}_3\text{-COOH}$, lo abreviaremos como HAC

El equilibrio que se establece (con doble flecha) es:



C inicial	c_0	-	-
C equilibrio	$c_0 - x$	x	x
Si nos dieran α	$c_0 - \alpha c_0$	αc_0	αc_0

O sea:



C inicial (M)	1	-	-
C equilibrio (M)	$1 - x$	x	x

$$K_a = ([\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]) / [\text{HAc}] \quad 1,8 \cdot 10^{-5} = (x \cdot x) / (1-x) = x^2 / (1-x)$$

Dado que K_a es muy pequeña (del orden de 10^{-5}), se puede considerar que la concentración de ácido disociado (x) es despreciable frente a la concentración inicial del mismo (1 M), por lo que esta ecuación se podría simplificar:

$$1-x \approx 1$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = x^2 / (1-x) \approx x^2 / 1 \quad x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5}} = 4,24 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,24 \cdot 10^{-3} \quad \text{pH} = -\log 4,24 \cdot 10^{-3} = 2,37$$

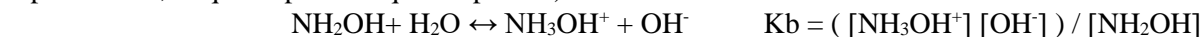
Esta aproximación sólo puede hacerse cuando la K es muy pequeña y la concentración inicial es notablemente más grande. Si no es así, se debe resolver la ecuación de 2º grado sin la aproximación.

Calcular el pH de una disolución de hidroxilamina (NH_2OH) 0,1 M sabiendo que su K_b es $9,1 \cdot 10^{-9}$

No importa lo complicada que sea la fórmula y aunque no la entendamos, como nos dan K_b se trata de una base débil.

Según Brönsted una base acepta H^+ , luego el equilibrio de disociación será: $\text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_2\text{OHH}^+ + \text{OH}^-$

En realidad la reacción es: $\text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3\text{OH}^+ + \text{OH}^-$ (aunque no pasa nada con respecto a la forma de representarla, lo que importa es que acepta H^+)



C inicial (M)y	0,1	-	-
----------------	-----	---	---

C equilibrio (M)	$0,1 - x$	x	x
------------------	-----------	-----	-----

$$K_b = ([\text{NH}_3\text{OH}^+][\text{OH}^-]) / [\text{NH}_2\text{OH}] \quad 9,1 \cdot 10^{-9} = x^2 / (0,1-x) \approx x^2 / 0,1 \quad x = \sqrt{(0,1 \cdot 9,1 \cdot 10^{-9})} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$x = [\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = 3 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad \text{pOH} = -\log 3 \cdot 10^{-5} = 4,52$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{pH} = 14 - 4,52 = 9,48$$

HIDRÓLISIS DE LAS SALES

Las sales, que en disolución deberían ser sustancias neutras, pueden dar valores de pH ácidos o básicos, debido a que en algunas ocasiones los iones resultantes de la disociación de la sal pueden reaccionar con el agua (*reacción de hidrólisis*).

Para aclararlo:

Una sal siempre se disocia totalmente en agua.

Una sal genérica AB en agua: $\text{AB} + \text{aq} \rightarrow \text{A}^+(\text{aq}) + \text{B}^-(\text{aq})$. (En estas reacciones no se suele poner el agua)

En la disolución resultante habrá H_2O , A^+ y B^-

Por lo que los iones A^+ y B^- pueden reaccionar con el H_2O , aunque depende de algunas condiciones.

(VER LA TEORÍA MÁS AMPLIADA)

Recordad por su utilidad:

Ácidos fuertes: HClO_4 HNO_3 HCl HBr HI H_3O^+ (Observa que el HF no es fuerte)

Bases fuertes: $\text{Li}(\text{OH})$ $\text{K}(\text{OH})$ $\text{Na}(\text{OH})$ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (grupos 1 y 2)

Si un ion de una sal procede de ácido fuerte o de base fuerte, no reacciona con el agua, no hay hidrólisis, el pH es neutro. Si procede de un ácido o base débil, sí reacciona y produce hidrólisis.

Ejemplos de sales que proceden de ácidos y bases fuertes:

Cloruros de metales alcalinos y alcalino-térreos: NaCl , KCl , BaCl_2 ...

Nitratos de metales alcalinos y alcalino-térreos: NaNO_3 , KNO_3 ...

Sulfatos de metales alcalinos y alcalino-térreos: Na_2SO_4 , K_2SO_4 ...

Ejemplos de sales que proceden de ácidos y/o bases débiles:

Acetatos (etanoatos) de metales alcalinos y alcalino-térreos: NaCH_3COO , KCH_3COO ...

Cianuros de metales alcalinos y alcalino-térreos: NaCN, KCN ...
 Cloruros, nitratos o sulfatos de amonio.
 Acetatos (etanoatos) o cianuros de amonio

Consideramos al H₂O formada por H⁺ y OH⁻

Acetato de sodio NaCH₃COO, que podemos representar por NaAc

Reacción de disociación del NaAc en agua: $\text{NaCH}_3\text{COO (s)} \longrightarrow \text{Na}^+(\text{ac}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{ac})$

O bien: $\text{NaAc(s)} + \text{aq} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Ac}^-(\text{aq})$

Comprobamos de dónde proceden sus iones:

- Na del Na(OH) (Base fuerte)
- Ac del ácido acético (CH₃COOH o bien HAc) (que no está en la lista de los fuertes, luego es débil)

Tenemos: H₂O, Na⁺, Ac⁻

Las posibles reacciones serían:

$\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Como viene de fuerte, no reacciona

$\text{Ac}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Como viene de débil, sí reacciona

Consideramos al H₂O formada por H⁺ y OH⁻

Como el Ac⁻ es negativo reaccionará con el positivo del agua, el H⁺, y formaría HAc, que es un ácido débil:

$\text{Ac}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HAc} + \text{OH}^-$

A efectos del pH, tenemos H₂O, Na⁺, HAc, OH⁻, como se han producido iones OH⁻, luego el pH será básico: pH > 7 (Hidrólisis básica)

CONCLUSIÓN:

Sólo los iones que proceden de ácidos o bases débiles producen hidrólisis.

El ion negativo reacciona con el H⁺ del H₂O dejando libres iones OH⁻ (pH básico)

El ion positivo reacciona con el OH⁻ del H₂O dejando libres iones H⁺ (H₃O⁺) (pH ácido)

REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN. VALORACIONES ÁCIDO BASE

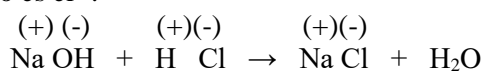
La reacción de neutralización entre un ácido y una base se puede emplear para determinar la concentración de uno de los compuestos implicados (ácido o base), si se conoce exactamente la concentración de la otra. La técnica empleada recibe el nombre de **valoración**.

Ácido + Base → Sal + H₂O

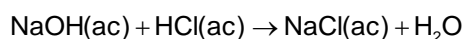
En las valoraciones se emplea una disolución de concentración conocida (disolución patrón), que se agrega lentamente, mediante una bureta, a un volumen conocido de la disolución de la cual se quiere saber su concentración hasta neutralización completa.

Ácido fuerte (HCl) con base fuerte (NaOH):

Para saber quién se une con quien para formar la sal, recordemos que en un compuesto el ion primero es el + y el ion segundo es el -.



(El + del primero con el - del segundo y el - del primero se une con el + del segundo)



Si medimos exactamente un volumen de ácido (v_A), si conocemos la concentración de la base (c_B), y medimos el volumen de base necesario para neutralizar exactamente todo el ácido (v_B), podemos conocer la concentración del ácido (c_A):

Según nos indica la estequiometría de la reacción, la neutralización se produce cuando reaccionan el mismo número de moles de ácido y de base:

Moles de base que reaccionan: $v_B \text{ mL} \frac{c_B \text{ moles}}{1000 \text{ mL}} = \frac{v_B c_B}{1000} \text{ moles base}$

Moles de ácido que reaccionan: $v_A \text{ mL} \frac{c_A \text{ moles}}{1000 \text{ mL}} = \frac{v_A c_A}{1000} \text{ moles ácido}$

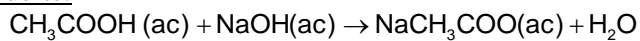
Cuando se produzca la neutralización:

moles base = moles ácido

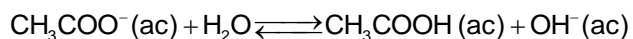
$$\frac{V_B C_B}{1000} = \frac{V_A C_A}{1000}; \quad \boxed{V_B C_B = V_A C_A}; \quad \boxed{C_A = \frac{V_B C_B}{V_A}}$$

Cuando la base neutralice exactamente al ácido quedará en disolución NaCl, que no sufre hidrólisis, luego el pH final de la valoración será 7,0.

Ácido débil con base fuerte:

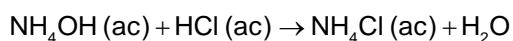


hay que tener en cuenta que la sal formada sufrirá hidrólisis:

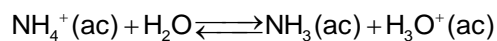


y en el punto de equivalencia el pH será básico.

Base débil con ácido fuerte:



se forma una sal que sufrirá hidrólisis:



y en el punto de equivalencia el pH será ácido.

TIPOS DE PROBLEMAS DE LAS PAU (Muy importante)

APLICACIONES DE BRÖNSTED PARA HALLAR LAS ESPECIES CONJUGADAS, O PARA DEDUCIR SI SE TRATA DE UN ÁCIDO O UNA BASE.

1. Razone si son verdaderas o falsas:

- Según la teoría de Brønsted-Lowry, para que un ácido pueda ceder protones no es necesaria la presencia de una base capaz de aceptarlos.
 - La base conjugada del HCO_3^- es el CO_3^{2-}
 - En el equilibrio $\text{HSO}_4^-(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \leftrightarrow \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$, la especie HSO_4^- actúa como una base
- a) Falsa, sí es necesaria
b) Verdadera
c) Falsa, actúa como un ácido

PASAR DE LOS DATOS DE UNA BOTELLA COMERCIAL (CON DENSIDAD Y RIQUEZA EN %) DE UN ÁCIDO O BASE A MOLES O MOLARIDAD

2. Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico comercial de densidad 1,19 kg/L y riqueza del 38% en masa. Calcule la concentración (en mol/L) Ar: H = 1, Cl = 35,5

Como no nos dan volumen, suponemos el volumen de la botella, 1 L de disolución comercial.

Mediante la densidad hallamos la masa de la disolución comercial (cuidado con las unidades):

$$d = m/V \quad m = d \cdot V \quad m = 1 \text{ L} \cdot 1,19 \text{ kg/L} = 1,19 \text{ kg} = 1190 \text{ g de disolución comercial.}$$

Pero como es una disolución, no es ácido puro, contiene agua.

Mediante la riqueza en masa, calculamos la masa de ácido puro:

$$m(\text{HCl}) = 38\% \text{ de } 1190 \text{ g de disolución} = 0,38 \cdot 1190 = 452,2 \text{ g de HCl}$$

$$n^\circ \text{ de moles: } n = m/M_r = 452,2 / 36,5 = 12,4 \text{ mol de HCl}$$

Hemos supuesto un volumen de 1 L

$$M = n / V = 12,4 / 1 = 12,4 \text{ mol/L}$$

3. Cierta vinagre comercial tiene un 6% en masa de ácido acético y densidad 1,05 g/mL. Halla la concentración en mol/L. (CH_3COOH) Ar: H = 1, C = 12, O = 16

Suponemos $V = 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$

$$m \text{ de vinagre: } m = d \cdot V = 1,05 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1050 \text{ g}$$

$$m \text{ de ácido acético: } m = 0,06 \cdot 1050 = 63 \text{ g}$$

M_r del ácido acético: $M_r = 60$

$$n^\circ \text{ de moles: } n = m/M_r = 63 / 60 = 1,05 \text{ mol}$$

Hemos supuesto un volumen de 1 L

$$M = n / V = 1,05 / 1 = 1,05 \text{ mol/L}$$

COMPARAR LA FUERZA O EL PH DE ÁCIDOS Y BASES DÉBILES Y SUS ESPECIES CONJUGADAS CON DATOS DE K_a Y K_b

4. Razone si es verdadero o falso: Si la K_a de cierto ácido tiene un valor de $1 \cdot 10^{-6}$, podemos afirmar que se trata de un ácido fuerte.

Falso

5. Tenemos tres disoluciones: de HIO_3 , de HClO y de HNO_2 , las tres a la misma concentración.

- Cuál tendrá un mayor valor de pH
- Ordene, justificadamente, de menor a mayor basicidad, las bases conjugadas de los tres ácidos
- Razone si es verdadero o falso: "El pH de una disolución de HNO_2 0,1 M es igual al de una de HCl de igual concentración"

Datos: $K_a(\text{HIO}_3) = 1,7 \cdot 10^{-1}$, $K_a(\text{HNO}_2) = 4,5 \cdot 10^{-4}$, $K_a(\text{HClO}) = 3 \cdot 10^{-3}$

a) A mayor K_a , mayor disociación, mayor concentración de hidronios, más ácido y menor pH. El valor de mayor pH corresponderá a quien sea menos ácido, a quien tenga la K_a menor, o sea HNO_2

b) La ordenación de la acidez (no el pH) de los ácidos, es según el valor de su K_a : $\text{HIO}_3 > \text{HClO} > \text{HNO}_2$

A mayor acidez del ácido, menor basicidad de su base conjugada y viceversa. O sea, de menor a mayor basicidad: $\text{IO}_3^- < \text{ClO}^- < \text{NO}_2^-$

c) Falso, el HNO_2 es un ácido débil y el HCl es fuerte.

6. Tenemos cuatro disoluciones A (HCl 0,1 M), B (NaOH 0,1 M), C (HF 0,1 M) y D (NH₃ 0,1 M)

Discuta razonadamente si son verdaderas o falsas:

a) El pH de la disolución A es mayor que el de la C

b) El pH de B es mayor que D

Datos: $K_a(\text{HF}) = 6,6 \cdot 10^{-4}$, $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

a) Falso, A (HCl) es un ácido fuerte y C (HF) es un ácido débil; a la misma concentración, el HCl dará un pH más ácido que el HF, luego su pH será menor.

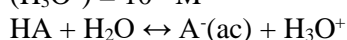
b) Verdadero, B (NaOH) es una base fuerte y D (NH₃) es una base débil; a la misma concentración, el NaOH dará un pH más básico que el NH₃, luego su pH será mayor.

CALCULAR EL PH DE DISOLUCIONES DE ÁCIDOS Y BASES FUERTES Y DÉBILES (CON LOS DATOS DE K) O DADO EL PH, CALCULAS LAS K O DADO EL GRADO DE DISOCIACIÓN, CALCULAR OTRAS COSAS

7. El ácido glicólico es un ácido monoprótico HA. Si $K_a = 1,48 \cdot 10^{-4}$, calcule la concentración de ácido para que el pH sea de 2

Problema inverso

Si pH = 2 $(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2} \text{ M}$

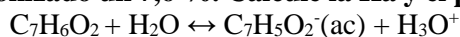


c_0	c	-	-	
Eq	$c - x$	x	x	$x = (\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2} \text{ M}$
	$c - 10^{-2}$	10^{-2}	10^{-2}	

Se plantea la K_a y se despeja la c

$$1,48 \cdot 10^{-4} = (10^{-2})^2 / (c - 10^{-2}) \quad c = 0,686 \text{ mol/L}$$

8. El ácido benzoico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$, es un ácido monoprótico. Tenemos una disolución del mismo 0,01 mol/L. El ácido se encuentra ionizado un 7,6 %. Calcule la K_a y el pH.



0,01 mol/L	-	-	
$0,01 - x$	x	x	$\alpha = 7,6 \% = 7,6 / 100 = 0,076$
$0,01 - 7,6 \cdot 10^{-4}$	$7,6 \cdot 10^{-4}$	$7,6 \cdot 10^{-4}$	$x = c \alpha = 0,01 \cdot 0,076 = 7,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

Se introduce en la K_a y se calcula la misma y el pH a partir de la x

VARIACIÓN DE LAS CONCENTRACIONES AL DILUIRLAS CON AGUA

9. Al diluir con agua 25 mL de una disolución de HF 6 M hasta alcanzar un volumen total de 800 mL.....luego piden otras cosas. Ahora lo que queremos es hallar la nueva molaridad.

Al diluir una disolución el número de moles del soluto no cambia, sólo cambia el volumen del disolvente (agua)

Disolución inicial: HF: 6 M $V = 25 \text{ mL} = 0,025 \text{ L}$

Nº de moles: $M = n/V$ $n = M \cdot V$ $n(\text{HF}) = M \cdot V = 6 \text{ mol/L} \cdot 0,025 \text{ L} = 0,15 \text{ mol de HF (no cambia)}$

Nuevo volumen: $V = 800 \text{ mL} = 0,8 \text{ L}$

Nueva molaridad: $M = n/V = 0,15 / 0,8 = 0,12 \text{ mol/L}$

En realidad se cumple: $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$

10. Tenemos una disolución de ácido nítrico, HNO_3 , de 20% de riqueza en peso cuya densidad es 1,115 kg/L. Calcule el volumen de esta disolución necesario para preparar 250 mL de otra disolución de HNO_3 de concentración 0,5 mol/L

Concentración inicial de la disolución de ácido comercial:

Suponemos un volumen $V = 1 \text{ L}$

m (disolución) = $V \cdot d = 1,115 \text{ kg/L} \cdot 1 \text{ L} = 1,115 \text{ kg} = 1115 \text{ g}$

$m(\text{HNO}_3) = 0,20 \cdot 1115 = 223 \text{ g}$

$M_r(\text{HNO}_3) = 63$

$n = m/M_r = 223 / 63 = 3,54 \text{ mol}$

$M = n/V = 3,54 / 1 = 3,54 \text{ mol/L}$

Disolución inicial: $M_1 = 3,54 \text{ mol/L}$

¿ V_1 ?

Disolución final: $M_2 = 0,5 \text{ mol/L}$

$V_2 = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$

$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$

$3,54 \cdot V_1 = 0,5 \cdot 0,25 \quad V_1 = (0,5 \cdot 0,25) / 3,54 = 0,0353 \text{ L} = 35,3 \text{ mL}$

CÁLCULOS DE PH EN DILUCIONES

11. El ácido glicólico es un ácido monoprotónico HA. Si $K_a = 1,48 \cdot 10^{-4}$, calcule la concentración de ácido para que el pH sea de 2. Si $K_a = 1,48 \cdot 10^{-4}$, calcule la concentración de ácido para que el pH sea 2

(HECHO ANTES, VER PROBLEMA 7)

Si se toman 20 mL de la disolución anterior y se añade agua hasta un volumen total de 70 mL ¿Cuál es el pH?

Del problema 7: ácido glicólico = $0,686 \text{ mol/L}$

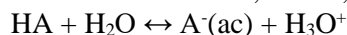
Disolución inicial: $M_1 = 0,686 \text{ mol/L} \quad V_1 = 20 \text{ ml} = 0,02 \text{ L}$

Disolución final $V \text{ final} = 70 \text{ mL} = 0,07 \text{ L}$

El número de moles de la disolución inicial no varía, sólo el Volumen final

Disolución inicial: $n = M_1 \cdot V_1 = 0,686 \cdot 0,02 = 0,0137 \text{ mol}$

Concentración final $M = n/V = 0,0137/0,07 = 0,196 \text{ mol/L}$



c_0 0,196 - -

Eq 0,196 - x x x

Se plantea la K_a y se despeja la c

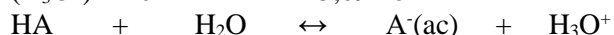
$1,48 \cdot 10^{-4} = (x)^2 / (0,196 - x) \quad \text{Se despeja } x, x = (\text{H}_3\text{O}^+) \text{ y se halla el pH}$

12. El ácido fórmico, HCOOH, tiene $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$. Tenemos una disolución de concentración desconocida de pH 2,51.

Calcule la concentración del ácido fórmico

Si se toman 10 mL de esta disolución y se añade agua hasta 100 mL ¿Cuál será el grado de disociación de la disolución del ácido resultante?

Si pH = 2,51 $(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2,51} \text{ M} = 3,09 \cdot 10^{-3} \quad x = 3,09 \cdot 10^{-3}$



c_0 c - -

Eq $c - x$ x x

$c - 3,09 \cdot 10^{-3} \quad 3,09 \cdot 10^{-3} \quad 3,09 \cdot 10^{-3}$

Se plantea la K_a y se despeja la c

$1,8 \cdot 10^{-4} = (3,09 \cdot 10^{-3})^2 / (c - 3,09 \cdot 10^{-3}) \quad c = 0,068 \text{ mol/L}$

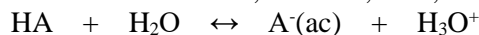
Disolución inicial: $M_1 = 0,068 \text{ mol/L} \quad V_1 = 10 \text{ ml} = 0,01 \text{ L}$

Disolución final $V \text{ final} = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$

El número de moles de la disolución inicial no varía, sólo el Volumen final

Disolución inicial: $n = M_1 \cdot V_1 = 0,068 \cdot 0,01 = 6,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Concentración final $M = n/V = 6,8 \cdot 10^{-4} / 0,1 = 6,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$



c_0 $6,8 \cdot 10^{-3}$ - -

Eq $6,8 \cdot 10^{-3} - x$ x x

Se plantea la K_a y se halla la x

El grado de disociación se define como $\alpha = x / c_0$

13. Cierta vinagre comercial tiene un 6% en masa de ácido acético y densidad 1,05 g/mL. Halla la concentración en mol/L. (CH₃COOH) (HECHO ANTES, VER PROBLEMA 3)

Determine la cantidad en gramos de este vinagre que debe diluirse en agua para preparar 650 mL de disolución de pH 3,5

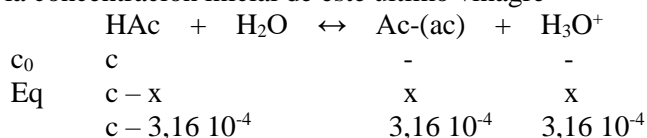
Datos: Ka = 1,8 · 10⁻⁵, Ar: H=1, C=12, O=16

Del problema 3: c = 1,05 mol/L (vinagre inicial)

(vinagre final): Si pH = 3,5 (H₃O⁺) = 10^{-3,5} M = 3,16 · 10⁻⁴ x = 3,16 · 10⁻⁴

CH₃COOH = HAc

No conocemos la concentración inicial de este último vinagre



Se plantea la Ka y se despeja la c

1,8 · 10⁻⁵ = (3,16 · 10⁻⁴)² / (c - 3,16 · 10⁻⁴) Como la K es del orden de 10⁻⁵, la cantidad c - x, o sea c - 3,16 · 10⁻⁴, se puede aproximar a c

1,8 · 10⁻⁵ = (3,16 · 10⁻⁴)² / c c = 5,55 · 10⁻³ mol/L

Resumamos:

Tenemos un vinagre comercial (inicial) de concentración M₁ = 1,05 mol/L del que tenemos que coger un volumen V₁ para hacer 650 mL (V₂) de otro vinagre (final) de concentración M₂ = 5,55 · 10⁻³ mol/L

O sea: M₁ = 1,05 mol/L ¿V₁?
 M₂ = 5,55 · 10⁻³ mol/L V₂ = 650 mL = 0,65 L
 M₁ · V₁ = M₂ · V₂ V₁ = (M₂ · V₂) / M₁ = 5,55 · 10⁻³ · 0,65 / 1,05 = 3,6 · 10⁻³ L = 3,6 mL

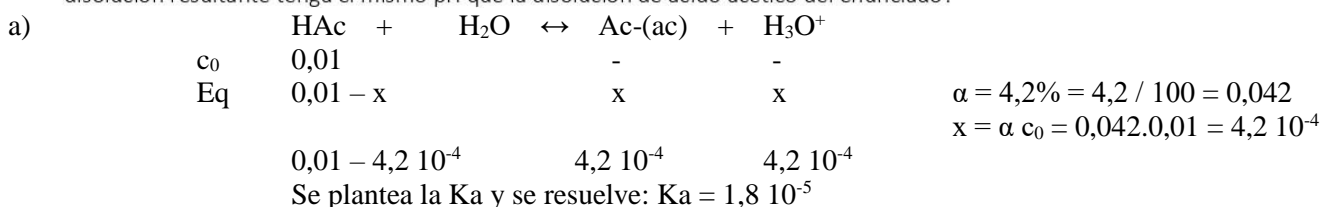
Luego necesitamos un volumen de 3,6 mL

Como nos dice que su densidad es d = 1,05 g/mL m = d · V = 1,05 g/mL · 3,6 mL = 3,78 g

14.

En una disolución acuosa de ácido acético 0,01 M, el ácido está disociado en un 4,2 %. Calcule: **(1 punto cada apartado)**

- a) La constante de acidez, K_a, del ácido acético.
 b) ¿Qué volumen de agua destilada es necesario añadir a 10 mL de una disolución 0,01 M de ácido clorhídrico para que la disolución resultante tenga el mismo pH que la disolución de ácido acético del enunciado?



- b) pH = - log 4,2 · 10⁻⁴ = 3,38
 Si pH = 3,38 (H₃O⁺) = 10^{-3,38} M = 4,17 · 10⁻⁴ M
 Como el HCl es un ácido fuerte, la concentración de HCl será la misma (HCl) = 4,17 · 10⁻⁴ M
 O sea, tenemos 10 mL de HCl 0,01 M y queremos hallar el volumen de agua para que sea 4,17 · 10⁻⁴ M
 M₁ = 0,01 mol/L V₁ = 10 mL = 0,01 L
 M₂ = 4,17 · 10⁻⁴ M ¿V₂?
 M₁ · V₁ = M₂ · V₂ V₂ = (M₁ · V₁) / M₂ = 0,01 · 0,01 / 4,17 · 10⁻⁴ = 0,24 L = 240 mL
 Como tenemos 10 mL, deberemos añadir 240 - 10 = 230 mL

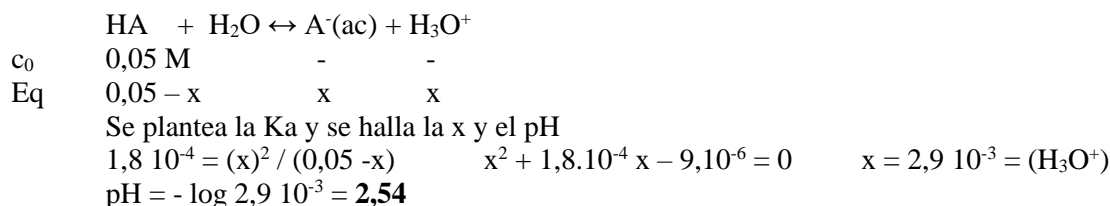
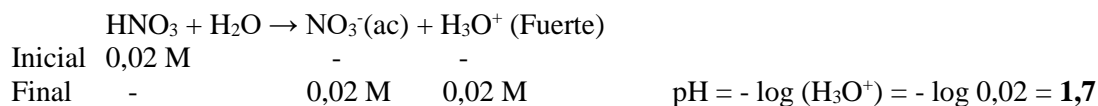
15. (La parte b un poco complicadilla)

En un laboratorio se tienen dos matraces: uno que contiene 20 mL de una disolución de ácido nítrico, HNO₃, 0,02 M y otro conteniendo 20 mL de ácido fórmico, HCOOH, de concentración inicial 0,05 M.

- a) Calcule el pH de cada una de estas dos disoluciones. **(1 punto)**
 b) ¿Qué volumen de agua habría que añadir para que el pH de las dos disoluciones fuera el mismo? **(1 punto)**

Datos.- K_a (HCOOH) = 1,8 · 10⁻⁴

a)



b) Para que el pH de ambas disoluciones sea igual, añadiendo agua, le deberemos añadir el agua a la disolución de mayor acidez para que al diluirla sea menos ácida y tenga un pH mayor. Es decir, qué volumen de agua debemos añadir al HNO_3 de pH 1,7 para que su pH sea 2,54

HNO_3 debe tener una concentración menor

Si el pH es 2,54 $(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2,54} \text{ M} = 2,88 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Al estar totalmente dissociado (fuerte) la concentración de HNO_3 es la misma que la de H_3O^+

$(\text{HNO}_3) = 2,88 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

O sea:

Inicial:	HNO_3 0,02 M	pH = 1,7
Final	HNO_3 $2,88 \cdot 10^{-3} \text{ M}$	pH = 2,54

Como tenemos 20 mL de HNO_3 0,02 M, el número de moles será: $n = V M = 20 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,02 \text{ mol/L} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Qué volumen de agua necesitamos para que estas mol ($4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$) tengan una concentración de $2,88 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$M = n/V \quad V = n/M = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} / 2,88 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = 0,139 \text{ L} = 139 \text{ mL}$

Pero como ya teníamos 20 mL deberemos añadir $139 - 20 = 119 \text{ mL}$

HIDRÓLISIS DE SALES (SIN REACCIÓN)

16. Verdadero o falso:

a) Una disolución 1M de NH_4Cl tiene un pH ácido

b) Al añadir NH_4Cl sólido a una disolución 0,5 M de NH_3 , el pH es disminuye

$K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

a) $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$

El Cl^- no produce hidrólisis porque viene de ácido fuerte (HCl)

El NH_4^+ sí produce hidrólisis porque viene de base débil (NH_3)

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ Hidrólisis ácida, $\text{pH} < 7$

Verdadera

b) El NH_3 tiene un pH básico (>7), al añadirle NH_4Cl que tiene pH ácido (<7), la disolución se hará un poco menos básica, un poco más ácida, luego el pH disminuirá. Verdadera.

17. Verdadero o falso:

El pH de una disolución de cianuro de potasio KCN, es ácido

$K_a(\text{HCN}) = 4 \cdot 10^{-10}$

$\text{KCN} \rightarrow \text{K}^+(\text{ac}) + \text{CN}^-(\text{ac})$

El K^+ no produce hidrólisis porque viene de base fuerte (KOH)

El CN^- sí produce hidrólisis porque viene de ácido débil (HCN)

$\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCN} + \text{OH}^-$ Hidrólisis básica, $\text{pH} > 7$

Falsa

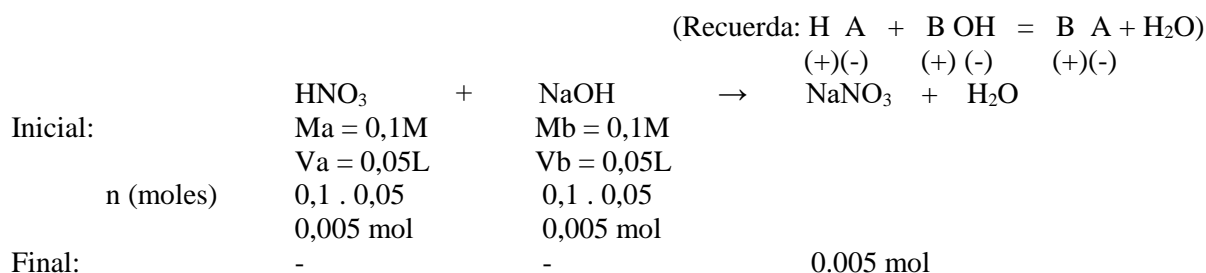
MEZCLAS Y NEUTRALIZACIONES (Muy importante, sale mucho)

18. Verdadero o falso:

El pH de la disolución resultante de mezclar 50 mL de HNO_3 0,1 M con 50 mL de NaOH 0,1 M es básico

Hay que identificar si los ácidos y bases son fuertes o débiles y si reaccionan totalmente o sobra de alguno de ellos (reactivo en exceso):

Ambos son fuertes: $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (ácido + base = sal + agua)



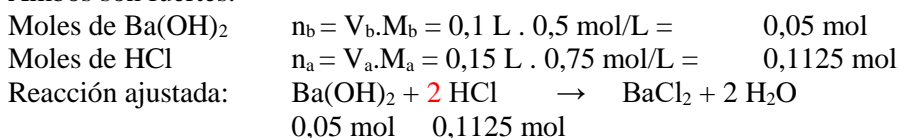
No sobra ni ácido ni base, se neutralizan con pH neutro (7) y se forman 0,005 mol de $NaNO_3$

Siempre hay que comprobar si la sal que se forma produce hidrólisis. Como ambos iones del $NaNO_3$ proceden de especies fuertes, no hay hidrólisis, luego el pH será neutro. Luego es falsa.

19. Verdadero o falso:

La mezcla de 100 mL de $Ba(OH)_2$ 0,5 M con 150 mL de HCl 0,75 M tiene pH básico

Ambos son fuertes.



Se trata de un problema de estequiometría básico, donde habrá un reactivo limitante y un reactivo en exceso

Por cada mol de $Ba(OH)_2$ reaccionan 2 mol de HCl

Si reaccionan 0,05 mol de $Ba(OH)_2$ reaccionarán $2 \cdot 0,05 = 0,1$ mol de HCl

Luego el $Ba(OH)_2$ es el reactivo limitante y el HCl está en exceso

Se forma también la sal $BaCl_2$ (0,05 mol) que no produce hidrólisis porque sus iones proceden de especies fuertes

HCl sobrante: $0,1125 - 0,1 = 0,0125$ mol

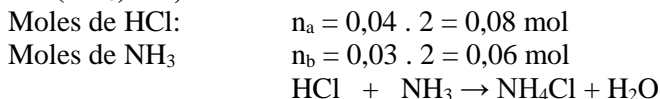
Luego el pH es ácido

Falsa

20. Verdadero o falso:

La mezcla de 40 mL 2 M de HCl con 30 mL 2 M de NH_3 es una disolución básica

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

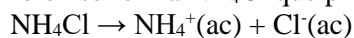


Inicial(n): 0,08 0,06

.....Final (n): 0,02 - 0,06

Luego sobran 0,02 mol de HCl que provocará un pH ácido

Pero también se forma NH_4Cl que produce hidrólisis:



El Cl^- no produce hidrólisis porque viene de ácido fuerte (HCl)

El NH_4^+ sí produce hidrólisis porque viene de base débil (NH_3)

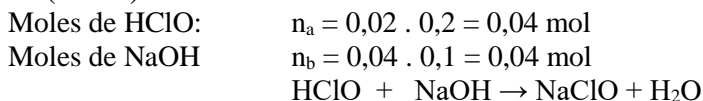


Tanto el HCl sobrante como la hidrólisis del NH_4Cl provocan pH ácido. Luego la disolución final es ácida. Falso.

21. Verdadero o falso:

Si a 20 mL de una disolución de HClO 0,2 M se les añaden 40 mL de NaOH 0,1 M, la mezcla final tendrá un pH neutro

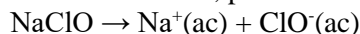
$K_a(HClO) = 3 \cdot 10^{-3}$



Inicial(n): 0,04 0,04

.....Final (n): - - 0,04

No sobra ni ácido ni base, pero se forman 0,04 mol de $NaClO$ que produce hidrólisis:



El Na^+ no produce hidrólisis porque viene de base fuerte (NaOH)
 El ClO^- sí produce hidrólisis porque viene de ácido débil (HClO)
 $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HClO} + \text{OH}^-$ Hidrólisis básica, $\text{pH} > 7$ Falsa

22. Tenemos cuatro disoluciones A (HCl 0,1 M), B (NaOH 0,1 M), C (HF 0,1 M) y D (NH_3 0,1 M)

Verdadero o falso:

a) Al mezclar 50 mL de A con 25 mL de B se obtiene una disolución básica

b) Al mezclar 50 mL de A con 50 mL de D se obtiene una disolución neutra

Datos: $K_a(\text{HF}) = 6,6 \cdot 10^{-4}$, $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

a) 50 mL de HCl 0,1 M con 25 mL de NaOH 0,1 M

Se ve claramente que siendo ambos fuertes no se va a producir hidrólisis, y teniendo la misma concentración, el volumen del HCl es el doble, luego sobraré ácido y el pH es ácido. Falsa.

b) 50 mL de HCl 0,1 M con 50 mL de NH_3 0,1 M

Siendo iguales las concentraciones y los volúmenes, no sobraré de ninguno de ellos, pero se formará NH_4Cl , que ya hemos visto antes que produce hidrólisis ácida. Falsa

23. Calcule el pH de la disolución formada al mezclar 250 mL de HNO_3 0,5 mol/L y 500 mL de NaOH 0,35 mol/L

Moles de HNO_3 : $n_a = 0,25 \cdot 0,5 = 0,125$ mol

Moles de NaOH: $n_b = 0,5 \cdot 0,35 = 0,175$ mol



Inicial(n): 0,125 0,175

.....Final (n): - 0,175-0,125 0,125

El NaNO_3 que se forma no produce hidrólisis (ambos son fuertes)

Pero sobran 0,175-0,125 mol de NaOH

$n(\text{NaOH}) = 0,05$ mol

Volumen total = 250 mL + 500 mL = 750 mL = 0,75 L

Concentración: $M = n/V = 0,05 / 0,75 = 0,067$ mol/L

Como el NaOH es base fuerte, está totalmente disociado: $(\text{OH}^-) = 0,067$ M

$\text{pOH} = -\log(\text{OH}^-) = -\log 0,067 = 1,18$ $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,18 = 12,82$

24.

Problema 3. Reacciones ácido-base. Cálculos estequiométricos.

Se dispone de una disolución A de ácido clorhídrico comercial de densidad $1,19 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$ y riqueza 38 % en masa. Para preparar una segunda disolución B, se toman 10,0 mL de la disolución A, diluyéndose con agua destilada hasta un volumen final de 15,0 litros.

a) Calcule la concentración (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) del ácido clorhídrico comercial (disolución A). (0,7 puntos)

b) Calcule la concentración (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) de la disolución B y su pH. (0,6 puntos)

c) A 50,0 mL de la disolución B, se añaden 25,0 mL de una disolución $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Calcule el pH de la disolución final. Considere que los volúmenes son aditivos. (0,7 puntos)

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1,0; Cl = 35,5. $K_w = 10^{-14}$.

a) YA HECHA EN EL PROBLEMA (2) (HCl) = 12,4 M

b) Disolución B de HCl: Inicial: $M_1 = 12,4 \text{ mol/L}$ $V_1 = 0,01 \text{ L}$

Final: $\text{¿}M_2\text{?}$ $V_2 = 15 \text{ L}$

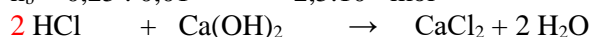
$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad M_2 = (M_1 V_1) / V_2 = 12,4 \cdot 0,01 / 15 = 8,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Como es fuerte y está totalmente disociado (H_3O^+) = $8,3 \cdot 10^{-3}$ $\text{pH} = -\log 8,3 \cdot 10^{-3} = 2,1$

c) (50 mL HCl $8,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$) con (25 mL $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,01 M)

Moles de HCl: $n_a = 0,05 \cdot 8,3 \cdot 10^{-3} = 4,15 \cdot 10^{-3}$ mol

Moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2$: $n_b = 0,025 \cdot 0,01 = 2,5 \cdot 10^{-3}$ mol



Inicial(n): $4,15 \cdot 10^{-3}$ $2,5 \cdot 10^{-3}$

Se puede comprobar que el reactivo limitante es el HCl (se gasta), por cada 2 moles de HCl reaccionan una de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (o sea la mitad). Si se gastan los $4,15 \cdot 10^{-3}$ mol de HCl, reaccionarán $(4,15 \cdot 10^{-3}) / 2 = 2,08 \cdot 10^{-3}$ mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

El $\text{Ca}(\text{OH})_2$ está en exceso: $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 2,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 4,2 \cdot 10^{-4}$ mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

El CaCl_2 que se forma no produce hidrólisis

El $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es una base fuerte, por cada mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se producen 2 moles de OH^-

Volumen total de la disolución: $V = 50 + 25 = 75 \text{ mL} = 0,075 \text{ L}$
 Concentración de $\text{Ca}(\text{OH})_2 = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} / 0,075 \text{ L} = 5,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
 $(\text{OH}^-) = 2 \cdot 5,6 \cdot 10^{-3} = 0,0112$ $\text{pOH} = 1,95$ $\text{pH} = 12,05$

25.

Problema 3. Equilibrio ácido-base.

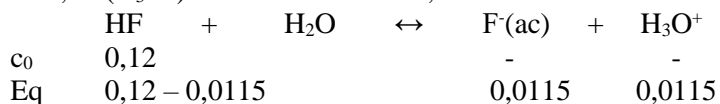
Al diluir con agua 25 mL de una disolución de fluoruro de hidrógeno, HF, 6 M hasta alcanzar un volumen total de 800 mL se obtiene una disolución de pH 1,94.

a) Calcule la constante de acidez, K_a , para el HF. (1,2 puntos)

b) Considerando que a 20 mL de la disolución diluida anterior se le añaden 7,5 mL de NaOH 0,5 M, razone si la disolución resultante será ácida, básica o neutra. (0,8 puntos)

LA CONCENTRACIÓN INICIAL ESTÁ CALCULADA EN EL PROBLEMA 9 ($c = 0,12 \text{ mol/L}$)

a) Si $\text{pH} = 1,94$ (H_3O^+) = $10^{-1,94} \text{ M} = 0,0115 \text{ M}$ $x = 0,0115 \text{ M}$



Se calcula la K_a

b) HF 20 mL 0,12 M con NaOH 7,5 mL 0,5 M

Moles de HF: $n_a = 0,02 \cdot 0,12 = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Moles de NaOH $n_b = 0,0075 \cdot 0,5 = 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$



Inicial(n): $2,4 \cdot 10^{-3}$ $3,75 \cdot 10^{-3}$

Sobra NaOH moles de NaOH en exceso $n = 3,75 \cdot 10^{-3} - 2,4 \cdot 10^{-3} = 1,35 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Este NaOH dará un pH básico a la disolución

Además se forma NaF, cuyo ion F⁻ produce hidrólisis básica.

Luego el pH es básico

OTRAS CUESTIONES RESUELTAS

Calcular la concentración molar de la disolución de una base fuerte, si su pH = 11

Como es una base, a partir del pH calculamos el pOH

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 11 = 3$$

$$\text{Si } \text{pOH} = 3 \quad -\log [\text{OH}^-] = 3$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ M} = 0,001 \text{ M}$$

¿Qué disolución tendrá un mayor pH? a) 500 mL de disolución: 10 mL de HNO₃ 0,03 M+ 4 mL de HNO₃ 0,012 M+ agua hasta enrase; b) 500 mL de disolución: 20 mL de HNO₃ 0,001 M+ 9 mL de HNO₃ 0,01 M+ agua hasta enrase.

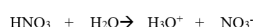
a) En primer lugar, tenemos que calcular los moles de ácido que hay en la disolución resultante:

- 10 mL de HNO₃ 0,03 M: $n=M \cdot V=0,03 \text{ M} \cdot 0,01 \text{ L} = 0,0003$ moles de ácido
- 4 mL de HNO₃ 0,012 M: $n=M \cdot V=0,012 \text{ M} \cdot 0,004 \text{ L} = 0,000048$ moles de ácido

Moles totales en la disolución $a=0,0003+0,000048=0,000348$ moles de ácido

$$M(\text{dis a}) = 0,000348 \text{ moles}/0,5 \text{ L} = 0,000696 \text{ M}$$

Como es un ácido fuerte, se disociará totalmente:



$$0,000696 \text{ M} \qquad \qquad 0,000696 \text{ M}$$

Para calcular la concentración de iones hidronio que se forman se emplean las relaciones estequiométricas:

$$\frac{0,000696 \text{ moles HNO}_3}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mol HNO}_3} = \frac{0,000696 \text{ moles H}_3\text{O}^+}{\text{L}} = 0,000696 \text{ M H}_3\text{O}^+$$

$$\text{pH de la disolución} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,000696) = 3,16$$

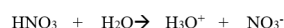
b) Calculamos los moles de ácido que hay en la disolución resultante:

- 20 mL de HNO₃ 0,001 M: $n=M \cdot V=0,001 \text{ M} \cdot 0,02 \text{ L} = 0,00002$ moles de ácido
- 9 mL de HNO₃ 0,01 M: $n=M \cdot V=0,01 \text{ M} \cdot 0,009 \text{ L} = 0,00009$ moles de ácido

Moles totales en la disolución $a=0,00002 + 0,00009 = 0,00011$ moles de ácido

$$M(\text{dis a}) = 0,00011 \text{ moles}/0,5 \text{ L} = 0,00022 \text{ M}$$

Como es un ácido fuerte, se disociará totalmente:



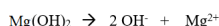
$$0,00022 \text{ M} \qquad \qquad 0,00022 \text{ M}$$

$$\text{pH de la disolución} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,00022) = 3,66$$

Solución: La disolución b tiene un pH mayor.

Calcula los gramos de Mg(OH)₂ necesarios para preparar 0,8 L de una disolución de pH=9. Masas atómicas: Mg= 14,3; O=16; H=1.

Como se trata de una base fuerte, estará disociada completamente:



Necesitamos conocer la concentración de OH⁻ para poder determinar la concentración de hidróxido de magnesio.

$$\text{pH de la disolución} = 9 \rightarrow \text{pOH} = 14 - 9 = 5$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 5 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-5} \text{ M}$$

Para calcular la concentración de Mg(OH)₂ que debe tener la disolución, empleamos las relaciones estequiométricas:

$$\frac{10^{-5} \text{ moles OH}^-}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg(OH)}_2}{2 \text{ mol OH}^-} = \frac{5 \cdot 10^{-6} \text{ moles Mg(OH)}_2}{\text{L}} = 5 \cdot 10^{-6} \text{ M Mg(OH)}_2$$

Moles de Mg(OH)₂ que tiene que haber en 0,8 L de la disolución $5 \cdot 10^{-6} \text{ M Mg(OH)}_2$:

$$n=M \cdot V=5 \cdot 10^{-6} \text{ M} \cdot 0,8 \text{ L}=4 \cdot 10^{-6} \text{ moles}$$

Teniendo en cuenta que la masa molar de Mg(OH)₂ es 58,3 g/mol:

$$\text{Masa de Mg(OH)}_2 = 4 \cdot 10^{-6} \text{ moles} \cdot 58,3 \text{ g/mol} = 2,3 \cdot 10^{-4} \text{ g}$$

Solución: Se necesitarían $2,3 \cdot 10^{-4} \text{ g}$ de Mg(OH)₂ para preparar 0,8 L de una disolución de pH=9

Deduce si el pH de las disoluciones acuosas de las siguientes sales , es neutro , ácido o básico :

a) NaF

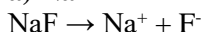
b) KCl

c) NH₄Br

d) NH₄CN

Datos : Ka(HCN)= $6,2 \cdot 10^{-10}$; Ka(HF)= $6,7 \cdot 10^{-4}$; Kb(NH₃)= $1,8 \cdot 10^{-5}$

a) NaF

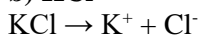


Na⁺ procede de la base fuerte NaOH: NO produce hidrólisis

F⁻ procede de un ácido débil HF (Nos dan Ka): SI produce hidrólisis



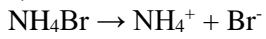
b) KCl



K⁺ procede de la base fuerte KOH: NO produce hidrólisis

Cl^- procede de un ácido fuerte HCl: NO produce hidrólisis
 $\text{pH} = 7$, neutro

c) NH_4Br

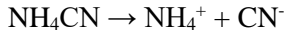


NH_4^+ procede de la base débil NH_3 (Nos dan K_b): SI produce hidrólisis

Br^- procede de un ácido fuerte HBr: NO produce hidrólisis

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ Hidrólisis ácida, $\text{pH} < 7$

d) NH_4CN



Ambos producen hidrólisis, el pH final depende del valor de sus K (NO SALEN)

PAU-CONCEPTOS CLAVE Y PAUTAS

Teoría de Brönsted-Lowry sobre ácidos y bases:

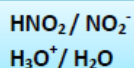
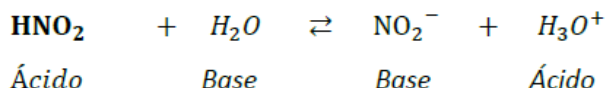
* Ácido: sustancia capaz de ceder un protón, H^+ , a otra sustancia llamada base.

Por ejemplo: $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$, donde el HCl (ácido) cede un protón al agua, que en este caso actúa como base.

* Base: sustancia capaz de aceptar un protón, H^+ , de otra sustancia llamada ácido.

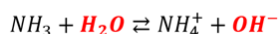
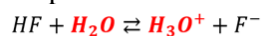
Por ejemplo: $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$, donde el NH_3 (base) capta un protón del agua, que en este caso actúa como ácido.

Pares ácido/base conjugados:

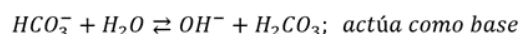
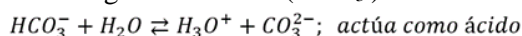


Sustancias anfóteras:

Una sustancia anfótera es aquella que puede comportarse como ácido o como base en disolución. Por ejemplo el agua es una sustancia anfótera, porque en presencia de ácidos (como el HF) se comporta como una base captando protones, y en presencia de bases (como el NH_3) se comporta como un ácido cediéndole protones:



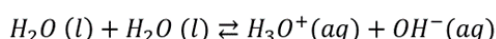
También son sustancias anfóteras algunas de las especies intermedias de los ácidos polipróticos, como por ejemplo el ion hidrogenocarbonato (HCO_3^-):



Equilibrio iónico del agua:

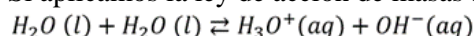
El agua pura tiene un equilibrio de autoionización, donde algunas moléculas actúan como ácidos cediendo protones a otras moléculas de agua que los captan actuando como bases. Esto ocurre gracias a que el agua es una sustancia anfótera y puede presentar ambos comportamientos.

La reacción del equilibrio iónico del agua es:



Producto iónico del agua (Kw):

Si aplicamos la ley de acción de masas al equilibrio iónico del agua:



Obtenemos la expresión del producto iónico del agua, Kw:

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

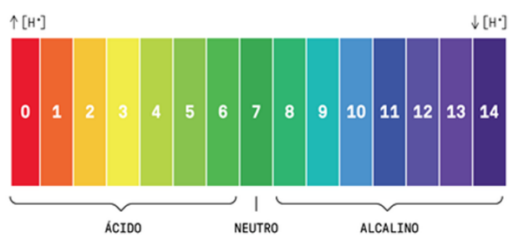
Kw tiene un valor a 25°C de 10^{-14} (su valor depende de la temperatura como ocurre con todas las constantes del equilibrio).

En agua pura se cumple que: $[H_3O^+] = [OH^-]$, siendo neutra la disolución.

pH:

El pH es la medida de la $[H_3O^+]$ que hay en una disolución. Es una escala que va desde el 0 hasta el 14.

- Cuando el $\text{pH} = 7$, la disolución es neutra y la $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
- Cuando el $\text{pH} < 7$, la disolución es ácida y la $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$
- Cuando el $\text{pH} > 7$, la disolución es básica y la $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$



Podemos relacionarlo con la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y con el pOH utilizando las fórmulas siguientes:

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

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

pOH:

El pOH es la medida de la $[\text{OH}^-]$ que hay en una disolución. Es una escala que va desde el 0 hasta el 14 y que es opuesta a la escala del pH.

Podemos calcular el pOH y relacionarlo con la $[\text{OH}^-]$ y con el pH utilizando las fórmulas siguientes:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

Ácidos fuertes:

Los ácidos fuertes son aquellos que se disocian por completo en disolución acuosa ($\alpha \approx 1$). Planteamos por tanto sus disociaciones con una única flecha de reacción (\rightarrow) sin equilibrio.

Solamente son ácidos fuertes los 6 ácidos siguientes:

- HCl
- HNO_3
- HBr
- H_2SO_4
- HI
- HClO_4

Bases fuertes:

Las bases fuertes son aquellas que se disocian por completo en disolución acuosa ($\alpha \approx 1$). Planteamos por tanto sus disociaciones con una única flecha de reacción (\rightarrow) sin equilibrio.

Son bases fuertes los hidróxidos de los grupos 1 y 2 del sistema periódico (excepto el hidróxido de Berilio):

- LiOH
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- NaOH
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- KOH
- $\text{Sr}(\text{OH})_2$
- RbOH
- $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- CsOH
- $\text{Ra}(\text{OH})_2$
- FrOH

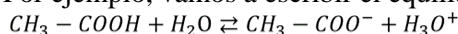
Ácidos débiles:

Los ácidos débiles son aquellos que no se disocian por completo en disolución acuosa, sino que lo hacen mediante un equilibrio (\rightleftharpoons).

Son débiles todos los ácidos que no pertenecen a la lista de los ácidos fuertes (recuerda que los ácidos fuertes son: HCl , HBr , HI , HNO_3 , HClO_4 y H_2SO_4).

Estos ácidos tienen una constante de acidez (K_a) al presentar un equilibrio. La expresión de la K_a es igual a la de la constante del equilibrio, K_c .

Por ejemplo, vamos a escribir el equilibrio y la expresión de la K_a para el ácido etanoico:



$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]}$$

El valor de K_a nos indica la fortaleza del ácido (a mayor valor de K_a mayor fortaleza tendrá el ácido puesto que desplaza el equilibrio más hacia la derecha). Este valor depende únicamente de la temperatura.

El grado de disociación de un ácido o base débil puede calcularse como: $\alpha = x / c_0$

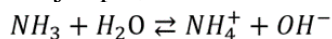
Bases débiles:

Las bases débiles son aquellas que no se disocian por completo en disolución acuosa, sino que lo hacen mediante un equilibrio (\rightleftharpoons).

Son débiles todos las bases que no pertenecen a la lista de las bases fuertes (recuerda que las bases fuertes son todos los hidróxidos de los grupos 1 y 2 de la tabla periódica, excepto el de Berilio).

Estas bases tienen una constante de basicidad (K_b) al presentar un equilibrio. La expresión de la K_b es igual a la de la constante del equilibrio, K_c .

Por ejemplo, vamos a escribir el equilibrio y la expresión de la K_b para el amoníaco:

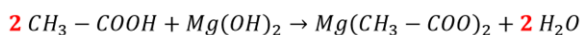
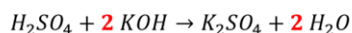
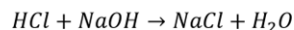


$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$$

El valor de K_b nos indica la fortaleza de la base (a mayor valor de K_b mayor fortaleza tendrá la base puesto que desplaza el equilibrio más hacia la derecha). Este valor depende únicamente de la temperatura.

Reacciones de neutralización:

En las reacciones de neutralización un ácido y una base reaccionan formando una sal y agua. Veamos los siguientes ejemplos ajustados de reacciones de neutralización:

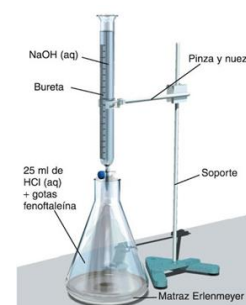


El hecho de que se llamen reacciones de neutralización no significa que el pH de la mezcla sea 7 en todos los casos. Para que el pH sea 7, el ácido y la base han de ser fuertes y encontrarse en cantidades estequiométricas.

Valoración o volumetría ácido base:

Una valoración es una técnica de análisis cuantitativo que nos permite conocer la concentración desconocida de una disolución de un ácido o de una base. Se realiza llevando a cabo una reacción de neutralización.

En la siguiente imagen vemos el material de laboratorio necesario para llevar a cabo una valoración entre una disolución de HCl (disolución de la cual desconocemos su concentración) y una disolución de NaOH con concentración conocida, utilizando fenolftaleína como sustancia indicadora:



Punto de equivalencia:

En una valoración ácido-base, el punto de equivalencia es el momento en el que termina la valoración porque el ácido y la base se encuentran en cantidades estequiométricas (lo que no implica que el pH deba ser igual a 7).

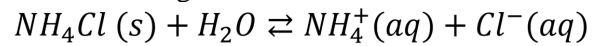
El pH = 7 en el punto de equivalencia solo en valoraciones entre ácido fuerte y base fuerte.

Hidrólisis de sales:

En el proceso de disociación de una sal en agua se generan un catión y un anión. La hidrólisis es el fenómeno por el cual dicho catión o anión reaccionan con el agua mediante un equilibrio aportando iones H_3O^+ o iones OH^- a la disolución y por tanto modificando el pH de esta.

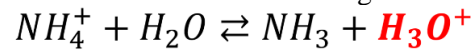
Para que un catión o un anión experimenten reacción de hidrólisis deben proceder de un ácido débil o de una base débil. Veamos el ejemplo para el cloruro de amonio: NH_4Cl .

El NH_4Cl en agua se disociará en sus iones:



El ion Cl^- procede del HCl que es un ácido fuerte. Por lo tanto este ion no presenta reacción de hidrólisis con el agua ni modifica el pH de la disolución de la sal.

Sin embargo, el ion NH_4^+ procede del NH_3 que es una base débil. Por lo tanto el NH_4^+ experimentará la siguiente reacción de hidrólisis con el agua:



Como aporta iones hidronio, H_3O^+ , a la disolución, hará que el pH de la disolución de la sal sea ácido.

PAU Valencia-PARA RESOLVER**1-2023-Junio****Cuestión 4. Reacciones ácido-base.**

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: **(0,5 puntos cada apartado)**

- La mezcla de 100 mL de una disolución 0,5 M de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ con 150 mL de una disolución 0,75 M de HCl tiene pH básico.
- La mezcla de 40 mL de HCl 2 M con 30 mL de una disolución 2 M de NH_3 resulta en una disolución básica.
- Al añadir NH_4Cl sólido a una disolución 0,5 M de NH_3 , el pH disminuye.
- Una disolución 1 M de NH_4Cl tiene un pH ácido.

Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 10^{-14}$.

2-2023-Junio**Problema 3. Reacciones ácido-base.**

El ácido benzoico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$, es un ácido monoprótico que se utiliza como conservante y se identifica con el código europeo E-210. En una industria alimentaria, se prepara una disolución de ácido benzoico de concentración $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- En la disolución acuosa preparada, el ácido benzoico se encuentra ionizado en un 7,6 %. Calcule la constante de acidez, K_a , y el pH de la disolución. **(1,2 puntos)**
- Para conservar aceitunas, la legislación fija un máximo de 0,5 g de ácido benzoico por kg de aceitunas. Calcule el volumen de la disolución de ácido benzoico 0,01 M preparada que hay que introducir en un bote que contiene 2 kg de aceitunas para ajustarse a este máximo legal. **(0,8 puntos)**

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0.

3-2023-Julio**Problema 3. Reacciones ácido-base.**

El ácido glicólico es un ácido monoprótico, HA, que se utiliza por los dermatólogos para desvanecer arrugas y disminuir el acné debido a su carácter irritante. El efecto que produce en la piel depende de la concentración utilizada; de hecho, sólo los dermatólogos pueden utilizar disoluciones con pH por debajo de 3.

- Si la constante de acidez, K_a , del ácido glicólico es de $1,48 \cdot 10^{-4}$, calcule la concentración de ácido que tendrá que utilizar un dermatólogo para que el pH de la disolución que va a utilizar en un tratamiento sea de 2. **(1 punto)**
- Si el dermatólogo toma 20 mL de la disolución anterior y añade agua hasta un volumen total de 70 mL, ¿qué pH tendrá ahora la nueva disolución de ácido glicólico? **(1 punto)**

4-2022-Junio**Cuestión 4. Química ácido-base. (0,5 puntos cada apartado)**

- Se dispone de tres disoluciones: una de HIO_3 , otra de HClO y una tercera de HNO_2 , las tres a la misma concentración molar inicial del ácido. Razone cuál de estas disoluciones tendrá un mayor valor del pH.
- Ordene justificadamente, de menor a mayor basicidad, las bases conjugadas de los tres ácidos anteriores.
- Razone si la siguiente afirmación es verdadera o falsa: "El pH de una disolución de HNO_2 0,1 M es igual al de una disolución de HCl de igual concentración".
- Razone si la siguiente afirmación es verdadera o falsa: "Si a 20,0 mL de una disolución de HClO 0,2 M se les añaden 40,0 mL de una disolución de NaOH 0,1 M, la mezcla final tendrá un pH neutro".

Datos: $K_a(\text{HIO}_3) = 1,7 \cdot 10^{-1}$; $K_a(\text{HNO}_2) = 4,5 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{HClO}) = 3 \cdot 10^{-8}$; $K_w = 10^{-14}$.

5-2022-Junio

Problema 3. Reacciones ácido-base. Cálculos estequiométricos.

Se dispone de una disolución A de ácido clorhídrico comercial de densidad $1,19 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$ y riqueza 38 % en masa. Para preparar una segunda disolución B, se toman 10,0 mL de la disolución A, diluyéndose con agua destilada hasta un volumen final de 15,0 litros.

- Calcule la concentración (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) del ácido clorhídrico comercial (disolución A). **(0,7 puntos)**
- Calcule la concentración (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) de la disolución B y su pH. **(0,6 puntos)**
- A 50,0 mL de la disolución B, se añaden 25,0 mL de una disolución $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Calcule el pH de la disolución final. Considere que los volúmenes son aditivos. **(0,7 puntos)**

Datos: Masas atómicas relativas: $\text{H} = 1,0$; $\text{Cl} = 35,5$. $K_w = 10^{-14}$.

6-2022-Julio**Cuestión 4. Química ácido-base.**

Se dispone en el laboratorio de cuatro disoluciones: A (HCl 0,1 M), B (NaOH 0,1 M), C (HF 0,1 M) y D (NH_3 0,1 M). Discuta razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: **(0,5 puntos cada apartado)**

- El pH de la disolución A es mayor que el de la disolución C.
- Al mezclar 50 mL de la disolución A con 25 mL de la disolución B se obtiene una disolución básica.
- El pH de la disolución B es mayor que el de la disolución D.
- Al mezclar 50 mL de la disolución A con 50 mL de la disolución D se obtiene una disolución neutra.

Datos: $K_a(\text{HF}) = 6,6\cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8\cdot 10^{-5}$; $K_w = 10^{-14}$.

7-2022-Julio**Problema 3. Química ácido-base.**

En un laboratorio se dispone de los siguientes ácidos monopróticos: ácido cloroetanoico $K_a = 1,51\cdot 10^{-3}$, ácido láctico $K_a = 1,48\cdot 10^{-4}$, ácido propanoico $K_a = 1,32\cdot 10^{-5}$, ácido etanoico $K_a = 1,78\cdot 10^{-5}$.

- Se mide el pH de una disolución 0,1 M de uno de los ácidos, obteniéndose un valor de 2,42. Teniendo en cuenta los datos suministrados, identifique de qué ácido se trata. **(1 punto)**
- Una disolución del ácido más débil de los que figuran en la lista anterior tiene un pH 3,52. ¿Cuál es su concentración molar? **(1 punto)**

8-2021-Junio**Problema 3. Equilibrio ácido-base.**

Al diluir con agua 25 mL de una disolución de fluoruro de hidrógeno, HF, 6 M hasta alcanzar un volumen total de 800 mL se obtiene una disolución de pH 1,94.

- Calcule la constante de acidez, K_a , para el HF. **(1,2 puntos)**
- Considerando que a 20 mL de la disolución diluida anterior se le añaden 7,5 mL de NaOH 0,5 M, razone si la disolución resultante será ácida, básica o neutra. **(0,8 puntos)**

9-2021-Julio**Cuestión 4. Química ácido-base.**

Justificar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: **(0,5 puntos cada apartado)**

- El pH de la sangre es de 7,4 y el de un vino 3,4. Por lo tanto, la concentración de protones en la sangre es 10000 veces menor que en el vino.
- El pH de una disolución acuosa de NaNO_3 es ácido.
- En el equilibrio: $\text{HCO}_3^-(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$, la especie HCO_3^- actúa como base de Brønsted-Lowry.
- Una disolución acuosa de KF tiene un pH neutro.

Dato: $K_a(\text{HF}) = 6,3\cdot 10^{-4}$.

10-2021-Julio

Problema 3. Equilibrio ácido-base.

A 25 °C, la constante de acidez del ácido láctico, $C_3H_6O_3$, que se emplea como suavizante en cosmética, vale $1,40 \cdot 10^{-4}$; y la del ácido benzoico, $C_7H_6O_2$, utilizado como conservante en bebidas refrescantes, tiene un valor de $6,0 \cdot 10^{-5}$.

a) ¿Cuál es el pH de una disolución 0,01 M de ácido láctico? **(1 punto)**

b) ¿Qué concentración de ácido benzoico debe tener una disolución para que su pH sea el mismo que el de la disolución del apartado (a)? **(1 punto)**

Nota: Considere que tanto el ácido láctico como el benzoico son monopróticos, HA.

11-2020-Septiembre**Problema 4.- Equilibrio ácido-base.**

El ácido fórmico, HCOOH, es un ácido débil cuya constante de disociación ácida vale $1,8 \cdot 10^{-4}$. Se dispone en el laboratorio de una disolución acuosa de ácido fórmico de concentración desconocida cuyo pH es 2,51. Calcule:

a) La concentración de la disolución de ácido fórmico en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. **(1 punto)**

b) Si se toman 10 mL de esta disolución y se añade agua hasta que la disolución resultante tiene un volumen de 100 mL, ¿cuál será el grado de disociación del ácido en la disolución resultante? **(1 punto)**

12-2020-Julio**Cuestión 4.- Equilibrio ácido-base.**

Razone si son verdaderas o falsas, las afirmaciones siguientes: **(0,5 puntos cada apartado)**

a) Según la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry, para que un ácido pueda ceder protones no es necesaria la presencia de una base capaz de aceptarlos.

b) La base conjugada del HCO_3^- es el CO_3^{2-} .

c) El pH de una disolución de cianuro de potasio, KCN, es ácido.

d) El pH de la disolución que se obtiene cuando se mezclan 50 mL de una disolución de HNO_3 0,1 M con 50 mL de una disolución de NaOH 0,1 M, es básico.

Dato: $K_a(\text{HCN}) = 4 \cdot 10^{-10}$.

13-2020-Julio**Problema 3.- Equilibrio ácido-base. Cálculos estequiométricos.**

Cierto vinagre comercial tiene un 6,0 % en masa de ácido acético, CH_3COOH .

a) Calcule el pH de este vinagre, sabiendo que su densidad es de $1,05 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. **(1 punto)**

b) Determine la cantidad (en gramos) de este vinagre que debe diluirse en agua para preparar 650 mL de disolución de pH 3,5. **(1 punto)**

Datos: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas relativas: H (1); C (12); O (16).

14-2019-Junio**PROBLEMA 2**

a) Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido nítrico, HNO_3 , del 20 % de riqueza (en peso) cuya densidad es $1,115 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcule el volumen de esta disolución necesario para preparar 250 mL de otra disolución de HNO_3 , de concentración $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. **(1 punto)**

b) Calcule el pH de la disolución formada al mezclar los 250 mL de la disolución de HNO_3 de concentración $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ y 500 mL de otra disolución de NaOH de concentración $0,35 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. **(1 punto)**

Datos.- Masas atómicas relativas: H (1); N (14); O (16). $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$.

15-2019-Junio**PROBLEMA 4**

Una disolución de ácido acético de concentración desconocida tiene un pH de 3,11. Calcule: **(1 punto cada apartado)**

a) La concentración inicial de ácido acético que contenía la disolución.

b) El pH de la disolución obtenida al añadir agua a 20 mL de la disolución inicial hasta alcanzar un volumen de 100 mL.

Datos.- $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

16-2019-Julio**PROBLEMA 4**

El ácido cloroacético, ClCH_2COOH (monoprótico, HA), es un irritante de la piel que se utiliza en tratamientos dermatológicos para eliminar la capa externa de la piel muerta. El valor de su constante de acidez, K_a , es $1,35 \cdot 10^{-3}$.

- Calcule el pH de una disolución de ácido cloroacético de concentración 0,1 M. **(1 punto)**
- Según la normativa europea, el pH para este tipo de tratamiento cutáneo no puede ser menor de 1,5. Calcule los gramos de ClCH_2COOH que deben contener 100 mL de una disolución acuosa de este ácido para que su pH sea 1,5. **(1 punto)**
 Datos.- Masas atómicas relativas: H (1,0); C (12,0); O (16,0); Cl (35,5).

17-2018-Junio**CUESTIÓN 3**

Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: **(0,5 puntos cada apartado)**

- Si la constante de acidez, K_a , de cierto ácido tiene un valor de $1 \cdot 10^{-6}$, podemos afirmar que se trata de un ácido fuerte.
- Una disolución acuosa de NH_4Cl tiene carácter ácido.
- En el equilibrio $\text{HSO}_4^- [\text{ac}] + \text{H}_2\text{O} [\text{l}] \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} [\text{ac}] + \text{H}_3\text{O}^+ [\text{ac}]$, la especie HSO_4^- actúa como una base.
- Si a una disolución de NH_3 se le añade NH_4Cl , aumenta el pH de la disolución.

Datos.- $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

18-2018-Junio**PROBLEMA 4**

El ácido láctico, HA, es un compuesto orgánico de masa molecular $90,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, que desempeña importantes funciones en diversos procesos biológicos. En el laboratorio se han preparado 100 mL de una disolución acuosa conteniendo 0,61 g de ácido láctico (disolución A). Sabiendo que el pH de la disolución A es el mismo que el de otra disolución B que se ha preparado añadiendo 20 mL de una disolución de HCl de concentración 0,015 M a 80 mL de agua, calcule: **(1 punto cada apartado)**

- La constante de acidez, K_a , del ácido láctico.
- El pH de una disolución de ácido láctico de concentración 0,1 M.

19-2018-Julio**PROBLEMA 4**

En una disolución acuosa de ácido acético 0,01 M, el ácido está dissociado en un 4,2 %. Calcule: **(1 punto cada apartado)**

- La constante de acidez, K_a , del ácido acético.
- ¿Qué volumen de agua destilada es necesario añadir a 10 mL de una disolución 0,01 M de ácido clorhídrico para que la disolución resultante tenga el mismo pH que la disolución de ácido acético del enunciado?

20-2017-Julio**PROBLEMA 4**

Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido fórmico, HCOOH , (disolución A) de concentración desconocida. Cuando 10 mL de esta disolución se añadieron a 90 mL de agua, el pH de la disolución resultante (disolución B) fue 2,85. Calcule:

- La concentración de ácido fórmico en la disolución inicial (disolución A). **(1,2 puntos)**
- El grado de disociación del ácido fórmico en la disolución diluida (disolución B). **(0,8 puntos)**

Datos.- $K_a(\text{HCOOH}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$

21-2017-Junio**PROBLEMA 4**

En un laboratorio se tienen dos matraces: uno que contiene 20 mL de una disolución de ácido nítrico, HNO_3 , 0,02 M y otro conteniendo 20 mL de ácido fórmico, HCOOH , de concentración inicial 0,05 M.

- Calcule el pH de cada una de estas dos disoluciones. **(1 punto)**
- ¿Qué volumen de agua habría que añadir para que el pH de las dos disoluciones fuera el mismo? **(1 punto)**

Datos.- $K_a(\text{HCOOH}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$

22-2017-Junio**CUESTIÓN 3**

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: (0,5 puntos cada apartado)

- La mezcla de 10 mL de HCl 0,1 M con 20 mL de NaOH 0,1 M será una disolución neutra.
- Una disolución acuosa de NH_4Cl tiene un pH mayor que 7.
- El pH de una disolución acuosa de ácido nítrico es menor que el de una disolución acuosa de la misma concentración de ácido clorhídrico.
- El pH de una disolución acuosa de acetato de sodio, CH_3COONa , es mayor que 7.

Datos.- $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

23-2016-Julio**PROBLEMA 4**

La aspirina es un analgésico utilizado en el tratamiento del dolor y la fiebre. Su principio activo, el ácido acetilsalicílico, $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, es un ácido monoprótico, HA, con una constante de acidez $K_a = 3,24 \cdot 10^{-4}$. Calcule:

- El volumen de la disolución que contiene disuelto un comprimido de 0,5 g de ácido acetilsalicílico si su pH resulta ser 3,0. **(1 punto)**
- ¿Cuál será el pH de la disolución obtenida al disolver otro comprimido de 500 mg en agua si se obtuvieron 200 mL de disolución? **(1 punto)**

Datos.- Masas atómicas relativas: H (1) ; C (12) ; O (16).

24-2016-Julio**CUESTION 3**

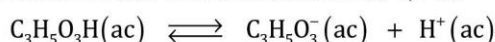
Se dispone de disoluciones 0,05 M de los siguientes compuestos: KCN, NaNO_2 , NH_4Cl y KOH. Responda a las siguientes cuestiones:

- Explique, razonadamente, si cada una de las anteriores disoluciones será ácida, básica o neutra. **(0,8 puntos)**
- Explique, justificando la respuesta, si la disolución resultante de mezclar 50 mL de la disolución de NH_4Cl y 50 mL de la disolución de KOH, será ácida, básica o neutra. **(0,7 puntos)**
- ¿Qué efecto producirá en el pH de una disolución de NH_4Cl la adición de una pequeña cantidad de amoníaco? **(0,5 puntos)**

Datos.- $K_a(\text{HCN}) = 4,8 \cdot 10^{-10}$; $K_a(\text{HNO}_2) = 5,1 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

25-2016-Junio**PROBLEMA 4**

El ácido láctico ($\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3\text{H}$) es un ácido monoprótico, HA, que se acumula en la sangre y los músculos al realizar actividad física. Una disolución acuosa 0,0284 M de este ácido está ionizada en un 6,7%.



- Calcule el valor de K_a para el ácido láctico. **(1 punto)**
- Calcule la cantidad (en gramos) de HCl disuelto en 0,5 L de disolución para que su pH sea el mismo que el de la disolución de ácido láctico del apartado anterior. **(1 punto)**

Datos.- Masas atómicas relativas: H: 1 ; Cl: 35,5.

26-2015-Julio**PROBLEMA 4**

El ácido butanoico es un ácido orgánico monoprótico débil, HA, responsable, en parte, del aroma de la mantequilla rancia y de algunos quesos. Se sabe que una disolución acuosa de concentración 0,15 M de ácido butanoico tiene un pH = 2,83.

- Calcule la constante de disociación ácida, K_a , del ácido butanoico. **(1 punto)**
- Calcule el volumen (en mL) de una disolución acuosa de NaOH 0,3 M que se requiere para reaccionar completamente con el ácido butanoico contenido en 250 mL de dicha disolución. **(1 punto)**

27-2015-Junio

PROBLEMA 4

El ácido fórmico, HCOOH, es un ácido monoprotico débil, HA.

- a) Teniendo en cuenta que cuando se prepara una disolución acuosa de HCOOH de concentración inicial 0,01 M el ácido se disocia en un 12,5 %, calcule la constante de disociación ácida, K_a , del ácido fórmico. **(1 punto)**
- b) Calcule el pH de una disolución acuosa de concentración 0,025 M de este ácido. **(1 punto)**

28-2015-Junio**CUESTION 3**

Se dispone en el laboratorio de cinco disoluciones acuosas de idéntica concentración, conteniendo cada una HCl, NaOH, NaCl, CH₃COOH y NH₃. Justifique si el pH resultante de cada una de las siguientes mezclas será ácido, básico o neutro:

- a) 100 mL de la disolución de HCl y 100 mL de la disolución de NaOH. **(0,5 puntos)**
- b) 100 mL de la disolución de CH₃COOH y 100 mL de la disolución de NaOH. **(0,5 puntos)**
- c) 100 mL de la disolución de NaCl y 100 mL de la disolución de NaOH. **(0,5 puntos)**
- d) 100 mL de la disolución de HCl y 100 mL de la disolución de NH₃. **(0,5 puntos)**

Datos.- $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.