

BREVE CONTEXTO HISTÓRICO:

Las primeras definiciones de los ácidos (**Boyle** 1627-1691) se basaron en ciertas propiedades empíricas: sabor agrio (vinagre = acetum), virar al rojo el papel de tornasol, desprender hidrógeno con ciertos metales, producir efervescencia de los carbonatos de metales alcalinotérreos.

Las bases, los álcalis (en árabe "ceniza" de las plantas) eran otro grupo de compuestos que neutralizaba los efectos de los ácidos. Tenían sabor amargo, eran deslizante al tacto, viraban a azul el papel de tornasol, disolvían al azufre, etc.

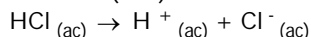
En 1787 **Lavoisier** propuso que todos los ácidos se componían de un principio acidificante, «oxígeno» y de una base acidificable, tal como fósforo o azufre. Pero en 1811, Humphry Davy demostró que los ácidos clorhídrico (HCl), sulfhídrico (H₂S), etc. no tenían oxígeno y que muchos compuestos binarios del oxígeno (óxido de calcio, óxido de potasio, etc.) carecían de propiedades ácidas.

En 1838 **Liebig** indicó que "todos los ácidos deben contener hidrógeno sustituible por metales".

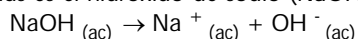
Aunque hay muchas diferentes definiciones de los ácidos y las bases, en esta sección introduciremos los fundamentos de la química de los ácidos y las bases.

ÁCIDOS Y BASES DE ARRHENIUS

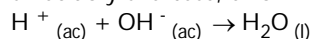
A finales de 1800, el científico sueco **Svante Arrhenius** propuso que el agua puede disolver muchos compuestos separándolos en sus iones individuales. Arrhenius sugirió que los ácidos son sustancias que en solución acuosa liberan iones hidrógeno (H⁺). Por ejemplo, el ácido clorhídrico (HCl) se disuelve en el agua de la siguiente manera:



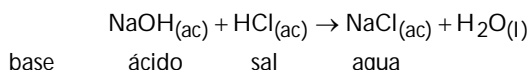
Arrhenius definió a las bases como sustancias que en solución acuosa liberan iones oxhidrilo (OH⁻). Por ejemplo, una base típica de acuerdo a la definición de Arrhenius es el hidróxido de sodio (NaOH):



La definición de Arrhenius permite explicar la observación de que los ácidos y las bases se neutralizan entre sí. Si se mezcla un ácido y una base, el ión H⁺ se combina con el ión OH⁻ para formar una molécula de agua según:

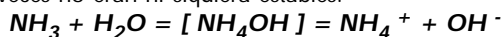


La reacción de neutralización de un ácido con una base produce agua y sal, tal como se indica:



ÁCIDOS Y BASES DE BRÖNSTED - LOWRY

Aunque Arrhenius ayudó a explicar los fundamentos de la química sobre ácidos y bases, lastimosamente sus teorías tenían límites. Por ejemplo, no estaba claro si el HCl_(g) era o no un ácido, o sólo lo era en disolución acuosa. Además determinadas sustancias, como el NH₃, donaban OH⁻ en disolución acuosa. Se recurría entonces a la reacción previa con el disolvente y formación de compuestos, que a veces no eran ni siquiera estables:

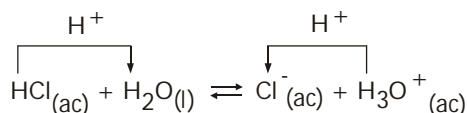


Una de las mayores limitaciones de la definición de Arrhenius es que éste circunscribía el concepto de ácido-base al comportamiento de las sustancias en disolución acuosa.

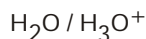
En 1923, el científico danés Johannes Brønsted y el inglés Thomas Lowry publicaron independientemente similares trabajos que redefinieron la teoría de Arrhenius.

De acuerdo a la teoría de Brønsted-Lowry, un **ácido** es toda sustancia (molécula o ión) que puede transferir un protón a otra sustancia. De manera similar una **base** es toda sustancia capaz de aceptar un protón.

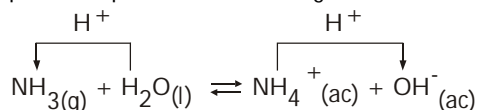
La definición de Brønsted-Lowry sobre los ácidos es muy similar a la de Arrhenius. Cualquier sustancia que pueda donar un ión hidrógeno (un protón), es un ácido.



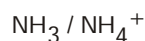
PARES CONJUGADOS



La definición de Brönsted-Lowry de las **bases** es bastante diferente de la definición de Arrhenius. La base de Brönsted es definida como cualquier sustancia que puede aceptar un ión de hidrógeno. Esencialmente, la base es el opuesto de un ácido.



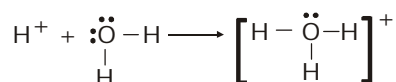
PARES CONJUGADOS



- * Si un ácido es fuerte, su base conjugada es débil y viceversa
- * Si una base es fuerte, su ácido conjugado es débil y viceversa

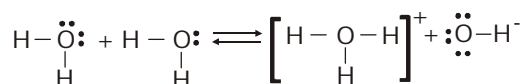
Nótese que el agua en el primer caso actúa como base (acepta un protón del HCl) y, en el segundo caso, actúa como un ácido (dona un protón al NH_3). Aquellas sustancias que como el agua pueden actuar como ácidos o como bases se les llama **anfóteros**.

El ión hidrógeno en agua se suele representar como $\text{H}^+(\text{ac})$, obviando la naturaleza real de la especie existente en disolución, o como $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$, representación que sin ser mas exacta que la anterior (el ión hidrógeno se encuentra en realidad unido a mas de una molécula de agua), presenta la ventaja de que resalta la participación de la molécula de agua en los procesos ácido – base. El H_3O^+ es llamado ión hidronio. En esta especie, el H^+ se une a una molécula de agua mediante un enlace covalente dativo.

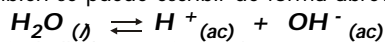


AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA

Experimentalmente, se ha demostrado que el agua es un electrolito muy débil. Sin embargo, es posible hablar de la ionización del agua, la cual se describe de la siguiente manera:



La primera molécula de la izquierda actúa como base (acepta un protón) y la segunda actúa como ácido (cede un protón). La ecuación de la ionización del agua también se puede escribir de forma abreviada:



Para esta reacción, la constante de equilibrio hallada experimentalmente a 25°C es :

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

Donde K_w se conoce como el *producto iónico del agua*. Dicha constante permite determinar el grado de acidez o basicidad de una solución diluida. En una solución neutra a 25°C:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7}$$

En la definición de Brönsted-Lowry, ambos; los ácidos y las bases están relacionados con la concentración del ión de hidrógeno presente en una solución. Los ácidos aumentan la concentración de iones de hidrógeno, mientras que las bases disminuyen en la concentración de iones de hidrógeno (al aceptarlos). Por consiguiente, la acidez o la alcalinidad puede ser medida por la concentración de iones de hidrógeno.

ESCALA DE pH

En 1909, el bioquímico danés Sören Sörensen introduce el término **pH** para evitar utilizar la $[\text{H}^+]$ o de $[\text{OH}^-]$ en términos de exponentes negativos y para facilitar la descripción de la acidez o la basicidad de una solución.

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

$[\text{H}^+]$: Concentración molar de iones H^+ en mol/L.

SOLUCIÓN	$[H^+]$	pH
Ácido	$[H^+] < 10^{-7} < [OH^-]$	$pH < 7$
Básica o alcalina	$[H^+] > 10^{-7} > [OH^-]$	$pH > 7$
Neutra	$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$	$pH = 7$

	$[H^+]$	pH	Ejemplo
Ácidos	$1 \cdot 10^0$	0	HCl
	$1 \cdot 10^{-1}$	1	Ácido estomacal
	$1 \cdot 10^{-2}$	2	Jugo de limón
	$1 \cdot 10^{-3}$	3	Vinagre
	$1 \cdot 10^{-4}$	4	Soda
	$1 \cdot 10^{-5}$	5	Agua de lluvia
	$1 \cdot 10^{-6}$	6	Leche
Neutral	$1 \cdot 10^{-7}$	7	Agua pura
Bases	$1 \cdot 10^{-8}$	8	Claras de huevo
	$1 \cdot 10^{-9}$	9	Levadura
	$1 \cdot 10^{-10}$	10	Tums antiácidos
	$1 \cdot 10^{-11}$	11	Amoniaco
	$1 \cdot 10^{-12}$	12	Caliza Mineral - $Ca(OH)_2$
	$1 \cdot 10^{-13}$	13	Drano
	$1 \cdot 10^{-14}$	14	NaOH

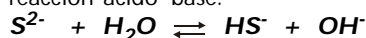
INDICADORES ÁCIDO - BASE

Aunque no son muy precisos, los indicadores ácido-base se suelen usar para medir el pH. Un indicador ácido-base es una sustancia colorida que puede existir en forma de ácido o en forma de base. Las dos formas tienen colores distintos. Así, el indicador adquiere un cierto color en medio ácido y cambia a otro color en medio básico: Si se conoce el pH en el cual el indicador cambia de una forma a otra, se puede determinar si la solución tiene un pH superior o inferior a este valor.

INTERVALO DE pH PARA EL CAMBIO DE COLOR									
	0	2	4	6	8	10	12	14	
Violeta de metilo	Amarillo				Violeta				
Azul de timol		Rojo			Amarillo			Azul	
Naranja de metilo			Rojo		Amarillo				
Rojo de metilo				Rojo		Amarillo			
Azul de bromotimol					Amarillo		Azul		
Fenolftaleína						Incoloro		Rosa	
Amarillo alizarina R							Amarillo		Rojo

PROBLEMAS PROPUESTOS

01. Con respecto a las proposiciones referidas a la siguiente reacción ácido-base.



- I. Tanto el HS^- como el OH^- son bases conjugadas.
 II. El S^{2-} se comporta como base.
 III. El HS^- es el ácido conjugado del S^{2-} .

Es correcto afirmar:

- a) Solo I b) Solo II c) I y III
 d) II y III e) I, II y III

02. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- * El CH_3COO^- es la base conjugada del CH_3COOH .
 * El NH_3 es la base conjugada del NH_4^+ .
 * El HCO_3^- es el ácido conjugado del CO_3^{2-} .

- a) VVV b) VVF c) VFF
 d) FFV e) FVF

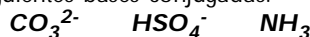
03. En una solución ácida:

- I. $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$
 II. $\text{pH} > \text{pOH}$
 III. $[\text{H}^+] > 10^{-7}$.

Es correcto afirmar:

- a) I y II b) I y III c) II y III
 d) Solo I e) I, II y III

04. Determine los ácidos de los cuales se originan las siguientes bases conjugadas:



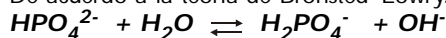
- a) H_2CO_3 ; SO_4^{2-} ; NH_3
 b) HCO_3^- ; SO_4^{2-} ; NH_4^+
 c) H_2CO_3 ; H_2SO_4 ; NH_4^+
 d) HCO_3^- ; H_2SO_4 ; NH_4^+
 e) HCO_3^- ; SO_4 ; NH_2^-

05. Señale el comportamiento del agua en cada uno de los siguientes procesos. Según la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry.

- I. $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$
 II. $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$
 III. $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

- a) Base; Ácido; Ácido
 b) Ácido; Ácido; Base
 c) Ácido; Base; Ácido
 d) Base; Base; Base
 e) Base; Ácido; Base

06. De acuerdo a la teoría de Brønsted-Lowry.



Señale un par ácido/ base conjugada:

- a) $\text{HPO}_4^{2-} / \text{H}_2\text{O}$ b) $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$
 c) $\text{HPO}_4^{2-} / \text{OH}^-$ d) $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2\text{PO}_4^-$
 e) $\text{PO}_4^- / \text{OH}^-$

07. Con respecto a la teoría de ácidos y bases de Brønsted-Lowry.

- I. Un ácido es aquella sustancia que puede transferir un protón a otra sustancia.
 II. El concepto de ácidos y bases, según esta teoría, sólo es aplicable a reacciones que ocurren en solución acuosa.
 III. Una sustancia puede actuar como un ácido solamente si una sustancia, simultáneamente; se comporta como una base.

Es correcto afirmar:

- a) I y II b) I y III c) II y III
 d) Solo II e) I, II y III

08. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- I. Según Arrhenius un ácido es aquella sustancia que libera iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua.
 II. El $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{ac})}$ es una base según la teoría de Arrhenius.
 III. Una base, según la teoría de Arrhenius, es aquella sustancia capaz de aceptar un protón de otra.

- a) VFV b) VVF c) FVF
 d) FFV e) VFF

09. El Gatorade, una bebida popular para calmar la sed; tiene una concentración de ión hidrógeno de $8 \cdot 10^{-4}$ mol/L. Determine su pH ($\log 2 = 0,3$)

- a) 4,8 b) 4,4 c) 3,4
 d) 4,9 e) 3,1

10. Señale (V) o (F) según corresponda:

- * La constante K_b se refiere al equilibrio en el cual una base débil reacciona con agua para formar el ácido conjugado y OH^- .
 * La metil amina (CH_3NH_2) es una base débil.
 * $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{OH}^-$
 $K_b = 3,3 \cdot 10^{-7}$

En esta reacción se puede concluir que el ión hipoclorito es un ácido débil

- a) VFF b) VFV c) VVV
 d) VFF e) FVF

11. Señale (V) o (F) según corresponda:

- * Los ácidos débiles se ionizan parcialmente en solución acuosa.
 * En un ácido poliprótico, siempre es más fácil retirar el primer protón que el segundo.
 * El ácido perclórico es un ácido fuerte.

- a) FVF b) FFV c) VFV
 d) VVF e) VVV

12. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
- * La reacción del ácido clorhídrico con el hidróxido de sodio produce una sal haloidea y agua.
 - * Los indicadores ácido-base cambian de color dependiendo si la solución es ácida o básica.
 - * Los indicadores ácido-base permiten determinar el valor exacto del pH de una solución.
- a) VVF b) VVV c) FVF
d) FFV e) FVV
13. Respecto a las proposiciones:
- Arrhenius define a un ácido como una sustancia capaz de donar protones a otra sustancia.
 - Según la teoría de Brønsted-Lowry una reacción ácido-base implica una transferencia de protones.
 - El NH_3 no es un ácido según la teoría de Arrhenius.
- Es correcto afirmar:
- a) Solo I b) Solo II c) Solo III
d) II y III e) I y II
14. Respecto a las siguientes afirmaciones:
- Los ácidos reaccionan con los carbonatos liberando dióxido de carbono.
 - La lejía casera presenta naturaleza ácida.
 - Un ácido, según la teoría de Arrhenius, es una sustancia que en solución acuosa incrementa la concentración de H^+ .
- Es correcto afirmar:
- a) I, II y III b) Solo II c) Solo III
d) II y III e) I y III
15. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
- * Las bases, como la lejía, al tacto son resbaladizas.
 - * Las disoluciones acuosas de HCl y de NaOH conducen la electricidad.
 - * El H_2SO_4 y el HCOOH son ácidos dipróticos.
- a) VVF b) VVV c) FVF
d) FFV e) FVV
16. Señale el par conjugado de cada una de las siguientes bases:
- HCO_3^-
 - HS^-
 - PH_3
- a) CO_3^{2-} , H_2S , PH_4^+
b) H_2CO_3 , H_2S , PH_4^+
c) H_2CO_3 , S^{2-} , PH_4^+
d) H_2CO_3 , H_2S , PH_2^-
e) CO_3^{2-} , S^{2-} , PH_2^-
17. Respecto al siguiente proceso:
- $$\text{HNO}_{3(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{NO}_3^-(ac) + \text{H}_3\text{O}^+(ac)$$
- El HNO_3 es un ácido fuerte, luego el ión nitrato es una base conjugada fuerte.
 - En este proceso, el HNO_3 y el H_3O^+ son ácidos.
 - El H_2O y el H_3O^+ forman un par conjugado.
- Es correcto afirmar:
- a) I y III b) Solo II c) I, II y III
d) II y III e) I y II
18. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
- * A cualquier temperatura, la suma del pH y el pOH de una disolución acuosa es 14.
 - * En una disolución ácida el pH es mayor que 7.
 - * En una disolución básica el pH es menor que el pO.H
- a) FVF b) FVV c) FFF
d) FFV e) VFV
19. Determinar el pH de una disolución formada al disolver 0.1 g de NaOH en suficiente agua para formar un litro de solución. $\log 2 = 0,3$
m.A. (Na = 23)
- a) 2.6 b) 11.4 c) 1.6
d) 12.4 e) 10.6
20. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
- * Los ácidos fuertes se ionizan completamente en solución acuosa.
 - * Cuanto mayor es el valor de la constante de acidez (K_a) más fuerte es el ácido.
 - * La fuerza de un ácido, según la teoría de Brønsted-Lowry, se mide en términos de la facilidad con que este dona protones.
- a) VVF b) VVV c) FVF
d) FFV e) FVV
21. ¿Cuántos mililitros de ácido perclórico (HClO_4) 0,1M se requieren para neutralizar 50 mL de NaOH 0,08M?
- a) 20 b) 30 c) 40
d) 50 e) 60
22. ¿Qué volumen de un ácido fuerte diprótico 0,7M neutralizan a 350mL de hidróxido de calcio: Ca(OH)_2 0,5M?
- a) 125 mL b) 250 mL c) 375 mL
d) 500 mL e) 625 mL
23. Se disuelve 1,96 g de ácido sulfúrico puro (H_2SO_4) en agua hasta completar volumen de 2000 mL. Determine el pH de la solución ácida.
m.A. (S = 32) ($\log 2 = 0,3$)
- a) 1,0 b) 2,0 c) 1,7
d) 3,0 e) 2,7

24. Se disuelve 0,8 g de hidróxido de sodio (NaOH) en agua hasta completar volumen de 5000cm³. Determine el pH de la solución resultante.
mA (Na = 23) (log2 = 0,3)
- a) 2,4 b) 11,6 c) 3,4
d) 10,6 e) 0,8
25. Determine la concentración molar del ácido sulfúrico (H₂SO₄) en una solución de dicho ácido cuyo pH es 2,7.
(log2 = 0,3)
- a) 1.10⁻³M b) 2.10⁻³M c) 3.10⁻³M
d) 4.10⁻³M e) 5.10⁻³M
26. Determine la concentración molar de una solución de HNO₃ cuyo pH es 2,3.
- a) 0,02M b) 0,05M c) 0,007M
d) 0,005M e) 0,002M
27. Determine la concentración molar de una solución de Ba(OH)₂ cuyo pH es 12,3.
- a) 0,02M b) 0,05M c) 0,01M
d) 0,005M e) 0,003M
28. Determine el pH de una solución formada al disolver 1,85 g de Ca(OH)₂ en suficiente agua hasta completar 2 litros de solución.
mA (Ca = 40) (log 2 = 0,3)
- a) 1,9 b) 12,1 c) 1,6
d) 12,4 e) 3,2
29. Se diluyen 200 mL de una solución cuyo pH es 0,8, con agua destilada hasta un volumen de 500 mL. Determine el pH de la solución diluida.
(log2 = 0,3)
- a) 0,97 b) 2 c) 0,32
d) 1,2 e) 2,2
30. Se diluyen 20 mL de HNO₃ 0,2M hasta un volumen de 400 mL. Determine el pH de la solución diluida.
- a) 3,3 b) 1 c) 2
d) 1,3 e) 4,64
31. Determine la masa de hidróxido de sodio puro necesaria para neutralizar 400 mL de ácido perclórico 2N.
mA (Cl = 35,5; Na = 23)
- a) 8 g b) 16 g c) 24 g
d) 32 g e) 40 g
32. Señale el ácido más débil:
- a) HCOOH Ka = 2,1.10⁻⁴
b) HCN Ka = 7,2.10⁻¹⁰
c) HNO₂ Ka = 4,5.10⁻⁴
- d) ClO Ka = 4.10⁻⁸
e) CH₃COOH Ka = 1,8.10⁻⁵
33. Señale el ácido más fuerte:
- a) HNO₂ Ka = 4,5.10⁻⁴
b) HCOOH Ka = 2,1.10⁻⁴
c) HClO Ka = 4.10⁻⁸
d) HCN Ka = 7,2.10⁻¹⁰
e) CH₃COOH Ka = 1,8.10⁻⁵
34. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
- * Un ácido débil es aquel que está ionizado parcialmente en solución acuosa.
 - * Según la fuerza ácida:
HF > HCl > HBr > HI
 - * Según la fuerza ácida:
HClO₄ > HBrO₄ > HIO₄
- a) VFF b) VVF c) VVF
d) FFV e) VVV
35. Señale cual de los siguientes ácidos es más fuerte:
- a) HClO Ka = 3.10⁻⁸
b) HF Ka = 6,8.10⁻⁴
c) HCN Ka = 4,9.10⁻¹⁰
d) C₆H₅COOH Ka = 6,5.10⁻⁵
e) CH₃COOH Ka = 1,8.10⁻³
36. Una solución de ácido monoprótico, posee una concentración 0,01M. Si el pH de la solución es 6, calcule la constante de la acidez (K_a) para dicho ácido.
- a) 10⁻⁵ b) 10⁻⁴ c) 10⁻¹⁰
d) 10⁻¹¹ e) 10⁻¹⁴
37. Determine el grado de ionización de un ácido débil monoprótico 0,02M a 25°C, si a esta temperatura la constante de acidez, (K_a) para dicho ácido es 3,2.10⁻¹¹.
- a) 1,6.10⁻¹¹ b) 6,4.10⁻¹³ c) 6,4.10⁻⁹
d) 4.10⁻⁵ e) 8.10⁻¹⁰
38. A 25°C un ácido débil monoprótico 0,04M está ionizado en 0,05%. Determine la constante de acidez (K_a) para dicho ácido a esta temperatura.
- a) 1.10⁻⁴ b) 1.10⁻⁸ c) 2,5. 10⁻⁸
d) 6,25.10⁻⁶ e) 2,5.10⁻⁹
39. Determine [H⁺] en una solución de ácido acético (CH₃COOH) 0,02M a 25°C, si a esta temperatura K_a, tiene un valor de 1,8.10⁻⁵.
- a) 6.10⁻⁴ M b) 9.10⁻⁴ M
c) 3.10⁻² M d) 3,33.10⁻⁵ M
e) 3,6.10⁻⁸ M

40. Determine el pH de una solución de ácido fórmico (HCOOH) 0,1M; cuya constante de acidez (K_a) es $1,8 \cdot 10^{-4}$.
($\log 2 = 0,3$; $\log 3 = 0,48$)
- a) 1,37 b) 1,87 c) 1,74
d) 3,74 e) 2,37
41. Determine el pH de una solución de amoníaco (NH_3) 0,05M, si su constante de disociación básica es $1,8 \cdot 10^{-5}$.
($\log 3 = 0,48$)
- a) 2,37 b) 1,72 c) 3,02
d) 3,44 e) 10,97
42. Determine el porcentaje de ionización de una solución de un ácido débil (HA) 0,05M cuya constante de acidez es $2 \cdot 10^{-7}$
- a) 10% b) 2% c) 7%
d) 1% e) 0,2%
43. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
- * Los ácidos débiles se ionizan completamente en solución acuosa.
 - * Cuanto mayor es el valor de la constante de acidez (K_a), más fuerte es el ácido.
 - * La magnitud de K_a , indica la tendencia del átomo de hidrógeno en un ácido a ionizarse.
- a) VFF b) FVV c) FVF
d) FFV e) VFV
44. Determine el pH de la solución de H_2SO_3 0,2M si:
- $$\text{H}_2\text{SO}_{3(ac)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(ac)} + \text{HSO}_3^-_{(ac)} \quad K_{a1} = 1,8 \cdot 10^{-2}$$
- $$\text{HSO}_3^-_{(ac)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(ac)} + \text{SO}_3^{2-}_{(ac)} \quad K_{a2} = 6,4 \cdot 10^{-8}$$
- ($\log 2 = 0,3$; $\log 3 = 0,48$)
- a) 1,22 b) 1,74 c) 1,28
d) 4,47 e) 3,38
45. Si para neutralizar 10 cm³ de una muestra de ácido sulfúrico se ha empleado 5 cm³ de una solución de hidróxido de sodio 0,1M, determine la cantidad de ácido sulfúrico que existe por cada litro de la solución ácida inicial
m.A.(S = 32)
- a) 2,45g b) 1,45 g c) 4,5 g
d) 0,45 g e) 1,225 g
46. Determine la masa de hidróxido de sodio puro que se debe añadir exactamente a 50 mL de una solución de ácido clorhídrico (HCl) 2.4M para neutralizarla completamente
m.A.(Na = 23, Cl = 35.5)
- a) 40 g b) 4 g c) 8 g
d) 2,4 g e) 4,8 g
47. ¿Cuántos equivalentes gramo de ácido nítrico neutralizan una solución básica formada por la mezcla de 500 mL de NaOH (10% en peso) y densidad 0,8 g/mL y 350 mL de KOH (30% en peso) y densidad 0,8 g/mL?
m.A.(Na = 23, K = 39)
- a) 1 b) 1,5 c) 2
d) 2,5 e) 3
48. ¿Qué volumen de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,1M neutraliza completamente 800 mL de hidróxido de sodio (NaOH) al 5% en peso y densidad 1.02g/mL?
m.A.(Na = 23, S = 32)
- a) 1.275 L b) 2.55 L c) 10.2 L
d) 3.825 L e) 5.1 L
49. Una mezcla equimolar de hidróxido de sodio e hidróxido de potasio puro pesa 19.2 g. Se disuelve en cierta cantidad de agua y la solución formada es neutralizada con 50 mL de una disolución ácida. Determine la normalidad de la solución ácida
m.A.(Na = 23, K = 39)
- a) 2 N b) 4 N c) 6 N
d) 8 N e) 10 N
50. Si 200 mL de una disolución ácida, neutraliza exactamente a un litro de una disolución de hidróxido de potasio 0.05M. Determine la normalidad de la solución ácida.
- a) 0,125 N b) 0,2 N c) 0,25 N
d) 0,3 N e) 0,5 N
51. Se mezclan 50 mL de H_2SO_4 0,6 M con 200 mL de KOH 0,2 M. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
- * La solución resultante es ácida.
 - * El pH de la solución resultante es mayor que 7.
 - * En la solución resultante $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$.
- a) VFV b) VFF c) VVF
d) VFF e) FFV
52. Se mezclan 400 mL de HCl 0,7M con 600 mL de NaOH 0,3M. Hallar el pH de la solución resultante.
- a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5
53. Determine el pH de la solución formada al mezclar 100mL de HCl 0,1M con 400 mL de HCl 0,2M.
($\log 2 = 0,3$; $\log 3 = 0,48$)
- a) 3,7 b) 3,4 c) 1,7
d) 0,74 e) 0,92

54. Se mezclan dos soluciones de NaOH 0,2M y 0,4M en la proporción volumétrica de 4:1 respectivamente. Determine el pH de la solución formada.
($\log 2 = 0,3$; $\log 3 = 0,48$)
- a) 0,92 b) 0,62 c) 1,2
d) 13,38 e) 12,8
55. Determine el pH de la solución formada por la mezcla de 100 mL de HCl 0,15M y 400 mL de HCl 0,30M
($\log 3 = 0,48$)
- a) 1,56 b) 0,56 c) 1,04
d) 1,10 e) 2,04
56. Se mezclan 100 mL de NaOH 0,1 y 1,1 L de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,2M. Determine el pH de la solución formada.
- a) 0,9 b) 13,58 c) 0,72
d) 0,42 e) 13,28
57. Señale cuantas gotas de HCl al 18,25% ($d = 1,2\text{g/mL}$) son necesarios adicionar a 1,2 litros de agua pura, para disminuir el pH del agua en 5 unidades.
mA ($\text{Cl} = 35,5$)
Considere: 1 mL \approx 10 gotas
- a) 10 gotas b) 20 gotas c) 30 gotas
d) 40 gotas e) 50 gotas
58. ¿Cuántos gramos de NaOH con 20% de humedad son necesarios para preparar 5 litros de una solución cuyo pH sea 13,3?
mA ($\text{Na} = 23$)
- a) 40 g b) 32 g c) 50 g
d) 200 g e) 180 g
59. Determine la masa de ácido nítrico puro (HNO_3) que deben disolverse en agua destilada hasta un volumen de 4 litros para obtener una solución cuyo pH sea 1,52.
($\log 3 = 0,48$)
- a) 7,32 g b) 4,52 g c) 0,756 g
d) 7,56 g e) 3,78 g
60. Determine el pH de la solución preparada adicionando 1,2g de hidruro de sodio (NaH) en agua suficiente hasta completar 5L de solución.
- $$\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$$
- mA ($\text{Na} = 23$) ($\log 2 = 0,3$)
- a) 2 b) 0,62 c) 12
d) 13,38 e) 3,52

Claves

01.	<i>d</i>
02.	<i>a</i>
03.	<i>b</i>
04.	<i>d</i>
05.	<i>e</i>
06.	<i>b</i>
07.	<i>b</i>
08.	<i>b</i>
09.	<i>e</i>
10.	<i>d</i>
11.	<i>e</i>
12.	<i>a</i>
13.	<i>d</i>
14.	<i>e</i>
15.	<i>a</i>
16.	<i>b</i>
17.	<i>d</i>
18.	<i>c</i>
19.	<i>b</i>
20.	<i>b</i>
21.	<i>c</i>
22.	<i>a</i>
23.	<i>b</i>
24.	<i>b</i>
25.	<i>b</i>
26.	<i>d</i>
27.	<i>c</i>
28.	<i>d</i>
29.	<i>d</i>
30.	<i>c</i>

31.	<i>d</i>
32.	<i>b</i>
33.	<i>a</i>
34.	<i>c</i>
35.	<i>e</i>
36.	<i>c</i>
37.	<i>d</i>
38.	<i>b</i>
39.	<i>a</i>
40.	<i>e</i>
41.	<i>e</i>
42.	<i>e</i>
43.	<i>b</i>
44.	<i>c</i>
45.	<i>a</i>
46.	<i>e</i>
47.	<i>d</i>
48.	<i>e</i>
49.	<i>d</i>
50.	<i>c</i>
51.	<i>b</i>
52.	<i>b</i>
53.	<i>a</i>
54.	<i>d</i>
55.	<i>b</i>
56.	<i>b</i>
57.	<i>b</i>
58.	<i>c</i>
59.	<i>d</i>
60.	<i>c</i>