

INGRESO MEDICINA 2022

MATERIAL BIBLIOGRÁFICO DEL CURSO DISCIPLINAR DE QUÍMICA

“ÁCIDOS Y BASES. pH. SOLUCIONES REGULADORAS. TERMODINÁMICA”

Autores:

- Esp. Bioq. Viviana N. Cova
- Dr. Leandro E. Peretti

Introducción

En los organismos vivos se están produciendo continuamente ácidos y bases, fuertes y débiles, que son productos finales de reacciones metabólicas. Estas sustancias que se encuentran disueltas en los fluidos intra y extracelulares modifican el pH del medio. El pH es un parámetro que se utiliza para medir el grado de acidez o alcalinidad de una sustancia. A través de éste se logra determinar la concentración de hidrogeniones (ión positivo o catión de Hidrógeno) en una disolución y obtener datos referidos a la estructura y actividad de los diferentes compuestos químicos.

Un aspecto fundamental en la fisiología de todos los organismos es la homeostasis o capacidad para mantener una situación de equilibrio dinámico compatible con la vida. En este fenómeno tiene gran importancia las soluciones amortiguadoras, o buffer o reguladoras que equilibran la presencia de sustancias ácidas y básicas para mantener el pH dentro de los límites fisiológicos.

La Termodinámica (del griego “calor” y “potencia”) estudia el calor y el movimiento que esa energía provoca. En los seres vivos se desarrollan procesos complejos que involucran conceptos termodinámicos, como el intercambio de materia y energía en las distintas etapas de la vida, mantenimiento de diferentes equilibrios electrolíticos y pH sanguíneo, balances energéticos en la nutrición, entre otros.

Es por todo lo antes expuesto, la importancia, como futuros profesionales de la salud, en comprender los conceptos de ácidos, bases, pH, soluciones reguladoras, termodinámica.

En las siguientes páginas se desarrollarán una breve explicación teórica de dichos temas con ejemplos, cálculos y ejercitación.

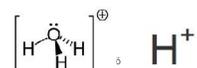
ÍNDICE

CONTENIDOS DISCIPLINARES A DESARROLLAR:	Pág.
1. Ácidos: Conceptualización. Clasificaciones: Según la naturaleza y el grado de disociación de catión hidrógeno. Propiedades.	3
2. Bases: Conceptualización. Clasificaciones: Según la naturaleza y el grado de disociación del anión hidróxido. Propiedades.	6
3. pH y pOH: Conceptualización. Cálculo del pH del agua. Clasificación de soluciones según el pH del medio. Ejemplos de cálculos de pH y pOH con ácidos y bases, fuertes y débiles. Escala de pH.	7
4. Reacciones de neutralización.	12
5. Soluciones buffer, reguladoras, o amortiguadoras: Conceptualización. Cálculos de pH	13
6. Termodinámica aplicada a los seres vivos: Conceptualización. Entalpía. Reacciones químicas. Balance de energía en los seres vivos. Gasto energético. Interpretación termodinámica en las diferentes etapas de la vida. Ejemplos de resolución de casos problemas.	15
7. Guía de situaciones problemas de Ácidos y Bases. pH. Soluciones reguladoras. Termodinámica.	20

1. ÁCIDOS: Conceptualización. Clasificaciones: Según la naturaleza y el grado de disociación de catión hidrógeno. Propiedades.

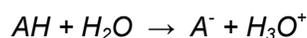
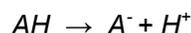
1.1. Conceptualización de ácido

Se llama *ácido* a toda sustancia que tiene la capacidad de ceder catión hidrógeno (H^+) o ión hidronio u oxonio (H_3O^+).



En H_3O^+ el H^+ se encuentra unido a la molécula de agua (H_2O). De esta manera, como catión, se encuentra en soluciones acuosas. La molécula de agua es polar con la densidad negativa sobre el Oxígeno y se une al Hidrógeno que tiene densidad positiva.

La reacción de disociación de un ácido se puede escribir:



Un ácido (AH) al ceder catión hidrógeno (H^+), genera un ión con carga negativa (A^-) llamada base conjugada.

1.2. Clasificación de los ácidos

1.2.1. Según la naturaleza (inorgánicos y orgánicos)

- **Ácidos inorgánicos:** compuestos inorgánicos con propiedades ácidas.
 - Ejemplo: Ácido clorhídrico (presente en el jugo gástrico).
- **Ácidos orgánicos:** compuestos orgánicos con propiedades ácidas.
 - Ejemplos: Ácido acético (presente en el vinagre), ácido acetilsalicílico (presente en la aspirina), ADN (presente en el material genético).

1.2.2. Según el grado de disociación de H^+ (fuertes y débiles)

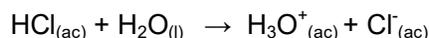
- **Ácido fuerte** es un ácido que cede completamente sus H^+ , es decir que se disocia en un 100%. La *base conjugada* del ácido fuerte $[A^-]$ no afecta el pH. Para el cálculo del pH se deduce que la concentración inicial del ácido (AH) es igual a la concentración del catión de hidrógeno (H^+):

$$[AH] = [H^+]$$

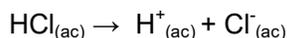
$$pH = -\log [H^+]$$

Son ácidos inorgánicos fuertes: HCl , HBr , HI , HNO_3 , $HClO_4$ y primera disociación del H_2SO_4 . Estos son ácidos más agresivos. Son los productos de mayor acidez.

Ejemplo de ácido fuerte: Ácido clorhídrico (HCl). Es un ácido inorgánico fuerte por lo tanto se ioniza por completo. El ión Cl^- es la base conjugada del $\text{HCl}_{(\text{ac})}$. El ión Cl^- no tiene tendencia a aceptar un ión H^+ del H_2O .



También se puede escribir de la siguiente manera:

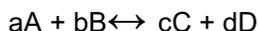


Vale recordar que en una reacción se llama reactivos a los compuestos o sustancias que están a la izquierda de la flecha, y productos a los que están a la derecha de la misma.

Los ácidos fuertes están totalmente disociados, por ello la flecha va hacia el lado de los productos solamente, a la derecha. La reacción es irreversible. Una vez en agua sólo existe el anión Cl^- y el catión H^+ .

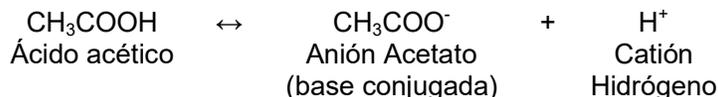
- **Ácido débil** es un ácido que cede parcialmente sus H^+ , es decir que se no se disocia en un 100%. Todos los ácidos orgánicos y algunos ácidos inorgánicos son débiles.

Como vimos anteriormente, el pasaje de reactivos a productos se simboliza con una flecha cuyo sentido en principio es de izquierda a derecha indicando que los reactivos se convierten en productos, llamaremos a esta *reacción directa*. Pero hay situaciones donde también ocurre la *reacción inversa*, es decir que los productos se vuelven a transformar en reactivos. Estas reacciones se denominan *reversibles* y se simbolizan con doble flecha:



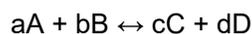
Las letras minúsculas indican los coeficientes estequiométricos para balancear la reacción.

En la disociación de un ácido débil, por ejemplo: el ácido acético (presente en el vinagre), coexisten el ácido, el anión acetato (CH_3COO^-) y el catión hidrógeno (H^+). Es por esto que la flecha va y viene en ambos sentidos, indicando que es una reacción reversible. Esto quiere decir que si bien se disocia no lo hace es su totalidad, pudiendo determinarse un porcentaje de disociación, que será menor a 100%.



En estas situaciones, la reacción directa e inversa ocurre de manera simultánea hasta alcanzar un estado de equilibrio, donde la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa.

En el equilibrio, es posible plantear una relación entre las concentraciones de todos los compuestos de la reacción, mediante la Constante de Equilibrio, K_{eq} :



$$K_{eq} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Donde [A], [B], [C] y [D] son las concentraciones Molares (mol/L) en el equilibrio de cada compuesto, elevados a sus respectivos coeficientes estequiométricos.

La expresión de la K_{eq} es un cociente donde en el numerador encontramos el producto de las concentraciones de los productos (C y D); y en el denominador encontramos el producto de las concentraciones de los reactivos (A y B). Los sólidos y líquidos puros, incluyendo disolventes, no se consideran para la expresión de la K_{eq} . Podemos encontrar esta constante escrita de diferentes maneras, aunque todas se refieren a la misma expresión: simplemente K, o K_{eq} , K_c (concentración), K_a (acidez), K_b (basicidad).

Es importante tener en cuenta que las concentraciones usadas para calcular la K_{eq} son aquellas medidas en el equilibrio y no se deben confundir con las concentraciones iniciales de reactivos y productos.

1.3. Propiedades de los ácidos

Algunas propiedades para reconocer los ácidos son:

- ✓ Tienen sabor agrio, como en el caso del ácido cítrico (naranja, limón, etc.).
- ✓ Son corrosivos.
- ✓ Producen quemaduras de la piel. Cuánto más fuertes, más agresivos. Cuánto más concentrados, más irritantes, y por supuesto su pH más cercano a cero 0.
- ✓ Son buenos conductores de electricidad en disoluciones acuosas.
- ✓ Reaccionan con bases para formar una sal y agua (reacción de neutralización).
- ✓ Todos los ácidos inorgánicos son solubles en agua.
- ✓ Los ácidos orgánicos más solubles en agua son los que tienen menor cantidad de Carbonos.

2. BASES: Conceptualización. Clasificaciones: Según la naturaleza y el grado de disociación de anión hidróxido. Propiedades.

2.1. Conceptualización de base

Se llama *base* a toda sustancia con la capacidad de captar cationes hidrógeno (H^+) o ceder anión hidróxido (OH^-). La reacción de disociación de una base se puede escribir:

- Cuando cede OH^- : $BOH \rightarrow B^+ + OH^-$
- Cuando capta H^+ : $B + H^+ \rightarrow BH^+$
- Cuando capta H^+ también se puede escribir: $B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-$

Cuando una base capta un catión hidrógeno, genera un ión con carga positiva llamada ácido conjugado (BH^+).

2.2. Clasificación de las bases

2.2.1. Según la naturaleza (inorgánicos y orgánicos)

- **Bases inorgánicas**
 - Ejemplo: Hidróxido de Potasio $K(OH)$.
- **Bases orgánicas**
 - Ejemplo: Propilamina $H_3C-H_2C-H_2C-NH_3$

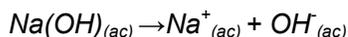
2.2.2. Según el grado de disociación de OH^- (fuertes y débiles)

- **Base fuerte** es una base que cede completamente sus aniones hidróxidos, es decir se disocia el 100%. Aporta el máximo número de iones OH^- .

Se comportan como base fuertes la mayoría de los hidróxidos provenientes de metales alcalinos y alcalinos térreos.

Ejemplo de base fuerte:

El hidróxido de sodio es una base fuerte por lo tanto se ioniza por completo. El ión Na^+ es el ácido conjugado del $Na(OH)_{(ac)}$. El ión Na^+ no afecta el pH de la disolución.



Tiene una sola flecha hacia los productos.

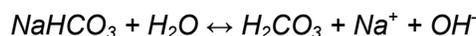
- **Base Débil:** es una base que cede incompletamente sus aniones hidróxidos (OH^-), es decir se disocia parcialmente.

Ejemplos de bases débiles:

- El amoníaco es una base débil.



Otro compuesto con comportamiento básico es el bicarbonato de sodio



Aquí aparece el carácter básico que tiene el bicarbonato, puesto que por definición base es toda sustancia que libera aniones hidróxidos en medios acuosos.

2.3. Propiedades de las bases

Algunas propiedades para reconocer las bases son:

- ✓ Poseen un sabor amargo característico.
- ✓ En disoluciones conducen la corriente eléctrica.
- ✓ Tienen pH mayor a 8 y cuanto más concentradas más cercanas a 14
- ✓ La mayoría son irritantes para la piel (cáusticos).
- ✓ Tienen un tacto jabonoso.
- ✓ Son solubles en agua (sobre todo los álcalis o hidróxidos).

3. pH y pOH: Conceptualización. Cálculo del pH del agua. Clasificación de soluciones según el pH del medio. Cálculos con ácidos y bases. Escala de pH.

3.1. Conceptualización

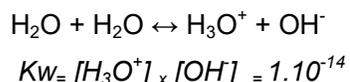
La medida del pH es utilizada universalmente por lo práctico que resulta evitar el manejo de cifras largas y complejas para determinar las concentraciones de ácidos y bases.

El pH es un valor adimensional utilizado por la química para evaluar la acidez o alcalinidad de una sustancia. Indica la concentración de cationes de hidrógeno presentes en determinadas disoluciones.

El químico danés Peter Lauritz Sørensen (1868–1939) conceptualizó en 1909 el término pH (del francés *pouvoir Hydrogene*: poder del Hidrógeno) como el opuesto del logaritmo base 10 o el logaritmo negativo de la actividad de los iones de hidrógeno presentes en determinadas disoluciones. De esta manera propuso utilizar una escala que tuviera en cuenta el número del exponente de la concentración de H^+ o H_3O^+ . Para hallar el valor del pH de los ácidos tomó la concentración de H^+ le aplicó la función logaritmo decimal y a dicho valor le cambió el signo: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$
Paralelamente definió el concepto de pOH como el logaritmo decimal de la concentración de hidroxilos cambiado de signo: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

3.2. Cálculo del pH del agua

Puesto que el agua pura (H_2O) tiene ligera tendencia a ionizarse en: OH^- y H_3O^+ , se tiene:



Donde:

- Para expresar la constante no se tiene en cuenta el H_2O de los reactivos porque es un líquido puro.
- K_w es una constante conocida como producto iónico del agua que vale 1.10^{-14}
- $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es la concentración de iones hidronios
- $[\text{OH}^-]$ es la concentración de iones hidróxidos

Por lo tanto:

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

$$-\log 1.10^{-14} = -\log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-]$$

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

3.3. Clasificación de soluciones según el pH del medio.

Las soluciones varían su pH según la concentración de ácido. Como es de esperar, cuanto mayor es la concentración del ácido, menor será el pH, y por ende más agresivo.

A mayor concentración de ácido, menor pH

Debe tenerse en cuenta que los valores de pH varían muy poco para grandes cambios de concentración, debido a que se relacionan según una función logarítmica, por lo que una solución de pH 2 ($[\text{H}^+] = 10^{-2}\text{M}$) es 10 veces más ácida que una de pH 3 ($[\text{H}^+] = 10^{-3}\text{M}$)

Para clasificar las disoluciones atendiendo a esta relación se emplean los términos:

- Neutras:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.10^{-7}\text{M}$$

$$\text{pH} = \text{pOH} = 7$$

- Ácidas:

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} < 7; \text{pOH} > 7$$

- Básicas:

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} > 7; \text{pOH} < 7$$

Tanto el pH como el pOH son números adimensionales, es decir sin unidades, y están relacionados entre sí a través de: $pH + pOH = 14$

3.4. Ejemplos de cálculos de pH y pOH con ácidos y bases fuertes:

Consigna: Indique cuales de las siguientes soluciones acuosas son ácidas, básicas o neutras justificándolo con el pH alcanzado:

- solución de Na(OH) de concentración 0,7M*
- solución de HCl de concentración $1,5 \cdot 10^{-3}M$*

Resolución:

- Datos: *álcalis fuerte de concentración 0,7M*

Cálculos:

Al ser una base que libera OH^- al medio, trabajaremos con el pOH.

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

$$pOH = -\log[0,7M] = 0,15$$

Sabiendo que:

$$pH + pOH = 14$$

Se deduce:

$$pH = 14 - pOH$$

$$pH = 14 - 0,15$$

$$pH = 13,85$$

Respuesta: *Solución básica o alcalina*

- Datos: *ácido fuerte de concentración $1,5 \cdot 10^{-3}M$*

Cálculos:

Al ser un ácido fuerte que libera H^+ al medio, trabajaremos con el pH.

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log[1,5 \cdot 10^{-3}M]$$

$$pH = 2,82$$

Respuesta: *Solución ácida*

3.5. Ejemplo de cálculo de pH con ácido débil

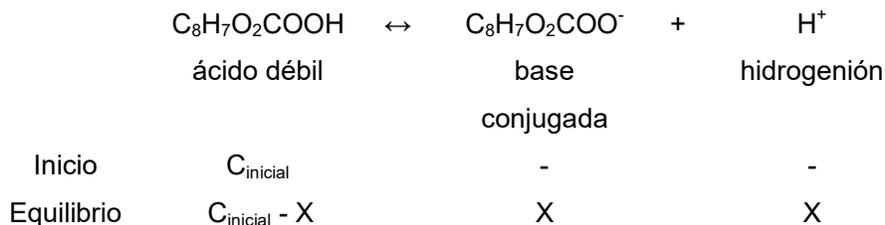
Consigna: *El componente fundamental de la aspirina es el ácido acetilsalicílico ($C_8H_7O_2COOH$), un ácido débil con $K_a = 3,2 \cdot 10^{-4} M$.*

- Plantee la reacción de disociación del ácido con las concentraciones de los compuestos al inicio y en el equilibrio químico.*
- Plantee la expresión de la constante de equilibrio (K_a)*

- c. Calcule el pH de una solución de ácido acetilsalicílico de Concentración inicial 0,02 M
- d. Determine la concentración inicial de la solución de aspirina, si el pH es de 2,4.

Resolución:

a. Respuesta:



b.
$$K_a = \frac{[Productos]}{[Reactivos]} = \frac{[C_8H_7O_2COO^-] \cdot [H^+]}{[C_8H_7O_2COOH] - X} = \frac{X \cdot X}{C_i - X}$$

Respuesta: $K_a = \frac{X^2}{C_i}$ (simplificando x en el denominador)

- c. Si $C_i = 0,02$ M y $K_a = 3,2 \cdot 10^{-4}$, entonces reemplazando en la fórmula anterior y despejando x: $K_a \cdot C_i = x^2$

$$x = \sqrt{K_a C_i} = \sqrt{3,2 \times 10^{-4} \cdot 0,02} = 0,0025 \text{ M}$$

Obtenemos así el valor de la concentración (M) de cationes de hidrógeno (H^+) liberados por el ácido, para obtener el valor de pH debemos realizar:

$$\begin{aligned} pH &= -\log [H^+] \\ pH &= -\log 0,0025 \text{ M} \\ pH &= 2,6 \end{aligned}$$

Respuesta: El valor del pH es 2,6.

- d. Si el pH es 2,4, entonces debemos calcular primero la concentración de hidrogeniones.

$$\begin{aligned} pH &= -\log [H^+] \\ [H^+] &= 10^{-pH} = 10^{-2,4} = 0,0040 \text{ M} \end{aligned}$$

De la fórmula del apartado b, despejamos C_i

$$C_i = \frac{X^2}{K_a} = \frac{0,004^2}{3,2 \cdot 10^{-4}} = 0,05 \text{ M}$$

Respuesta: La concentración inicial del ácido es 0,05 M

3.6. Ejemplo de cálculo de pH con base débil

Consigna: El amoníaco es esencial para muchos procesos biológicos y sirve como un precursor para la síntesis de aminoácidos y nucleótidos.

- Calcule la concentración molar de los iones de OH^- en una disolución de Amoníaco (NH_3 , base débil, $K_b = 1,78 \times 10^{-5}$) 0,055 M.
- Calcule el pH de la disolución.

Resolución:

- En primer lugar planteamos la reacción del Amoníaco en Agua, que al ser una base tomará un hidrogenión del H_2O ; y luego la ecuación de la constante de basicidad K_b .

	NH_3	+	H_2O	\leftrightarrow	NH_4^+	+	OH^-
	Base		Agua		ácido		anión
	débil				conjugado		Hidróxido
Inicio	C_{inicial}				-		-
Equilibrio	$C_{\text{inicial}} - X$				X		X

$$K_b = \frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactivos}]} = \frac{[\text{NH}_4^+]. [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3] - X} = \frac{X \cdot X}{C_i - X}$$

$$K_b = \frac{X^2}{C_i} \text{ (simplificando } x \text{ en el denominador)}$$

Si $C_i = 0,055 \text{ M}$ y $K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$, entonces reemplazando en la fórmula anterior y despejando x : $K_b \cdot C_i = x^2$

$$x = \sqrt{K_b C_i} = \sqrt{1,78 \times 10^{-5} \cdot 0,055} = 9,89 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Respuesta: La concentración de aniones hidróxidos en una disolución de amoníaco 0,055M es de $9,89 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

- En el inciso a. obtuvimos el valor de la concentración (M) de Hidroxilos (OH^-), lo cual nos permite obtener primero el pOH, y luego el pH:

$$pOH = -\log 9,89 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$pOH = 3$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 3 = 11$$

Respuesta: el valor del pH de la disolución de amoníaco es 11.

3.7. Escala de pH

El pH posee una escala propia. Ésta es una tabla cuyo rango varía del número 0 al 14, siendo de esta manera el 7 el número del medio, que llamaremos neutro. Si el pH tiene un valor entre 0 y 6, la solución es considerada ácida; por el contrario, si el pH se encuentra entre 8 a 14, la solución se considera alcalina. Para las sustancias más ácidas, el pH tendrá un valor cercano al 0; en cambio para las sustancias más alcalinas el valor de pH se encontrará próximo a 14.

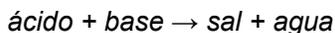


Ejemplos de sustancias que se encuentran en la vida diaria con el fin de relacionar el gusto, el olor, la agresividad y su grado de acidez o pH.

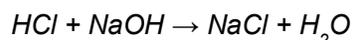
Fuente: <https://naukas.com/tx/uploads/2012/05/Escala-del-pH.png>

4. REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN

Una reacción de neutralización es una reacción entre un ácido y una base. Generalmente, en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una sal. Así pues, se puede decir que la neutralización es la combinación de iones hidrógeno y de iones hidróxido para formar moléculas de agua. Durante este proceso se forma una sal. Las reacciones de neutralización son generalmente exotérmicas, lo que significa que producen calor.



Ejemplo de una reacción de neutralización entre un ácido fuerte con una base fuerte:



5. SOLUCIONES BUFFER, REGULADORAS, O AMORTIGUADORAS

Las disoluciones amortiguadoras son de significativa importancia en los sistemas químicos y biológicos. El pH en el cuerpo humano varía mucho de un fluido a otro. Por ejemplo, el pH de la sangre tiene un valor aproximado a 7,4, en tanto que el del jugo gástrico humano a 1,5. Estos valores del pH, que son muy vitales para el funcionamiento adecuado de las enzimas y del balance de la presión osmótica, se mantienen en gran parte por acción de sistemas amortiguadores.

Una solución buffer tiene la propiedad de mantener estable el pH frente al agregado de pequeñas cantidades de ácidos y bases.

Se pueden presentar dos tipos de soluciones buffer mezclando dos compuestos en cada caso (ácido débil con su sal, o base débil con su sal), por lo que tendremos dos reacciones para cada buffer. Ejemplo de un buffer formado con un ácido débil y su sal:

i) Acido débil:

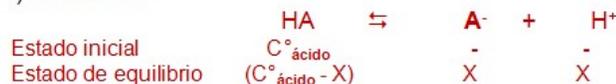


ii) Sal que contenga la base conjugada del ácido débil (A^-):

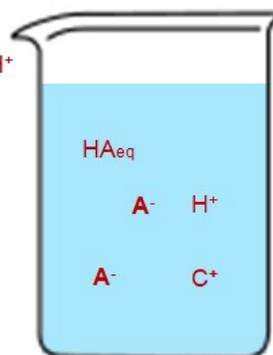
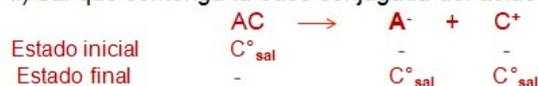


A- se denomina *ión común*, porque se encuentra como producto en ambas reacciones.

i) Ácido débil



ii) Sal que contenga la base conjugada del ácido débil



En el equilibrio:

$$K_a = \frac{[A^-].[H^+]}{[HA]} = \frac{[C^\circ_{\text{sal}} + X].[H^+]}{[C^\circ_{\text{ácido}} - X]} = \frac{[C^\circ_{\text{sal}}].[H^+]}{[C^\circ_{\text{ácido}}]}$$

$$[H^+] = \frac{K_a.[C^\circ_{\text{ácido}}]}{[C^\circ_{\text{sal}}]}$$

Se debe tener en cuenta que el ácido débil (HA) se disociará parcialmente, es por esto que en la fórmula se simplifica X, ya que su valor es muy pequeño frente a $C^\circ_{\text{ácido}}$. Y por el contrario, la sal (AC) en medio acuoso se disolverá totalmente, es decir se disocia 100%. Por lo tanto, la concentración de ión común proveniente de la sal (A^-) será igual a la concentración inicial de sal (C°_{sal}).

5.1. Ejemplo resolución de un caso problema de solución buffer

En la sangre humana el pH debe mantenerse entre 7,37 y 7,43. Valores superiores de pH suponen un trastorno en la salud denominado alcalosis (por encima de 7,80 se produce la muerte), mientras que valores inferiores suponen un trastorno denominado acidosis (por debajo de 7,00 se produce la muerte). El balance de pH en la sangre se debe principalmente a un sistema amortiguador de ácido carbónico/bicarbonato (sal), según las siguientes reacciones:



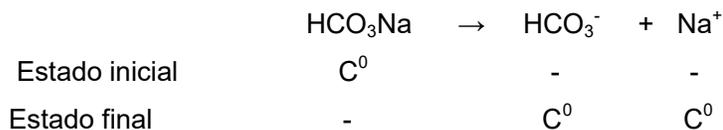
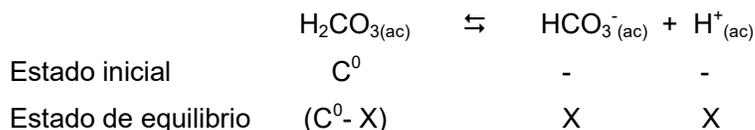
Determinar el pH de una muestra de sangre arterial si la concentración de bicarbonato es de 18 mmol/L y la de ácido carbónico de 1,6 mmol/L.

Resolución:

Datos:

- Concentración de bicarbonato ($HCO_3^-(ac)$) = 18 mmol/L
- Concentración de ácido carbónico ($H_2CO_3(ac)$) = 1,6 mmol/L.
- $K_a = 4,45 \cdot 10^{-7}$

Cálculos:



La constante de equilibrio de la reacción es una constante de acidez, porque corresponde a la disociación del ácido carbónico, que es un ácido débil:

$$K_a = \frac{[HCO_3^-] \times [H^+]}{[H_2CO_3]}$$

Se puede considerar que $[HCO_3^-]$ es la que proviene de la sal (18 mmol/L), que se disocia completamente; y $[H_2CO_3]$ es la concentración inicial del ácido (1,6 mmol/L), dado que es un ácido muy débil para se disocia muy poco. Despejando $[H^+]$:

$$[H^+] = K_a \times [H_2CO_3] / [HCO_3^-]$$

$$[H^+] = (4,45 \cdot 10^{-7} \times 1,6 \text{ M}) / 18 \text{ M}$$

$$[H^+] = 3,95 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 7,40$$

Respuesta: el pH de la muestra de sangre arterial es de 7,40.

6. TERMODINÁMICA DE LOS SERES VIVOS

6.1. Conceptualización de energía y termodinámica

El término “energía” puede tener distintas acepciones según el ámbito desde el cual que se la esté estudiando. En Física la energía se define como la capacidad que tiene un sistema para realizar trabajo o la capacidad de producir un cambio en el estado o movimiento de la materia. Podríamos sintetizar diciendo que la Energía es la capacidad de transformar, y que estas transformaciones se dan vía interacciones entre el sistema y su entorno (medio ambiente). La energía puede ser de tipo Mecánica cuando el sistema realiza trabajo sobre el medio ambiente, o el medio ambiente realiza trabajo sobre el sistema; y Térmica: cuando hay intercambio de calor entre las partes del mismo sistema o entre el sistema con el medio exterior (existe diferencia de temperatura). Dado que la Energía no se crea ni se destruye, sino que se transforma; es importante estudiar cómo se transfiere de un sistema a otro.

La Termodinámica es la rama de la física que estudia los intercambios energéticos que acompañan a los procesos físicos o químicos de los sistemas materiales, y predice si esos cambios son posibles.

En los organismos autótrofos (plantas y bacterias fotosintéticas), la energía luminosa del sol es transformada en energía química al sintetizar moléculas como glúcidos, lípidos y proteínas.

En los organismos heterótrofos (animales y seres humanos), la energía química proveniente de los alimentos se transforma en calor o energía mecánica de acuerdo a los requerimientos de los organismos.

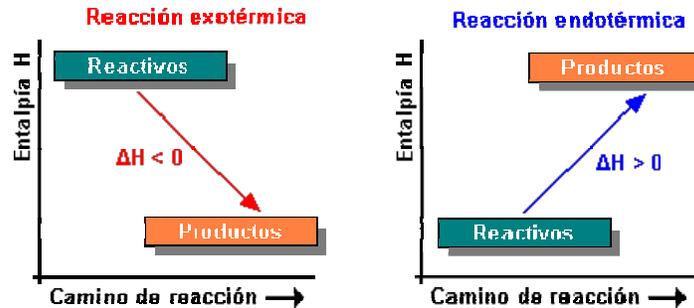
6.2. Entalpía

En los seres vivos, la medida termodinámica que se relaciona con la cantidad de energía en las sustancias se denomina Entalpía (H). En una reacción química, la variación de entalpía entre el estado final y el inicial ($H_f - H_i = \Delta H$) refiere a la cantidad de energía (en forma de calor) intercambiada en esa reacción, pudiendo ser el saldo de ese intercambio de carácter negativo o positivo. En el caso que el ΔH sea negativo, es decir que el H_i es mayor al H_f ($H_i > H_f$), las reacciones son de tipo *exotérmicas* e implican una liberación de calor al medio. En cambio, en el caso que el ΔH sea positivo, es decir que el H_i es menor al H_f ($H_i < H_f$), las reacciones son de tipo *endotérmicas* e implican absorción de calor desde el medio.

6.3. Reacciones químicas

Reacciones Exotérmicas: Liberan calor al medio. El ΔH es negativo ($\Delta H < 0$)

Reacciones Endotérmicas: Absorben calor. El ΔH es positivo ($\Delta H > 0$)

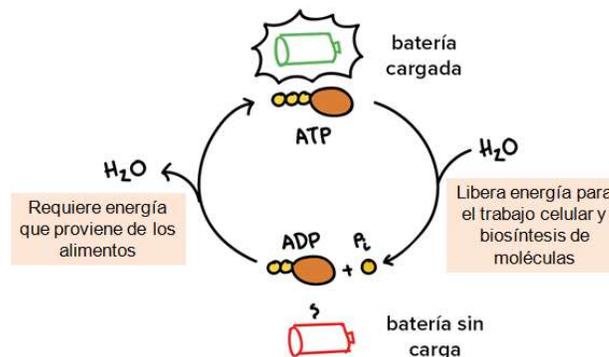


Fuente: <http://www.100ciaquimica.net/temas/tema5/punto4.htm>

6.4. Balance de energía en los seres vivos

La energía ingresa al organismo en forma de energía química proveniente de los alimentos y sufre una transformación que se realiza oxidando esencialmente glucosa (combustión lenta), en un proceso que se conoce como respiración celular (aquí se rompe la molécula de glucosa y se produce ATP). Al ser una reacción de combustión, la molécula de glucosa reacciona con oxígeno, para dar dióxido de carbono y agua. La reacción es exotérmica y libera moléculas de ATP capaces de almacenar y transportar la energía.

El ATP es un nucleótido con 3 grupos fosfatos, mientras que el ADP cuenta con 2 grupos fosfatos. El sistema ADP-ATP funciona como un transportador y almacenador de energía en el cual el ATP es la forma cargada de energía, por eso se lo denomina la moneda energética de las células, y el ADP la forma descargada.



(Fuente: Modificado de <https://es.khanacademy.org/science/ap-biology/cellular-energetics/cellular-energy/a/atp-and-reaction-coupling>)

6.5. Gasto Energético

La cantidad de energía que un organismo necesita por día para realizar todas las reacciones metabólicas necesarias se denominan Gasto Energético Total (GET).

La cantidad mínima de energía necesaria para mantener todos los procesos vitales (funcionamiento de órganos, mantenimiento de temperatura corporal), en estado de reposo, se denomina Gasto Metabólico Basal (GMB).

La diferencia entre el GET y el GMB se denomina simplemente Gasto Energético, y corresponde a la energía puesta en juego en las actividades no basales, incluyendo actividad física y mental.

El Balance Energético en un individuo se debe a la diferencia entre la ingesta de alimentos (que se transforma en energía química para ser empleada o acumulada) y el GET.

Analicemos dos situaciones particulares:

- Si la energía incorporada con los alimentos es igual a la cantidad liberada al entorno como calor y trabajo, entonces el balance de energético indica que la energía del organismo se mantiene constante. En esta situación la persona no modifica su peso.
- En etapas de crecimiento, la energía que el organismo necesita aumenta progresivamente, lo mismo ocurre durante el embarazo, situaciones de estrés o cuando nos enfermamos. En estos casos para mantener el balance energético se debe aumentar el consumo de alimentos.

La energía almacenada en los alimentos se mide en Calorías (Cal) o Joules (J), que son unidades de energía. Es común que se expresen los valores energéticos en *kilocalorías y kilojoules*.

Los alimentos están formados por distintos tipos de nutrientes (Hidratos de Carbono, Proteínas y Lípidos), cada uno de los cuales aporta cierta cantidad de energía por gramo de sustancia:

- 1 gramo de Hidratos de Carbono aporta 4 kcal
- 1 gramo de Proteínas aporta 4 kcal
- 1 gramo de Lípidos aporta 9 kcal

6.6. Interpretación termodinámica en las diferentes etapas de la vida

- **Metabolismo:** conjunto de procesos de obtención y transformación de materia y energía que mediante numerosas reacciones químicas hacen posible la vida.
- **Reacciones anabólicas:** reacciones de síntesis de moléculas a partir de compuestos más simples. Implican la formación de nuevos enlaces químicos que requieren el aporte de energía (ejemplos: fotosíntesis, síntesis de proteínas). En las primeras etapas de la vida, durante el crecimiento o el embarazo, prevalecen los procesos *anabólicos* y *endergónicos* (requieren energía)
- **Reacciones catabólicas:** son reacciones de degradación de macromoléculas en moléculas más simples. Se producen rupturas de enlaces con liberación de energía (ejemplos: respiración celular, lipólisis). En las etapas finales de la vida prevalecen los procesos *exergónicos* (liberan energía) o *de degradación* (catabolismo).

6.7. Ejemplos de resolución casos problemas

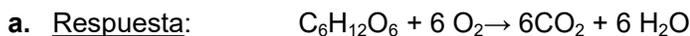
Caso Problema 1:

Una manzana aporta diversos nutrientes, como los carbohidratos glucosa, fructosa y sacarosa. Cada 100 g de manzana hay 5,7g de fructosa ($C_6H_{12}O_6$), cuya variación de Entalpía (ΔH) de combustión es de $-2800 \text{ KJ mol}^{-1}$.

- Plantear la ecuación de combustión de la fructosa y balancearla.
- ¿Cuántos moles de Oxígeno se necesitan para la combustión de 5 moles de fructosa?
- Calcular el aporte calórico de la fructosa en una manzana de 120g.
- Expresar el resultado en unidades de calorías/g

Dato: 1 caloría = 4,18 Joules

Resolución:



b.

1 mol de fructosa _____ 6 moles de O_2

5 moles de fructosa _____ x = 30 moles de O_2

Respuesta: Para la combustión de 5 moles de fructosa se necesitan 30 moles de O_2

c.

100g de manzana _____ 5,7g de fructosa

120g de manzana _____ x = 6,84 g de fructosa

Sabiendo que la masa molar de la fructosa = 180 g/mol,

$6,84g \times 1 \text{ mol} / 180g = 0,038 \text{ moles de fructosa}$

1 mol de fructosa _____ 2800 KJ

0,038 moles _____ x = $0,038 \text{ mol} \times 2800 \text{ KJ/mol} = 106,4 \text{ KJ}$

Expresado en calorías: $106,4\text{KJ} \times 1\text{Kcal} / 4,18 \text{ KJ} = 25,45 \text{ Kcal}$; o 25450 cal

Respuesta: El aporte calórico de la fructosa en una manzana de 120 g es de 25450 calorías

d. $25450 \text{ cal} / 120g = 212,12 \text{ cal/g}$

Respuesta: El resultado en unidades de calorías/g es 212,12 cal/g

Caso Problema 2:

El Gasto Energético Total se ve incrementado durante el embarazo, de manera diferente según la etapa de gestación: 1^{er} trimestre aumenta 1%, 2^o trimestre aumenta un 6% y el 3^{er} trimestre un 17%. Si antes del embarazo una persona debía ingerir 2230 Kcal/día para mantener su balance energético:

a. ¿cuáles serán sus requerimientos en los diferentes períodos del embarazo?.

b. ¿Es suficiente si en el último trimestre consume 2500 Kcal/día?

Resolución:

a.

1^{er} trimestre:

- GET inicial (2230 Kcal/día) + 1% de 2230 Kcal/día =
 $2230 \text{ Kcal/día} + 22,3 \text{ Kcal/día} = 2252,3 \text{ Kcal/día}$

2^o trimestre:

- GET inicial (2230 Kcal/día) + 6% de 2230 Kcal/día =
 $2230 \text{ Kcal/día} + 133,8 \text{ Kcal/día} = 2363,8 \text{ Kcal/día}$

3^{er} trimestre:

- GET inicial (2230 Kcal/día) + 17% de 2230 Kcal/día =
 $2230 \text{ Kcal/día} + 379,1 \text{ Kcal/día} = 2609,1 \text{ Kcal/día}$

b. Diferencia entre GET y Consumo en 3^{er} Trimestre:

$2609,1 \text{ Kcal/día} - 2500 \text{ Kcal/día} = 109,1 \text{ kcal/día}$

Respuesta: Como los requerimientos en el 3^{er} trimestre son mayores a las 2500Kcal consumidas, debería aumentar la cantidad de nutrientes ingeridos por día en: 109,1 Kcal.

7. GUÍA DE SITUACIONES PROBLEMAS DEL CURSO DISCIPLINAR DE QUÍMICA “ÁCIDOS Y BASES. pH. SOLUCIONES REGULADORAS. TERMODINÁMICA”

Situaciones Problemas:

1. El Ácido Clorhídrico (HCl), también conocido como ácido muriático, es un ácido fuerte, corrosivo. Su ingestión puede generar quemaduras graves y puede ser fatal en concentraciones elevadas.
 - a. Escribir la reacción de disociación del ácido
 - b. Determine el pH y pOH para una solución de $3 \cdot 10^{-5} \% \text{ m/V}$

2. El hidróxido de sodio (NaOH) es una base fuerte. Se encuentra en una variedad de productos de limpieza de uso doméstico con el nombre de soda caustica. Aún en concentraciones bajas puede producir irritación o quemaduras graves en todo tejido con el cual entra en contacto.
 - a. Escribir la reacción de disociación de dicho hidróxido
 - b. Calcular el pH de una solución de Na(OH) $3,75 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

3. En un análisis de sangre arterial se determina que su pH es 7,36. Calcular la concentración de H^+ , expresándola en Molaridad, que se encuentra presente en la sangre arterial.

4. La concentración de H^+ en saliva es $3,16 \cdot 10^{-7} \text{ M}$. Calcule el pH de la saliva. ¿Es levemente ácida o alcalina?

5. El ácido láctico, $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$, producido por las células musculares en intenso ejercicio físico anaeróbico, tiene un hidrógeno ácido que produce la acidez o ardor muscular. Una disolución de ácido láctico 0,10 M tiene un pH de 2,44. Calcule K_a .

6. El amoníaco es esencial para muchos procesos biológicos y sirve como un precursor para la síntesis de aminoácidos y nucleótidos. Determine el pH, el pOH y la concentración de especies presentes en una solución 0,03 M de amoníaco, NH_3 , sabiendo que la constante de basicidad es $1,78 \cdot 10^{-5}$.

7. El ácido acético es utilizado como un conservante previniendo el crecimiento de las bacterias y los hongos. Calcule los gramos de ácido acético CH_3COOH que se deben disolver en agua para obtener 700 mL de una disolución que tenga un $\text{pH} = 2,72$. Datos: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ Masas atómicas: H = 1g; C = 12g; O = 16g.

8. A 20 g de ácido acético (CH_3COOH) se añade la cantidad suficiente de agua para obtener 500 mL de disolución. Calcule:

- El pH de la disolución que resulta.
- El grado de disociación del ácido acético.

Datos: K_a del ácido acético = $1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: H = 1g; C = 12g; O = 16g.

9. Se disuelve una muestra de 0,033 g de ácido acético en la cantidad suficiente de agua para preparar 50 mL de disolución. Calcule las concentraciones de H^+ , CH_3COO^- y CH_3COOH en el equilibrio. (K_a para el ácido acético = $1,8 \times 10^{-5}$).

10. ¿Cuál de las siguientes disoluciones tendrá un pH más alto?

- NH_3 0,20 M
- NaOH 0,20 M

11. Calcule el pH de una disolución 0.24 M de una base débil con una K_b de $3,5 \times 10^{-6}$.

12. El ácido sórbico, $\text{C}_6\text{H}_7\text{COOH}$, es un ácido cuya constante de acidez a 25 °C es $K_a = 1,7 \cdot 10^{-5}$. Su sal, sorbato de potasio, $\text{C}_6\text{H}_7\text{COOK}$, se utiliza en la industria láctea para inhibir la formación de moho en determinados quesos. Determine el pH de una solución reguladora que contiene 0,02 mol/L de sorbato de potasio y 0,015 mol/L de ácido sórbico a 25 °C.

13. Se preparó 1 L de una disolución reguladora mediante la adición de 0,15 moles de la sal metanoato de sodio, HCOONa , y 0,55 moles de ácido metanoico HCOOH . ¿Cuál es el pH de la solución reguladora? Dato: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$ a 25 °C.

14. Un adulto joven que practica deporte necesita consumir aproximadamente el equivalente a 1800 Kcal por día. La información nutricional de una bebida con sabor a frutas indica que contiene 5,4g de glucosa cada 100mL. Teniendo en cuenta que la energía aportada por la bebida proviene exclusivamente de la combustión de la glucosa, es decir Glucosa + Oxígeno para dar Dióxido de Carbono y Agua.

- Escribir y balancear la reacción de combustión de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$).
- Calcular la cantidad de energía (en Kcal y en KJ), aportada por una botella de 350mL. $\Delta_c H^0_{\text{glucosa}} = -2800 \text{ KJ/mol}$
- Calcular el % de energía aportada por una botella de la bebida respecto de la energía que necesita diariamente un adulto joven que practica deporte.

Datos: 1Kcal = 4.18 KJ; Masa molar glucosa = 180 g/mol

15. La información nutricional de un paquete de galletitas dice que cada una contiene 1 g de proteína, 7 g de carbohidratos y 4 g de grasa. Los carbohidratos, como las proteínas proveen 4kcal/g y la grasa 9 kcal/g.

- ¿Cuánta energía provee cada galletita en kcal?
- ¿Cuánta energía provee cada galletita en kJ?
- Si la porción es de 4 galletitas, ¿cuál es valor energético de la porción?

16. Indique Verdadero o Falso y justifique la respuesta

- En una reacción exotérmica, la entalpía de los productos es mayor a la entalpía de los reactivos.
- En una reacción endotérmica la diferencia de entalpía es mayor a cero.
- Los lípidos y los hidratos de carbono aportan la misma cantidad de energía por gramo de sustancia.
- El conjunto de todas las reacciones necesarias para que el organismo mantenga sus funciones se denomina “catabolismo”.
- Si a una solución ácida le agrego agua se convertirá en una solución básica.
- Mezclar un ácido con una base se denomina reacción de combustión.
- Para el cálculo de la K_{eq} se deben emplear las concentraciones de productos y reactivos en el equilibrio.