INSTITUCIÓN EDUCATIVA FEDERICO SIERRA ARANGO
Resoluciones Dptales. 15814 de 30/10/2002 - 9495 de 3/12/2001
NIT: 811039779-1 DANE: 105088001750
Bello – Antioquia

INSTRUCTIVOS QUÍMICA. UNDÉCIMO FESA 2021 john.perez@virtual.edu.co https://meet.google.com/lookup/dw4wj3uegl		
ASIGNATURA: QUÍMICA	**GRADO:** 11°	**FECHA:** Abril 30 de 2021
CONTENIDO TEMATICO: equilibrio químico, ley de equilibrio, principio de Le châtelier		
DOCENTE: John Jairo Perez		
OBSERVACIONES: Todo el proceso se realizará por medio de la plataforma ***ClassRoom***, con el correo institucional.		

EQUILIBRIO IÓNICO DEL AGUA Y CONCEPTO DE PH

SEMANA DEL 3 AL 14 DE MAYO

Objetivo de aprendizaje

- Contrastar las tres teorías que existen para definir los ácidos y las bases.
- Interpreta el equilibrio iónico del agua pura y su relación con la constante.

ACTIVIDAD

Resolver ***Individualmente*** los puntos propuestos en el presente documento, los cuales pueden hacerse y entregarse por medio de:

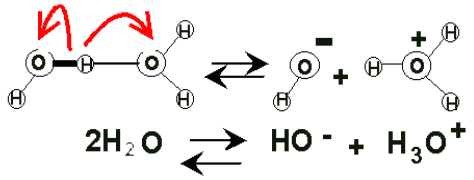
- en el cuaderno o en hojas de block de manera muy organizada y con letra legible, tomarle fotos con buena iluminación y buen enfoque y unirlas por medio de aplicación camscanner o similares.
- en cualquiera de los casos ***tiene*** haber una portada rigurosamente presentada

Subir el archivo a la plataforma ***ClassRoom*** dentro del plazo propuesto por el docente. En caso que el documento sea de gran tamaño subirlo a la nube, DropBox, OneDrive, Drive, ... para luego pegar el link en la plataforma ***ClassRoom***

Como apoyo al proceso, durante las asesorías semanales se darán explicaciones sobre los conceptos básicos y se resolverán dudas sobre la solución del taller mismo.

EQUILIBRIO IÓNICO DEL AGUA Y CONCEPTO DE PH

Disociación del agua y escala de ph



Hay dos aspectos importantes del equilibrio dinámico de la disociación del agua:

1. Las reacciones directa e inversa son rápidas: las moléculas de agua, los iones H_3O^+ y los iones OH^- se interconvierten continuamente cuando los protones se transfieren con rapidez de una a otra especie.
2. La posición del equilibrio muy hacia la izquierda: En cualquier instante sólo una diminuta fracción de las moléculas de agua está disociada en los iones H_3O^+ y OH^-. La inmensa mayoría de moléculas de agua no están disociadas.

El grado de disociación del agua se puede calcular a partir de mediciones experimentales; así se demuestra que la concentración de H_3O^+ en agua pura es 1×10^{-7} M a 25ºC:

$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ M a 25ºC

*Las concentraciones de H_3O^+ y de OH^- a temperaturas **DISTINTAS** a 25º C son diferentes de $1x\ 10^{-7}$ M*

Se pueden distinguir disoluciones acuosas ácidas, neutras y básicas, por los valores relativos de las concentraciones de H_3O^+ y de OH^-.

- disolución neutra **pH = 7** $[H_3O^+] = [OH^-]$
- disolución ácida **pH < 7** $[H_3O^+] > [OH^-]$
- disolución básica **pH > 7** $[H_3O^+] < [OH^-]$

Si se conoce una de las concentraciones, $[H^+]$ u $[OH^{-1}]$, la otra se calcula con facilidad, ya que
$[H_3O^+][OH^-] = K_w = 1x\ 10^{-14}$

LA ESCALA DE pH

El químico danés **Sörensen**, ideó una escala de grado de acidez, en la cual la concentración de iones H^+ o H_3O^+ se expresa como el logaritmo decimal de la misma cambiado de signo, que equivale al exponente o potencia de dicha concentración. Esta forma de expresar la concentración de hidrogeniones (H^+) de una solución recibe el nombre de **potencial de hidrógeno** o pH, y se expresa matemáticamente de la siguiente manera:

$pH = -\log [H_3O^+]$ o bien
$[H_3O^+] = \text{antilog} (-pH) = 10^{-pH}$

De la misma manera que expresamos el grado de acidez de las soluciones, utilizando la concentración de hidrogeniones (iones H^+ o H_3O^+), podemos expresar el grado de basicidad, a partir de la concentración de OH^- en una solución. Obtenemos así otra escala, denominada pOH. Matemáticamente el pOH se representa como sigue:

$pOH = -\log [OH^-]$ o bien
$[OH^-] = \text{antilog} (-pOH) = 10^{-pOH}$

Retomando el producto iónico del agua
$[H_3O^+] [OH^-] = K_w = 1x\ 10^{-14}$
y si aplicamos a este los conceptos de pH y pOH podemos concluir que pH + pOH = 14.

Ejemplos de cálculos con pH y pOH

1. Calcular el pH de una disolución cuya concentración de iones hidroxilo es $4,5 \times 10^{-12}$ M

   Calcular primero el pOH, aplicando:
   pOH= -log [OH-]
   pOH= - (log 4,5 x 10 -12) = - (-11,35)
   pOH= 11,4

   Para calcular el pH se aplica la relación:
   pH + pOH = 14
   pH = 14 – pOH
   pH = 14 - 11,4 =2,6

2. Calcular el pH y el pOH de:

   a. una disolución 0,15 M de HCl

   El HCl es un ácido fuerte y por lo tanto se considera completamente disociado:

	HCl	→	H^+	+	Cl^-
Ci	0,15M		0		0
Cf	0		0,15M		0,15M

   [H+]= 0,15 M
   pH= -log [H+] = - (log 0,15)= - (-0,824)
   pH= 0,82
   A partir de la relación pH + pOH = 14, despejamos pOH y tenemos:
   pOH= 14 - pH = 14 - 0,82

   b. una disolución 0,2 M de NaOH

   El NaOH por ser una base fuerte, también se considera completamente disociada:

	NaOH	→	Na^+	+	OH^-
Ci	0,2M		0		0
Cf	0		0,2M		0,2M

   Luego el pOH:
   pOH= - (log 0,2) = - (-0,70)
   pOH= 0,70
   pH= 14 - pOH= 14 - 0,70 = 13,30

3. El jugo de limón tiene un pH de 1,5, determinar su $[H^+]$ y $[OH^-]$.

   $pH = -\log [H^+]$ o bien
   $[H_3O^+] = \text{antilog} (-pH) = \text{antilog} (-1,5) = 0,031627$
   $[H_3O^+] = 3,16x10^{-2}$

   $[H^+] [OH^-] = K_w = 1x10^{-14}$
   Despejando $[OH^-]$
   $[OH^-] = 1x10^{-14}/[H^+] = 1x10^{-14} / 3,16x10^{-2}$
   $[OH^-] = 3,16x10^{-13}$

ACTIVIDAD

Con base en la información presentada y en la explicación del docente, resolver los siguientes ejercicios

1. A partir de las siguientes concentraciones, calcula el pH y el pOH de las muestras:
   a) $[H^+] = 1 \times 10^{-1}$
   b) $[H^+] = 1 \times 10^{-3}$
   c) $[H^+] = 1 \times 10^{-7}$
   d) $[H^+] = 1 \times 10^{-12}$

2. En los electrólitos fuertes la concentración de iones originados en el proceso de disociación es igual a la concentración de la solución. Con base en esta información, determina:
   a) El pH y el pOH de una solución de HCl 0,002M.
   b) El pH y el pOH de una solución de NaOH 0,0003 M.

3. El jugo de zanahoria tiene un pH de 2,1. Determina su $[H^+]$ y $[OH^-]$ y el pOH.

4. La siguiente tabla presenta algunos valores de pH y pOH de algunas sustancias de uso cotidiano. Completa cada fila con base en los datos suministrados.

Sustancia	pH	H^+	OH^-	pOH
Limpiador de hornos	13			1
Agua de cal		1×10^{-11}		
Agua	7			
Tomate			1×10^{-10}	
Agua de lluvia	6	1×10^{-6}		
Vinagre			1×10^{-11}	11
Jugo gástrico		1×10^{-1}		