**** **GUÍA Nº3 QUÍMICA ELECTIVO TERCERO C y D: REACCIONES ACIDO – BASE**

Objetivo: Comprender el concepto de Ph y Determinar el pH de sustancias ácidas y sustancias básicas.

**Autoionización del agua: constante del producto iónico del agua (Kw).**

El agua pura o destilada prácticamente no conduce la corriente eléctrica; pero si se comprueba con un instrumento sensible a bajas intensidades, se puede apreciar una pequeñísima conductividad eléctrica. Esto permite afirmar que el agua tiene **iones** en muy pequeña proporción; por lo que el agua debe considerarse como *un electrólito muy débil.*

 La presencia de iones en el agua destilada se puede explicar usando la Teoría de Brönsted-Lowry sobre ácidos y bases; para esto se puede suponer que *una molécula de agua actúa como* *ácido cediendo un protón (H+) y otra lo hará como base;*  reacción que se puede plantear así:

 H2O + H2O ⇔ H3O+ + OH-

 Base ácido ácido base

 A esta reacción se denomina *autoionización del agua.*

El ion ***H3O+*** denominado "hidronio", es un buen dador de protones, entonces es un ácido fuerte, por lo tanto, la reacción está favorecida hacia la izquierda, por lo que en el equilibrio las concentraciones molares de H3O+ y de OH- son muy pequeñas, predominando la concentración de las moléculas de H2O sin ionizar. Se acostumbra a anotar sólo **H+** en vez de H3O+, debe entenderse que el ion hidronio es lo que realmente debe existir en todas las soluciones acuosas. Por lo tanto, anotar H+ es sólo una abreviación, puesto que el protón o H+  no puede existir libre en la solución; según esta abreviación, la reacción de autoionización del agua se puede anotar en forma simplificada de la siguiente manera:

**H2O ⇔ H+ + OH-**

De esta ecuación se puede deducir que por cada molécula de agua ionizada existe  **un ion H+ y un ion OH-** (realmente *un ion H3O+ y un ion OH-*) ; es decir, *que los iones en el agua pura están presentes en igual concentración molar,* a sea: **[H+] = [OH-]**

Recuerde que “concentración molar” o “molaridad” (M), se representa anotando la fórmula con “paréntesis cuadrado”.

 Debido a que la reacción de autoionización del agua es una reacción reversible, se establece un equilibrio entre una molécula no ionizada y sus iones; en consecuencia, de acuerdo a las relaciones del equilibrio existirá una *expresión o fórmula de la constante de equilibrio para esta reacción reversible,* que se deriva así*:*

Ecuación de ionización: **H2O ⇔ H+ + OH-**

Expresión de la constante de equilibrio:

 **K = **

 La concentración molar del agua o [H2O] en el agua pura se considera constante, por lo que no se incorpora a la expresión de la constante de equilibrio, la que quedará como:

 **Kw = [H+] · [OH-] "w" =** inicial de la palabra *water*  o *agua* en inglés.

 A través de determinaciones electroquímicas se ha encontrado que el valor de la Kw = 1 · 10-14

(a 25 ºC); entonces:

 **Kw = [H+] · [OH-] = 1,0 · 10-14**

Esta última expresión se denomina ***constante del producto iónico del agua (Kw****) o constante de ionización del agua*, y tiene el valor constante (fijo) = 1,0 · 10-14*.*

 De esta expresión se puede calcular la concentración molar del ion H+ y del ion OH-, reemplazando por *"X"* la [H+] y [OH-] en la Kw, y teniendo en cuenta que por cada molécula de H2O existe un ion H+ y un ion OH- , se tiene:

 [H+] · [OH-] = 1 · 10-14

 X · X = 1 · 10-14

 X2 = 1 · 10-14 aplicando  quedará:

 X =  10-14 = **1 · 10-7 mol/L = [H+] = [OH-]**

Así, en el agua pura, las concentraciones de H+ y OH- son iguales a **1 · 10-7 M**.

En otros términos se puede plantear que *"en 1 litro de agua pura, de un total de 55,55 moles (= 1000 g : 18 g/mol = 55,55 moles), existe solo 10-7 mol de H+ y 10-7 mol de OH-  =*  (0,0000001 mol de cada ion)*.*

 Entonces, para el agua destilada o para las soluciones acuosas donde **[H+] = [OH-] = 10-7** se dice que **son neutras,**  (es decir que, ***no son ni ácidas ni básicas****).*

**Variación de la [H+] y [OH-] de soluciones ácidas y básicas.-**

1. ***Solución ácida:*** si en el agua destilada se agrega y se disuelve un **ácido** (Ej: HCl, H2SO4...), aumentará la [H+] y disminuirá proporcionalmente la [OH-], de tal forma de mantener invariable (fijo o constante) el valor de la Kw = 1,0 · 10-14.

**Ejemplo** Para una solución 0,02 M de HCl, ¿cuál será la [H+] y de [OH-]?

 Resolución: el HCl es un ácido fuerte, por lo que la concentración molar de la solución corresponde a la de c/u de los iones, por lo tanto: [H+] = [Cl-] = 0,02 M ó **2 · 10-2**; este valor se anota en la expresión de la Kw, (interesa sólo como ion [H+], dejando de lado la [Cl-] ), quedando como:

 Kw: [H+] · [OH-] = 1,0 · 10-14

 reemplazando se tiene: 2 · 10-2 · X = 1,0 · 10-14

 al despejar quedará: 1,0 · 10-14

 [OH-] = ----------------- = 0,5 · 10-12 = **5 · 10-13 molar de OH- .**

1. · 10-2

Si se reemplaza este valor en la expresión de la Kw, se observará que se mantienen constante el valor de 1,0 · 10-14 :

 Comprobación: [2 · 10-2] · [5 · 10-13] = 1,0 · 10-14

1. ***Solución básica:*** si ahora, en el agua se agrega y disuelve una base, aumentará la [OH-], con lo que bajará proporcionalmente la [H+] manteniéndose constante también el valor de la Kw.

**Ejemplo**  Para una solución de NaOH 0,01 M, ¿cuál es la [H+] ?

 Resolución: como el NaOH es una base fuerte, estará totalmente disociada en solución, en consecuencia la [OH-] = 0,01 M ó **10-2 M;**  este valor se reemplaza en la expresión de la Kw:

 [H+] · [OH-] = 1 · 10-14 despejando [H+] se tiene:

10-14

 [H+] = ------------ =  **10-12 M de H+**

 10-2

¿Qué reacción química ocurre en el agua al agregar un ácido o una base?

* Al disolver un ácido, como el HCl, HNO3 u otro, en el agua, *el exceso de iones H+ reacciona con el ion OH- del* *sistema en equilibrio formando más agua*. Para la interpretación debe tenerse en cuenta la reacción de autoionización del agua basada en la teoría de Brönsted-Lowry:

 H2O + H2O ⇔ **H3O+** + OH-

 y reaccionan formando **H2O**

 Se adiciona un H+ de un ácido: H+

(Disminuye de este modo la [OH-], prevaleciendo la [H3O+] )

* Por su parte cuando se agrega una base al agua, ejemplo: NaOH, Ca(OH)2, etc., el exceso de iones OH- suministrado por estas bases reaccionará con el H3O+ que cederá un ion H+ formando más agua; predominando entonces, los iones OH- en el sistema:

 H2O + H2O ⇔ H3O+ + **OH-**

 H+ + OH- → H2O

(De esta manera disminuye la [H+] y predomina la [OH-], característico de una solución básica).

**En resumen:** Considerando la expresión de la **Kw**  y los ejemplos descritos, es posible establecer una ***escala exponencial de acidez y basicidad,*** *expresadas en función de la* ***[H+],***  ("exponencial" porque es en potencia de base 10 y con exponentes negativos, lo que indica que **son valores de concentración molar menores que la unidad**, o sea, **concentración < 1**; Ejemplo: 10-1, 10-5, 10-7, etc.)

*Tipo de solución: Se cumple que: Valores de [H+]:*

* Para una **solución neutra y el agua pura: [H+] = [OH-] = 10-7**
* Para una solución **ácida: [H+] > [OH-] ....... 10-6, 10-5 hasta 100 ó 1 M;** y,
* Para una solución **básica: [H+] < [OH-] ....... 10-8, 10-9 hasta  10-14 M**
* **Escala de pH y de pOH: una medida de la acidez.**

Si se usan números tales como 1,0 · 10-7 ó 2,5 · 10-13 molar, para expresar la acidez de las soluciones, se observa que es engorroso y poco comprensible; por este hecho, en lugar de tener valores para estas propiedades en forma exponencial, *se prefiere usar la* ***forma logarítmica,*** definiéndose, entonces, ***el operador pH,***  que significa "*potencial de hidrógeno"*  del siguiente modo:

* **pH = - log[H+]**
* Esta expresión permite obtener una escala de pH con números positivos que son de fácil manejo y comprensión, valores que van desde  **0 a 14.**  Y por lo demás, este término "pH" es común en la propaganda comercial de ciertos productos, tales como los champú y detergentes, en los que se hace alusión a esta propiedad, expresando: "pH ajustado o balanceado", o "pH neutro".



Cuando se conoce la [OH-] de una solución, se puede calcular también, el  ***pOH,*** definiéndose en este caso el *potencial de iones OH-*  de la siguiente manera:  **pOH = - log[OH-].**

 Y entre el pH y pOH existe la siguiente relación: **pH + pOH = 14**

**Ejemplo :** Calcular el pH de las siguientes soluciones:

A) [H+] = 5 · 10-10

1. [OH-] = 4 · 10-9

Resolución

A) Como se conoce la [H+], se reemplaza este valor en la fórmula del pH y se aplican las propiedades de logaritmos, (para producto y potencia: "logA · B = log A + log B" y " logB-n = -n·logB" ):

 pH = - log [5 · 10-10 ] = - [log 5 + log 10-10] = - [0,69 -10] = (log 5 = 0,69 y log 10 = 1)

Por lo tanto, el **pH = 9,31 (es una solución básica).**

B) Como en este caso se da la [OH-] = 4 · 10-9, se determina el pOH con la relación:

 pOH = - log [OH-]

 pOH = - [log 4 · 10-9] = - [log 4 + log 10-9] = (log 4 = 0,60)

 = - [0,60 – 9] = [-0,6 + 9] , y por lo tanto el **pOH = 8,4**

Y aplicando la relación**: pH + pOH = 14,** se despeja y se calcula el pH; quedando pH = 14 - pOH

 Por lo tanto: **pH = 14 – 8,4 = 5,6 (es una solución ácida).**

**Otro método alternativo de resolución** de este problema es a partir de la Kw = [H+] · [OH-] = 1 · 10-14 desde donde se debe calcular la [H+]:

 [H+] · [4 · 10-9] = 1 · 10-14 de donde [H+] = = 2,5 · 10-6 = [H+]

 Y, con este valor se reemplaza en la fórmula del pH, si desde la calculadora científica “log 2,5 = 0,39” , el cálculo quedará como:

 pH = - log 2,5 · 10-6 reemplazando queda - [0,39 -6] de donde el  **pH = 5,61.**

Aplicando la relación o fórmula del pH, tal como se han demostrado en los ejercicios anteriores, se ha establecido una  **escala de pH;**  cuyos valores van desde **pH = 0 al pH = 14;** y la relación entre la escala exponencial o de [H+] y la escala de pH, se muestra en el siguiente resumen

 **[H+]: 100 .................................................. 10-7  ................................................ 10-14**

Carácter: **soluciones ácidas agua pura soluciones básicas**

 **o solución neutra**

 **pH: 0 .............................................. 7 ............................................ 14**

**Cálculo del pH de ácidos y bases (fuertes).**

Basados en evidencias experimentales (Ej: conductividad eléctrica), lo que se interpreta en términos del *grado de ionización* de los ácidos y de las bases al disolverse en agua, existen: *ácidos fuertes, ácidos débiles, bases fuertes y bases débiles.*  La información inicial necesaria para el cálculo del pH de estas sustancias dependerá de estas características, las que deberán tenerse en cuenta para la resolución de los problemas.

**a) pH de ácidos fuertes.-** Estos ácidos en solución acuosa se encuentran total o casi totalmente disociados en iones, (se ha establecido estadísticamente que al expresarse el grado de ionización en porcentaje, un ácido fuerte tendría sobre el 40 % de ionización); en estos tipos de ácidos, *si se conoce la concentración molar de la solución* corresponderá a la de c/u de los iones del ácido fuerte, y como para el cálculo del pH interesa conocer el valor de la **[H+],**  podrá ser incorporado directamente en el *operador pH*:

Calcular el pH de una solución de HNO3 0,005 M. (Dato: log 5 = 0,69)

 Resolución: el *ácido nítrico* es un ácido fuerte, por lo que al disolverse en agua se encuentra totalmente ionizado en la forma: HNO3 → H+ + NO (la concentración 0,005 M es del H+ y del NO);

 (0,005 M) (0,005 M)

Por lo tanto: pH = - log 5 · 10-3  = - [0,69 - 3 ], por lo tanto, el **pH = 2,31.**

* Entre los **hidrácidos** de fórmula general ***HX*** (en que ***X*** es un *no metal*  Ej: Cl, S, Br...), se consideran ***ácidos fuertes*** sólo el ***HCl, HBr y HI*** (siendo el más usado el **HCl**)***;***  los demás hidrácidos son  **débiles:**  HF, H2S, HCN, H2Se.
* Entre los **oxácidos,**  que tienen fórmula general ***HXO*** (en que ***X***  es el símbolo de cualquier *no metal*  Ej: S, C, Cl, N...) para *decidir qué ácido es* *fuerte o débil,*  si se conoce la fórmula, se puede aplicar la siguiente regla nemotécnica:

 **Si: "Nº de O - Nº de H"  1, entonces *es un ácido débil***

Ej: HClO l - 1 = 0 ∴ es ácido débil

 H2CO3 3 - 2 = 1 ∴ es ácido débil

 **Si: "Nº de O - Nº de H  2, entonces *es un ácido fuerte***

Ej: H2SO4 4 - 2 = 2 ∴ es ácido fuerte

 HClO4 4 - 1 = 3 ∴ es ácido fuerte.

**pH de bases fuertes.-**  Las bases fuertes, al igual que los ácidos fuertes, en solución acuosa se encuentran totalmente disociados en iones; en este caso, los iones presentes serán el catión metálico y el ion *ion* ***hidróxido OH-.***  Una de las bases fuertes más conocidas es el NaOH (hidróxido de sodio), la ecuación de ionización en solución acuosa es:

 NaOH → Na+ + **OH-**

En este caso*, la concentración molar de la base corresponderá a la de los iones* ***OH*-,**  con lo que se podrá calcular el **pOH,**  y luego, el pH a partir de la expresión: pH + pOH = 14.

**Ejemplo :**  Si se disuelve 1 g de NaOH en agua suficiente para obtener 1 litro de solución, ¿cuál será el pH de la solución formada? (PM del NaOH = 40 g/mol)

 Resolución: Primeramente, debe calcularse la concentración molar de la solución transformando "1 g de NaOH a mol":  = 0,025 mol/L **∴ la concentración molar es 0,025 M;**  esta es la [OH-] de la solución.

Se aplica entonces, el operador: pOH = - log [OH-]

 = - log 2,5 · 10-2 (log 2,5 = 0,39)

 pOH = 1,61.

Y el pH se obtiene de la expresión: ***pH = 14 - pOH***

 ∴ **pH** = 14 - 1,61 = **12,39.**

Se consideran como *bases fuertes*  los hidróxidos de los metales alcalinos (LiOH, NaOH, KOH, CsOH, FrOH) y de los metales alcalinos térreos, Ca(OH)2, Ba(OH)2, y Sr(OH)2. Los demás hidróxidos, son bases débiles, Ej: Al(OH)3, Fe(OH)2, Mg(OH)2...etc.

 **Ácidos y bases débiles**

**Ácidos débiles :** Los ácidos débiles reaccionan con el agua según el equilibrio:



Es importante resaltar que a este proceso le corresponde una constante de equilibrio o acidez (Ka). Cuanto mayor sea el valor de Ka, el ácido será más fuerte, es decir, estará más disociado

Ejemplo 1: ¿Cómo calcular el pH de una disolución de ácido acético 1 M cuya Ka es 1,8·10-5.?

1. Al tratarse de un ácido débil sufre una disociación parcial. Si partimos de una concentración de ácido C0, parte de este ácido se disocia en una cantidad x, por lo que la concentración del mismo en el equilibrio será Ceq = C0 – x.





 Para resolver esta ecuación, dado que Ka es muy pequeña (poca disociación), podemos considerar que la cantidad de ácido disociado (x) es despreciable frente a la concentración inicial (1 M). De este modo, la ecuación de segundo grado se simplifica :

 [H3O+]= $√$ka .Ca

**EJERCICIOS.**

**1.-** Completar con el signo: **=, >** o **<**  en la línea punteada, para los tipos de relación que existen entre la [H+] y [OH-] para las soluciones dadas:

 *tipo de solución tipo de relación*

Solución ácida [H+] .......[OH-]

 Solución neutra [H+] ......[OH-]

 Solución básica [H+] ..... [OH-]

**2.-** Completar con la información pedida para cada solución:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  [H+] |  [OH-] |  pH  |  pOH |
| Solución de Ba(OH)2 0,06 M |  |  |  |  |
| Solución neutra |  |  |  |  |
| Solución de HNO3 0,15 M |  |  |  |  |

**3.-** Indicar la fórmula y nombre: a) de 5 ácidos fuertes, b) de 3 bases fuertes.

**4.-** Calcular el pH de las siguientes soluciones:

A) solución de H2SO4 0,005 M.

B) solución de pOH = 7,8

C) solución que tiene 0,5 g de KOH en 1 litro de solución.

**5.-** Calcular la [H+]:

A) de una solución de Ca(OH)2 0,08 M.

B) de una solución de pOH = 7,8.

C) de una solución de pH = 12.

**6.-** Se tienen 100 mL de solución de HCl 0,02 M, se agregan 100 mL de agua destilada, ¿qué pH tendrá la solución diluída

7**.-**  Calcular qué concentración de ion hidrógeno tienen las siguientes sustancias cuyo valor de pH se indica:

 A) vino pH = 3,4; B) jugo gástrico pH = 1,4 a 1,8; C) ácido de batería pH = 0.

8.- ¿Cuál es el pH de una solución 0,10 M de ácido fórmico, HCO2H? El Ka 1,8 x 10-4.

9.- Una disolución de 0,10 M de un ácido débil, HA, tiene un pH de 3,10. ¿Cuál es el valor de Ka del ácido?

10.- ¿Cuál de los siguientes ácidos es el más débil?



**Reporte a : rosasiro@yahoo.com**

 **REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN**

Hasta el momento hemos revisado el comportamiento de algunas sustancias como ácidos o bases frente a un disolvente, el agua. Pero ¿Qué ocurre cuando se hace reaccionar una disolución de un ácido con una disolución de una base?.

Si mezclamos dos disoluciones , una ácida y una básica **, ocurre una reacción de neutralización**.

* Se llama neutralización a la reacción entre sustancias ácidas y básicas.
* Estas reacciones dan como resultado una sal y agua; porque los iones H3O+ y OH― se neutralizan mutuamente generando agua.
* Son reacciones exotérmicas donde se libera calor y aumenta la temperatura del sistema.
* Se representa por la siguiente ecuación:



EJEMPLO :



**La reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte** es realmente una reacción de Neutralización , ya que los productos no tienen carácter acido ni básico , por lo que la disolución resultante es neutra.

**En la reacción entre un ácido débil y una base fuerte** se forma una base conjugada , por lo tanto la disolución resultante no es neutra, sino ligeramente básica , ya que el pH es mayor que 7.

CH3COO― + H2O ↔ CH3COOH + OH―

**En la reacción de una base débil con un ácido fuerte** se forma el ácido conjugado de la base débil, que por tanto, es un ácido débil. Este determina el pH de la solución salina resultante, que no es neutra, sino que levemente ácida , pues su pH es menor que 7.

NH4+ + H2O → NH3 + H3O+

EJERCICIOS :

1.- Realice las siguientes neutralizaciones indicando el ácido, la base, y la sal.

a) 2HI + Mg(OH)2 →

b) 2HCl + Ca(OH)2 →

c) H2SO4  + 2NaOH →

2.- Explique por qué la picadura de una avispa se puede neutralizar con vinagre. ¿De qué tipo de neutralización se trata?

**Reporte a : rosasiro@yahoo.com**