# Logros esperados

Identificar y describir los componentes de una solución.

Describir la disolución de los tipos de solutos en agua y su relación con la conducción de electricidad en solución.

Identificar los factores que influyen en la solubilidad y reconocer cuando una solución esta satura o insaturada.

Enumerar y definir las principales unidades de concentración.

# Conocimientos preliminares

Masa atómica o peso atómico y masa formula.

La masa formula de un compuesto es la suma de las masa atómicas de los elementos en la fórmula del compuesto. La masa formula se usa para convertir entre el número de átomos y un masa especifica (uma) de un elemento o compuesto.

Mol o mole

Como las reacciones no se realizan gramo a gramo y si átomo a átomo o molécula a molécula, los químicos prefieren usar sus propias unidades y usar factores de conversión para expresarlas en unidades de masa. La unidad acordada por los químicos es el mol y tiene un número de partículas igual a número de átomos que hay en 12 g de carbono 12 (Isotopo de carbono 12) . Después de muchos experimentos se determinó que el número de átomos en 12 g de carbono es de 6,022x1023 partículas.

Masa molar.

La masa molar (g/mol) de cualquier sustancia es la masa en gramos numéricamente igual a su masa atómica, o la suma de las masas atómicas, que se multiplicaron por sus subíndices en una formula.

# Electrolito y no electrolitos

Un soluto iónico se disuelve en agua ( un solvente polar) porque las moléculas polares del agua atraen y jalan los iones hacia la solución, donde se hidratan. Las sustancias que liberan iones se les llaman electrolitos porque la solución en agua conducirá la energía eléctrica. Los electrolitos fuertes se ionizan por completo mientras que los electrolitos débiles solo estarán ionizados parcialmente. Los no electrolitos son sustancias que se disuelven en agua para producir moléculas y soluciones que no conducen la corriente eléctrica.

Tabla ‑. Clasificación de solutos en soluciones acuosas[[1]](#footnote-1)

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Tipo de soluto** | **Disociación** | **Contenido en solución** | **Conductividad** | **Ejemplos** |
| Electrolito fuerte | Completamente | Solo iones | Si | Sales: NaCl, KBr, KI, MgCl2, AgNO3. Bases: NaOH, KOH. Ácidos: HCl, HBr, HNO3, H2SO4 |
| Electrolito débil | Parcialmente | Parcialmente: moléculas y algunos iones | Sí, pero pobremente | HF, H2O, NH3, CH3COOH |
| No electrolito | Ninguna | Solo moléculas | No | Compuestos de carbono: CH3OH, C2H5OH. |

Figura . Conducción de la electricidad por diferentes electrolitos.[[2]](#footnote-2)

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Electrolito Fuerte | Electrolito débil | No electrolito |
|  |  |  |

# Soluciones[[3]](#footnote-3) [[4]](#footnote-4) [[5]](#footnote-5) [[6]](#footnote-6)

Una solución se forma cuando un soluto se disuelve en un solvente. La expresión los iguales se disuelven significa que un soluto polar o iónico se disuelve en un solvente polar y un soluto no polar requiere de un solvente no polar para su disolución. El enlace polar OH genera puentes de hidrogeno entre las moléculas de agua.

Tabla ‑. Ejemplos de soluciones[[7]](#footnote-7)

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| *Tipo* | *Ejemplo* | *Soluto* | *Solvente* |
| **Solución gaseosa** |
| Gas en gas | Aire | Oxigeno | Nitrógeno |
| **Soluciones liquidas** |
| Gas en liquido | Gaseosa | Dióxido de carbono | Agua |
| Liquido en liquido | Vinagre | Ácido acético | agua |
| Solido en liquido | Agua de marTintura de yodo | SalYodo | AguaAlcohol |
| **Solución solida** |
| Liquido en un solido | Amalgama dental | Mercurio | Plata |
| Solido en solido | BronceAcero | ZincCarbono | CobreHierro |

# Solubilidad

Una solución que contiene la cantidad máxima de soluto disuelto es una solución saturada. La solubilidad de un soluto es la cantidad máxima de un soluto que se puede disolver en 100 g de solvente. Una solución que contiene menos de la cantidad máxima de soluto disuelto es insaturada. Un aumento en la temperatura aumenta la solubilidad para la mayoría de los sólidos en agua, pero reduce la solubilidad de los gases en el agua.

Figura . Solubilidad de algunas sustancias en agua[[8]](#footnote-8)



Las sales que son solubles en agua por lo general contienen Li+, Na+, K+, NH4+, NO3-, o COOH-. Una ecuación iónica consiste en escribir todas las sustancias disueltas en una ecuación para la formación de una sal insoluble como iones individuales. Una ecuación iónica neta se escribe al quitar todos los iones no participantes en el cambio químico (iones espectadores) de la ecuación iónica.

Tabla ‑. Reglas de solubilidad solidos iónicos en agua

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Soluble si contiene sal** |  | **Insoluble si contiene sal** |
| NH4+, Li+, Na+, K+, NO3-, CH3COOH- | ← Pero son solubles con | CO32- , S2-PO43-, OH- |
| Cl-, Br-, I- | Pero no son solubles con → | Ag2+, Pb2+, Hg22+ |
| SO42- | Pero no son solubles con → | Ba2+, ca2+, Pb2+, Sr2+ |

Ejemplo 1

Se mezclan dos soluciones acuosas de NaCl y AgNO3. Escribir las ecuaciones molecular, iónica y iónica neta e indicar el estado de los reactivos y productos, sabiendo que la reacción es de sustitución doble.

Las dos sales son electrolitos fuertes por tanto estarán en el agua como iones. Las siguientes son las respectivas reacciones

|  |  |
| --- | --- |
| Molecular | AgNO3(ac) + NaCl(ac) → AgCl(s)+ NaNO3(ac) |
| Iónica | Ag+(ac)+ NO3-(ac) + Na+ + Cl- → AgCl(s)+ Na+(ac) +NO3-(ac) |
| Iónica neta | Ag+(ac)+ Cl- → AgCl(s) |

Los iones Ag+ y Cl- se combinan para formar el sólido AgClTabla 3. Reglas de solubilidad solidos iónicos en agua.

Taller 1

En el CASD se desea preparar una solución de (0,8+0,05\*NL) kg yoduro de potasio, donde NL es el número de lista, en un litro de agua. Determinar si la solución está saturada o insaturada. Qué pasaría si esta solución se calienta hasta ochenta grados Celsius. Cuantos gramos de KI hay que adicionarle al litro de agua para que la solución quede nuevamente saturada. Qué precio tendría la preparación de las soluciones (se pueden usar precios internaciones por ton de KI).

Qué pasaría si a veinte grados Celsius un litro de solución saturada de KI se mezcla con 100 ml de solución (2+0,2NL) M de AgNO3, donde NL es el número de lista. Escribir las ecuaciones: molecular, iónica y iónica neta. Que precipitado se produce y cuantos gramos de precipitado se producen. Además indicar el estado de los reactivos y productos en la reacción.

Llenar la tabla, la sustentación y demás resultados debe estar en el cuaderno.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Numero de lista** |  | **KI adicionado @ 80 °C para saturación, g** |  |
| **Kg de KI** |  | **USD/ton KI** |  |
| **g KI/100gH2O** |  | **Peso col $/kg KI** |  |
| **Solubilidad KI @ 20 °C, g KI/100gH2O** |  | **Numero de lista** |  |
| **Saturada/insaturada** |  | **Molaridad AgNO3, mol/L** |  |
| **Solubilidad KI @ 80 °C, g KI/100gH2O** |  | **Peso precipitado** |  |

# Expresión de la concentración.[[9]](#footnote-9)

Los términos saturado o insaturado son relativos y no permiten saber el significado exacto de las cantidades de soluto y solvente de una solución. Debido a esto la concentración se puede expresar en unidades de concentración físicas y en unidades de concentración químicas.

Las unidades

Por ejemplo en la concentración molar es la cantidad de soluto disuelto un litro de solución. El porcentaje en peso expresa la razón de la masa de soluto a la masa de solución multiplicada por 100. La concentración en peso porcentual también se puede expresar como la razón entre la masa y el volumen, expresado en litros.

En el caso de unidades de concentración químicas la molaridad son los moles de soluto por litro de solución. Las unidades de molaridad, moles/litro, se usan como factores de conversión para resolver moles de soluto o volumen de solución. Cuando se agrega agua a una solución, el volumen aumenta. El soluto ahora se distribuye a través de un volumen más grande, que diluye la solución y reduce la concentración. En la tabla se presentan las definiciones.

Valoraciones

La valoración es una reacción que se realiza agregando una solución de reactivo de concentración conocida a una solución de otro de concentración desconocida. El final de la valoración o punto de equivalencia puede conocerse por el cambio de color de un indicador o por el cambio de conductividad eléctrica.

Las valoraciones más habituales son las de ácido-base y las de óxido-reducción. (justifica el balanceo de las reacciones)

3HCl + Al(OH)3 → AlCl3 + 3H2O acido-base

H2SO4 + 2NaOH → Na2SO4 + H2O oxido-reducción

De las reacciones anteriores se puede decir que reaccionan 1 mol de Al3+ con 3 de Cl1- o lo que es lo mismo 3 equivalentes de HCl con 3 equivalentes de Al(OH)3. Así mismo reaccionan 2 mol de Na+ con 1 de SO42- o lo que es lo mismo 3 equivalentes de HCl con 3 equivalentes de Al(OH)3.

Tabla ‑. Unidades de concentración[[10]](#footnote-10)

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Nombre** | **Expresión** | **Unidades** |
| Porcentaje en peso, %p/p | Gramos de soluto 100Gramos de solución | % |
| Concentración en Peso, C | Gramos de solutolitros de solución | g/L |
| Partes por millón, ppm | Miligramos de solutoKilogramos solución | No tiene |
| Fracción Molar, X | moles de solutomoles de soluto + moles de solventemoles de solventemoles de solvente + moles de soluto | No tiene |
| Molaridad, M | moles de solutolitros de solución | Mol/L |
| Molalidad, m | moles de solutokilogramos del solvente | Mol/kg |
| Normalidad, N | Equivalentes solutokilogramos del solvente | Eq g/L |
| Formalidad, F | Peso formula gramo solutoV(L) | Pfg/L |

Cuando las soluciones participan en reacciones químicas, las moles de una sustancia en solución se determinan a partir del volumen y la molaridad de la solución. Si se dan la masa, el volumen del gas o de la solución, y la molaridad de las sustancias en una reacción, la ecuación balanceada se usa para determinar las cantidades o concentraciones de cualquiera de las otras sustancias en la reacción.

# Practica 1

## Logros

Adquirir destrezas en el uso de la balanza y de la medición de volúmenes.

Realizar medición de densidad.

## Implementos

Probeta de 25 ml

5 monedas de 50

5 monedas de 100

## Procedimiento

Pesar la probeta en vacío y anotar su peso.

Medir 15 ml de agua en la probeta y pesar nuevamente, anotar el resultado.

Registrar la temperatura del lugar.

Numerar cada una de las monedas.

Pesar cada una de las monedas en la balanza de brazo. Anotar sus respectivos pesos iniciales, en la tabla.

Agregar la moneda 1 en el beaker. Leer en volumen desplazado en la probeta y anotar el volumen. Pesar la probeta y anotar su peso. Repetir el procedimiento para las cinco monedas.

Tabla ‑.

|  |  |
| --- | --- |
| Moneda 1 | Moneda 2 |
|  | Volumen, ( ) | Peso ( ) | Densidad, ( ) | Volumen, ( ) | Peso, ( ) | Densidad, ( ) |
| Probeta |  |  |  |  |  |  |
| 1 |  |  |  |  |  |  |
| 2 |  |  |  |  |  |  |
| 3 |  |  |  |  |  |  |
| 4 |  |  |  |  |  |  |
| 5 |  |  |  |  |  |  |
| Número de datos |  |  |  |  |  |  |
| Promedio |  |  |  |  |  |  |
| Desviación estándar |  |  |  |  |  |  |

## Cálculos

Toma los datos del peso y del volumen de los 15 ml de agua medidos en la probeta y halla la densidad de agua. Investiga el valor de la densidad del agua a la temperatura registrada. Hay diferencia entre los dos valores?. Como se expresaría un investigador frente a la diferencia entre estos dos valores?.

Tomar los datos de las monedas pesadas inicialmente y hallar el peso promedio y su desviación estándar. Explica las diferencias.

Tomar los datos de volumen desplazado por las monedas y hallar el volumen promedio y su desviación estándar. Explica las diferencias.

Encuentra la densidad para cada moneda, hallar su densidad promedio y la desviación estándar. Consulta la densidad de las monedas, este es el valor teórico (El banco de la república debe reportar su valor). Explica las diferencias entre el valor hallado y el teórico?.

Qué pasa si para hallar la densidad de la moneda se usan los valores de peso y volumen promedio?

Existirá un método más preciso para hallar la densidad?

Investiga como varia el peso, el volumen y la densidad con la temperatura. Cuál de ellos presenta más variación?

Que errores se deben tener en cuenta en el momento de la medición del peso y del volumen de las monedas?. Consulta que significa teoría de errores e incertidumbre de medición?. Como se puede aplicar a las mediciones realizadas?

# Practica 2

## Logros

Identificar las unidades de volumen de cm3 y dm3 o litro.

Relacionar los volúmenes de cm3 y dm3 o litro.

Categorizar o clasificar densidades de diferentes sustancias.

Comparar e integrar los conceptos de densidad y concentración.

Comparar e integrar los conceptos de número de partículas con moles y peso con el peso molecular.

Diferenciar entre unidades de concentración físicas y químicas.

## Implementos

1 hoja de cartulina, tijeras, regla, cinta de enmascarar.

Las partículas de interés son: dado, arvejas, azúcar, sal.

## Procedimiento 1.

Registrar la temperatura del lugar y las observaciones que consideres de interés.

Recortar con las tijeras la cartulina para formar un cubo de 1 cm de lado. Repite el procedimiento para un elaborar un cubo de 10 cm de lado.



Pesar los cubos de papel elaborados.

Cubo 1 cm3\_\_\_\_\_ Cubo 10 cm3\_\_\_\_\_

Utilizar el cubo de 1 cm3 como recipiente y hallar el peso y respectivo número de las partículas de interés. Anotar en la Tabla 6. Tabla de datos.

Después de pesar todos los materiales usa el recipiente de 1 cm3 para llenarlo con agua y pesarlo. Anota Su Peso.

Cubo 1 cm3\_\_\_\_\_ Cubo 10 cm3\_\_\_\_\_

## Cálculos y resultados

Hallar la densidad para cada registro dividiendo el peso con el volumen. Registrarlo en la tabla.

Como puedo asociar este cálculo con las unidades de concentración físicas? Se puede decir que la densidad es una unidad de concentración, explica tu respuesta?

Hallar la concentración para las partículas dividiendo el número de partículas con el volumen. Registrarlo en la tabla. Como puedo asociar este cálculo con las unidades de concentración químicas?

Que factores de conversión puedo obtener de estos resultados?. Investiga que es una mole?

Cuanto pesarían 6.022x1023 dados?

Cuanto pesarían 6.022x1023 arvejas?

Cuanto pesarían 6.022x1023 partículas de azúcar?

Cuanto pesarían 6.022x1023 partículas de sal?

Cuanto pesarían 6.022x1023 moléculas de sal?

Cuanto pesarían 6.022x1023 átomos de cloro?

Cuanto pesarían 6.022x1023 átomos de sodio?

Cuanto pesarían 6.022x1023 iones de sodio?

Cuanto pesarían 6.022x1023 protones de sodio?

Cuanto pesarían 6.022x1023 neutrones de sodio?

Cuanto pesarían 6.022x1023 electrones de sodio?

Realiza los cálculos densidad y concentración agregando 1xNL cm3 de arvejas en 1 dm3 de solución (donde NL es el número de lista), expresa los resultados en g/L, Partículas/L y moles/L.

Explica el significado físico de los cálculos anteriores.

Encontrar la densidad del agua hallado en el laboratorio. Con el valor de la temperatura consultar el valor de densidad teórica en internet. Encontrar el porcentaje de error. Explicar las diferencias.

Compara los dos cubos fabricados. Cuantos cubos de 1 cm de lado caben en el de 10 cm de lado?. Que es un litro?.

Tabla ‑. Tabla de datos

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **Arvejas** | **Arroz** | **Azúcar** | **Sal** |  | **Arvejas** | **Arroz** | **Azúcar** | **Sal** |  | **Arvejas** | **Arroz** | **Azúcar** | **Sal** |
| Peso 1, |  |  |  |  | Volumen 1, |  |  |  |  | Densidad 1, |  |  |  |  |
| Peso 2, |  |  |  |  | Volumen 2, |  |  |  |  | Densidad 2, |  |  |  |  |
| Peso 3, |  |  |  |  | Volumen 3, |  |  |  |  | Densidad 3, |  |  |  |  |
| Peso 4, |  |  |  |  | Volumen 4, |  |  |  |  | Densidad 4, |  |  |  |  |
| Peso 5, |  |  |  |  | Volumen 5, |  |  |  |  | Densidad 5, |  |  |  |  |
| Peso 6, |  |  |  |  | Volumen 6, |  |  |  |  | Densidad 6, |  |  |  |  |
| **Promedio** |  |  |  |  | **Promedio** |  |  |  |  | **Promedio** |  |  |  |  |
| **RSD** |  |  |  |  | **RSD** |  |  |  |  | **RSD** |  |  |  |  |
| Numero de partículas 1, |  |  |  |  | Volumen 1, |  |  |  |  | Concentración 1, |  |  |  |  |
| Numero de partículas 2, |  |  |  |  | Volumen 2, |  |  |  |  | Concentración 2, |  |  |  |  |
| Numero de partículas 3, |  |  |  |  | Volumen 3 |  |  |  |  | Concentración 3, |  |  |  |  |
| Numero de partículas 4, |  |  |  |  | Volumen 4 |  |  |  |  | Concentración 4, |  |  |  |  |
| Numero de partículas 5, |  |  |  |  | Volumen 5, |  |  |  |  | Concentración 5, |  |  |  |  |
| Numero de partículas 6, |  |  |  |  | Volumen 6, |  |  |  |  | Concentración 6, |  |  |  |  |
| **Promedio** |  |  |  |  | **Promedio** |  |  |  |  | **Promedio** |  |  |  |  |
| **RSD** |  |  |  |  | **RSD** |  |  |  |  | **RSD** |  |  |  |  |

# Taller

## Realiza un mapa mental del sobre el tema de soluciones químicas.

## Realiza la reacción de disociación para los siguientes electrolitos.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | Li3N | Na3N | 13 | MgF2 | CaF2 |
| 2 | Li3P | Na3P | 14 | MgCl2 | CaCl2 |
| 3 | Li2O | Na2O | 15 | MgBr2 | CaBr2 |
| 4 | Li2S | Na2S | 16 | MgI2 | CaI2 |
| 5 | LiF | NaF | 17 | K3N3 | Ba3N2 |
| 6 | LiCl | NaCl | 18 | K3P | Ba3P2 |
| 7 | LiBr | NaBr | 19 | K2O | BaO |
| 8 | LiI | NaI | 20 | K2S | BaS |
| 9 | Mg3N2 | Ca3N2 | 21 | KF | BaF2 |
| 10 | Mg3P2 | Ca3P2 | 22 | KCl | BaCl2 |
| 11 | MgO | CaO | 23 | KBr | BaBr2 |
| 12 | MgS | CaS | 24 | KI | BaI2 |

## La composición del suero fisiológico o suero Locke es la siguiente.

Tabla ‑

|  |  |
| --- | --- |
| **Compuesto** | **Concentración, g/100 ml de solución** |
| NaCl | 0,9 |
| KCl | 0,042 |
| CaCl2 | 0,024 |
| NaHCO3 | 0,02 |
| Glucosa | 0,1 |

### Si la densidad de la solución se puede tomar como 1,015 g/ml encuentra la composición en porcentaje en peso %pp, porcentaje peso volumen %p/v, porcentaje volumen volumen %v/v, fracción molar X, molaridad M, molalidad m, normalidad N, formalidad F, partes por millón ppm.

### Si se requiere preparar un volumen de suero de Locke. El volumen que se debe preparar es:

V=( 0,05+NL) L

Donde

V: volumen de la solución a preparar

NL: número de lista

***Hallar***

***la cantidad de cada uno de los elementos que se requieren, exprésalo en la tabla***

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Compuesto** | **Concentración, g/100 ml de solución** | **Cantidad de soluto, g** | **Volumen, ml** |
| NL |  |  |  |
| NaCl | 0,9 |  |  |
| KCl | 0,042 |  |  |
| CaCl2 | 0,024 |  |  |
| NaHCO3 | 0,02 |  |  |
| Glucosa | 0,1 |  |  |

En que tipo de balanza medirías cada uno de los elementos.

Que equipos volumétricos usarías para preparar la solución.

Que errores asociados tendrían las mediciones y la preparación de la solución.

# Preparación de soluciones

Las soluciones se pueden preparar de tres maneras

## A partir de una solución preparar otra

### Agregando solvente

Estos problemas se conocen como dilución, porque se parte de una solución concentrada para obtener una diluida. En este caso el número de moles o cantidad de soluto es constante. La solución se va llevar de unas condiciones iniciales a unas finales y se cumple la expresión

CiVi=CfVf

Donde C es concentración inicial o final y volumen inicial o final. La relación se cumple para N, F, M.



### Agregando soluto

Estos problemas se conocen como de concentración porque se parte de una solución diluida para obtener otra más concentrada. Si el soluto es líquido el volumen final es la suma del volumen inicial y el agregado; pero si es sólido o gaseoso el volumen final y el inicial se consideran iguales.



## Mezclando dos soluciones

En estos problemas basta con sumar las moles y los volúmenes de las soluciones que se mezclan para determinar la solución final.



## Mezclando el soluto y el solvente

El peso de la solución se determina a partir del volumen y de la densidad y el peso del soluto a partir de la concentración.





## Taller

### Se disuelven 4 gramos de NaCl de densidad 2,87 g/ml con (10+NL) g de etanol (C2H5OH) de densidad 0,78 g/ml. NL es el número de lista. Hallar %m/m, %m/v, m, M, N, F. Con los resultados de otros compañeros hacer una gráfica de concentración versus volumen y explicar la gráfica y sacar conclusiones.

### Cuantos ml de agua se deben agregar a (200+9n) ml de una solución 4 F de NaOH para llegar a otra 1 F

### Determine la formalidad a la solución que resulta de agregar (0,4+0,1n) g de NaOH a 100 ml de solución 1 F de esta base.

### Determine la formalidad a la solución que resulta mezclar (100+10n) ml de solución 1 F de NaCl y 200 ml de solución 2 F de la misma sal.

### Determine los gramos de NaOH necesarios para preparar (5+5n) ml de solución acuosa 2 m., si la densidad de la solución es 1.05 g/ml.

**Solubilidad[[11]](#footnote-11)**

# Logros

Comprende el concepto de solubilidad y el proceso de solubilizarían de un soluto en determinado solvente

Analiza y explica los factores de los que depende la solubilidad de un soluto en determinado solvente

Identifica las propiedades físico químicas que facultan al agua como solvente universal de la mayoría de las sustancias presentes en la naturaleza

# Objetivos

Explica el comportamiento de algunos solutos en cuanto a su solubilidad, cuando se colocan en contacto con diferentes solventes.

Determina como varia la solubilidad de compuestos puros en agua con respecto a la temperatura.

Analiza como incide la polaridad en la miscibilidad de una sustancia en otra.

Reconoce el agua como un disolvente universal en solubilidad de compuestos.

# Palabras clave

Solubilidad, soluto, solvente, Solución saturada, solución insaturada, solución sobresaturada, efecto de la temperatura, la presión y la polaridad en la solubilidad.

# Investigación previa.

Polaridad de las moléculas.

Fuerzas de atracción intermolecular.

Solubilidad y miscibilidad.

# Fundamento teórico.

Una solución es un sistema termodinámico estable, monofásico, integrado por dos o más componentes. En una solución formada por dos componentes, el soluto es el componente presente en menor cantidad. La solución es homogénea dado que el soluto o componente dispersado se dispersa a través del solvente en partículas de tamaño atómico, molecular o iónico. En su definición más amplia una solución es una mezcla homogénea de solidos líquidos o gases. Por lo tanto una solución puede ser gaseosa como el aire, sólida como una aleación, o liquida como el agua de mar

## La solubilidad

Es una propiedad que física que expresa la máxima cantidad de gramos de soluto disueltos en 100 gramos de solvente a una determinada temperatura.

Cuánticamente se puede determinar a partir de la relación

|  |
| --- |
| Solubilidad= masa de soluto(g) x100 Masa de solvente (g) |

El termino solubilidad se utiliza tanto para designar el fenómeno cualitativo del proceso de dilución como para expresar cuantitativamente la concentración de las soluciones.

De acuerdo a la solubilidad del soluto en el solvente, las soluciones pueden ser insaturadas, saturadas y sobresaturadas. Una solución saturada tiene la máxima cantidad de soluto que se disuelve en un solvente a una temperatura determinada. Una solución insaturada tiene una menor cantidad de soluto que el que una solvente en particular puede disolver a una temperatura específica y una solución sobresaturada es aquella que contiene más soluto que el que el solvente particular puede disolver a una temperatura específica, estas soluciones son muy inestables.

El agua es un solvente capaz de disolver una gran cantidad de sales inorgánicas, compuestos orgánicos y gases. Es la fase dispersante de la fase coloidal de la célula y la fase dispersa la forman las proteínas solubles en agua.

Cuando se disuelve un sólido o un líquido las unidades estructurales, átomos moléculas o iones, se separan unas de otras y el espacio es ocupado por las moléculas del solvente. Durante el proceso es necesario suministrar energía para vencer las fuerzas iónicas o intermoleculares, la que aportada por la formación de uniones entre partículas del soluto y moléculas del solvente.

Solamente el agua y solventes muy polares pueden disolver en cantidad apreciable los compuestos iónicos, que debido a las atracciones electrostáticas forman enlaces ion dipolo, los cuales aportan energía suficiente para vencer las fuerzas interionicas en el cristal. En el proceso de disolución cada ion es rodeado por muchas moléculas del solvente(solvatación). Además un solvente para que pueda disolver los compuestos iónicos necesita tener una constante dieléctrica muy grande, es decir, que debe tener una capacidad aislante muy grande para disminuir la atracción entre los iones de carga opuesta una vez que se encuentran solventados.

El agua es un solvente muy importante de compuestos iónicos debido a su polaridad a su alta constante dieléctrica y a que su grupo OH le permite formar puentes de hidrogeno. Es capaz de solvatar tanto cationes(iones de carga positiva) en su polo negativo (con sus electrones no compartidos) como aniones (iones con carga negativa) por medio de puentes de hidrogeno.

La solubilidad de una sustancia depende de la naturaleza del solvente y del soluto, así como de la temperatura y presión del sistema, es decir, de la tendencia de sistema a alcanzar el valor máximo de entropía.

### Naturaleza del solvente

 la solubilidad de una sustancia es mayor cuando las moléculas del soluto son semejantes eléctrica y estructuralmente a las del solvente. Por eso se dice que ***lo semejante disuelve lo semejante***. Si existe semejanza entre las propiedades eléctricas (momento dipolar grande) entre el soluto y el solvente, las atracciones entre sus moléculas son fuertes y en caso contrario son débiles. Es por esto que un buen solvente polar como el agua es un buen solvente de otro polar como el alcohol, y mal solvente de una sustancia no polar como la gasolina. El benceno es un buen solvente de la gasolina porque es una molécula no polar.

En general los solventes polares disuelven mejor a los compuestos iónicos que los solventes no polares. Por lo que, entre mayor sea la polaridad de un solvente mayor será la solubilidad en el de un compuesto iónico.

Naturaleza del soluto y del solvente: experimentalmente se ha observado que entre más semejantes sean los compuestos en su estructura y propiedades, más fácilmente forman soluciones. Dicha semejanza se observa en la estructura, la polaridad y la facilidad de formar puentes de hidrogeno. Este hecho se resume en la conocida regla ***lo semejante disuelve lo semejante***.

### Temperatura

el efecto de la temperatura sobre la solubilidad de sólidos, líquidos y gases no tiene regla general. Entre los gases la solubilidad es muy grande sin embargo la solubilidad de los gases suele disminuir al aumentar la temperatura de solución, pero en solventes distintos del agua la solubilidad de los gases no disminuye con el aumento de la temperatura.

Generalmente la solubilidad de los sólidos aumenta al aumentar la temperatura, sin embargo hay excepciones a la regla, por ejemplo, a medida que se aumenta la temperatura, la solubilidad del carbonato de litio, LiCO3, en agua disminuye; mientras que la del nitrato de plata AgNO3 aumenta; y la del cloruro de sodio, casi inalterada.

La variación de la solubilidad con la temperatura está relacionada con el calor de solución de cada sustancia y con el calor desprendido o absorbido cuando la sustancia se disuelve hasta saturación. Si el proceso de dilución libera calor entonces el aumento de temperatura no favorece la disolución y si cuando lo absorbe.

## Presión

El efecto sobre la solubilidad en sólidos y líquidos prácticamente no influye, sin embargo, la solubilidad de todos los gases aumenta con el incremento de presión del sistema. Las bebidas gaseosas son un ejemplo de ello.

# Equipos e instrumental por grupo de trabajo.

Tubos de ensayo 16x150mm

Espátula

Tapón de caucho

Vidrio de reloj

Termómetro

Beaker 400 ml, baño maría

Pinza para tubo de ensayo

Placa de calefacción.

Reactivos y muestras por puesto de trabajo.

Yodo

Etanol

Hexano

Ciclo hexano

Nitrato de potasio

Clorato de potasio

Cloruro de potasio

Agua destilada

# Precauciones

Tener mucho cuidado con el termómetro. Al sacarlo de su estuche se debe sujetar de forma horizontal y al usarlo para agitar las soluciones se debe hacer con mucha precaución para no averiarlo.

Medir con exactitud las cantidades correspondientes a los solutos y solventes.

Usar las pipetas rotuladas para cada reactivo y devolver al recipiente correspondiente. Esto para evitar la contaminación de los reactivos, lo cual produce errores en los resultados, perdidas económicas y tiempo.

El hexano, etanol y el ciclo hexano son tóxicos e inflamables. El yodo puede causar quemaduras y manchas.

Evitar el contacto con la piel en el manejo de productos químicos. Si esto ocurre, lavar inmediatamente el área afectada con grandes cantidades de agua.

Lavarse las manos al terminar la sesión.

# Procedimiento

## Solubilidad del yodo en diferentes solventes

Adicionar 2 ml de agua, solvente, a un tubo de ensayo de 16x20 mm.

Con la ayuda de una espátula, añadir dos pequeños cristales de yodo, I2, al tubo, colocar un tapón de caucho y agitar vigorosamente. Anotar sus observaciones, indicando el color de la solución resultante y determinando si es soluble o no el yodo en el agua.

 Repetir los pasos anteriores cambiando el solvente, primero por etanol, luego por hexano y finalmente por ciclo hexano.

Clasificar cualitativamente la solubilidad del yodo en los diferentes solventes usando una escala de cuatro valores, asignarle el valor de uno (1) al menos soluble y cuatro (4) al más soluble.

Figura . Solventes utilizados en la solubilidad del yodo.

## Variaciones de la solubilidad de un soluto en agua con la temperatura.

### Pesar en un vidrio de reloj la cantidad exacta de sal asignada según se indica en la tabla 1 y adicionarla a un tubo de ensayo 16x150 mm.

### Añadir el volumen inicial de agua que se indica en la tabla 1 e introducir el termómetro.

### Calentar la solución en un baño maría hasta que la solución se disuelva.

### Suspender el calentamiento, retirar el tubo del baño y agitar suavemente con el termómetro hasta que se observe turbia la solución. Registrar la temperatura. Nota en este punto se considera que la solución esta satura y se utilizara para determinar la solubilidad.

Añadir a la solución agua según el incremento de volumen indicado en la tabla 1 y repetir los pasos c, d y e. si es necesario usar un baño con hielo para acelerar el enfriamiento hasta notar turbidez.

Repetir el paso anterior incrementando nuevamente el volumen hasta un total de seis lecturas y llegar al volumen final de agua programado. Nota los datos obtenidos servirán para construir la gráfica de solubilidad vs temperatura.

Figura . Montaje para determinar la solubilidad de un soluto en agua.

Tabla ‑

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Soluto | Masa, g | Volumen inicial de agua, ml | Incremento de volumen, ml | Volumen final de agua, ml |
| KNO3 | 4 | 3 | 1 | 8 |
| KClO3 | 2 | 5 | 1 | 10 |
| KCl | 3,5 | 5,5 | 1,5 | 10,5 |
| K2Cr2O7 | 2,6 | 4 | 1 | 10 |

# Registro de datos

Tabla ‑. Solubilidad del yodo en varios solventes

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Solvente  | Solubilidad | Color | Orden de solubilidad |
| Agua |  |  |  |
| Etanol |  |  |  |
| Hexano |  |  |  |
| Ciclo hexano |  |  |  |

Tabla ‑. Variación de la solubilidad de un soluto en agua con la temperatura

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | KNO3 | KClO3 | KCl | K2Cr2O7 |
|  | V, ml | T, °C | V, ml | T, °C | V, ml | T, °C | V, ml | T, °C |
| 1 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 2 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 3 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 4 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 5 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 6 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 7 |  |  |  |  |  |  |  |  |

V: volumen de agua, ml

T: temperatura, °C

Tabla ‑. Dato necesario

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Medida | Cantidad | Unidad |
| Densidad del agua a 20 °C | 1 | g/ml |

Tabla ‑. Cálculos utilizados

|  |  |
| --- | --- |
| Concepto | Cálculos |
| Masa de agua, g | M=ρVDónde: Ρ: densidadV: volumen |
| Solubilidad del soluto (S) por cada 100 g de agua | Solubilidad= masa soluto x 100 Masa solvente |
|  |  |

Tabla ‑. Reporte de resultados

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | KNO3 | KClO3 | KCl | K2Cr2O7 |
|  | V, ml | S, g stox100/g ste | V, ml | S, g stox100/g ste | V, ml | S, g stox100/g ste | V, ml | S, g stox100/g ste |
| 1 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 2 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 3 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 4 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 5 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 6 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 7 |  |  |  |  |  |  |  |  |

T: temperatura, °C

S: Solubilidad g stox100/g ste

# Cuestionario

Para cada temperatura, calcular la solubilidad de los solutos utilizados expresada como S, g stox100/g H2O y calculada según la relación:

|  |
| --- |
| Solubilidad=masa de soluto, g x100 Masa de solvente, g |

Dibujar una gráfica de solubilidad de cada soluto versus temperatura en papel milimetrado

Interpretar la gráfica obtenida. Que conclusión se deriva de ella? Como varia la solubilidad con el aumento de temperatura?

Consultar las curvas de solubilidad teórica para los solutos usados en la práctica.

Utilizando la curva experimental determinar que masa de cada sal precipita si se enfría la solución de desde 55 °C hasta 30 °C.

Soluble y miscible son términos sinónimos? Explicar.

Como es comparativamente, la solubilidad de solidos iónicos y solidos covalentes en agua?

Cual sustancia de cada uno de los siguientes pares esperaría que fuera más soluble en heptano?

|  |  |
| --- | --- |
| CH3COCH3 | CH3COOH |
| C2H5Cl | C2H5OH |
| CH3OCH3 | CH3CH2OH |

Cual sustancia de cada uno de los siguientes pares esperaría que fuera más soluble en agua?

|  |  |
| --- | --- |
| CH3(CH2)4COOH | CH3COOH |
| CH3Cl | CH3OH |
| CH3CHO | CH3(CH2)4CHO |

## Aplicaciones

En diferentes industrias es habitual usar agua para sus procesos de enfriamiento. Esta agua se regresa a lagos y ríos a mayor temperatura y puede resultar fatal para los peces. Como se explica esta mortandad de peces por efectos de esta contaminación térmica?

El azúcar refinado se produce por el proceso de cristalización. Que propiedad física fundamente este método y en que consiste este método de separación?

Los practicantes de buceo a grandes profundidades deben conocer muy bien como varia la concentración del aire con el incremento de la presión ya que ignorarlo puede resultar fatal por la posibilidad de sufrir aero embolismo. Que es el y porque se produce?

Explique porque hay que almacenar bebidas carbonatadas en envases sellados?

Que son aguas duras? En que consiste el proceso de ablandamiento de dichas aguas?

## Referencias

BROWN, T, LEMEY H. E. y BURSTEN B. E. Química, La ciencia central. Séptima edición. México. Prentice Hall. México, 1998. 991p.

CHANG, Raymon. Química. Cuarta edición, España: Mc Graw-Hill, 1997. 1064p.

MASTERTON, W. M. y HURLEY, C. N. Química: principios y reacciones. cuarta edición. Madrid: Thomson, 2004. 715p.

UMLAND, J. B. y BELLAMA, J. M. Química General. Tercera edición, México: Thomson Editores, 1999. 1016 p.

# Pre informe[[12]](#footnote-12)

Nombre completo:\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

## Registro de datos

Tabla ‑. Solubilidad del yodo en diferentes solventes.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Solvente | Solubilidad | Color | Orden de solubilidad |
| Agua |  |  |  |
| Etanol |  |  |  |
| Hexano |  |  |  |
| Ciclo hexano |  |  |  |

Tabla ‑. Variación de un soluto en agua con la temperatura

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | KNO3 | KClO3 | KCl | K2Cr2O7 |
|  | V, ml | T, °C | V, ml | T, °C | V, ml | T, °C | V, ml | T, °C |
| 1 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 2 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 3 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 4 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 5 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 6 |  |  |  |  |  |  |  |  |
| 7 |  |  |  |  |  |  |  |  |

V: volumen de agua, ml

T: temperatura, °C

Soluciones primera parte[[13]](#footnote-13)

# Logros

Aplica los diferentes métodos para preparar soluciones

Determina y expresa la concentración de una solución en diferentes unidades.

# Indicadores de logro

Prepara una solución saturada y discute sus características

Determina en forma cuantitativa la concentración de una solución problema y la expresa en diferentes unidades.

Determina la concentración de una solución problema mediante el uso de indicadores.

# Palabras clave

Solución, soluto, solvente, preparación de soluciones, unidades de concentración, dilución, uso de indicadores, solución saturada, solución insaturada, solución sobresaturada.

# Investigación previa

Solubilidad

 Componentes de una solución

Densidad de una solución

 Disociación de un soluto

# Fundamento teórico

La materia se puede clasificar como sustancias o mezclas. Las sustancias son una clase de materia que posee una composición constante o definida que es imposible de separar por métodos físicos. Por ejemplo agua, amoniaco, sacarosa, oro. A su vez las sustancias se clasifican en elementos y compuestos. Un elemento es un agregando de átomos de la misma especie. Por ejemplo el hierro esta formado por átomos exclusivamente de hierro. Un compuesto es una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente entre si en proporciones definidas, su unidad mínima es la molécula. El HCl, NaOH y H2O son ejemplos de compuestos.

 Por otro lado las mezclas consisten en la unión física de dos o más sustancias en la cual se mantiene su identidad. Estas a su vez se clasifican en mezclas homogéneas y heterogéneas. Las mezclas heterogéneas se caracterizan por tener dos o más fases donde los componentes individuales permanecen físicamente separados y se pueden diferenciar algunos de ellos. Por ejemplo hierro y azufre, agua y aceite, arena y agua. Las mezclas homogéneas, llamadas también soluciones, se caracterizan por tener composición variable ya que pueden prepararse de diversas maneras y forman una sola fase, porción de materia que es uniforme¿ en su composición y propiedades. Por ejemplo gasolina, vinagre, bronce, agua salada, el aire y las aleaciones como el acero o el oro de 14 o 18 quilates, entre otros.

Una solución o disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias y puede ocurrir en cualquiera de los estados gaseosos, líquidos o sólidos. Todas las mezclas gaseosas son homogéneas i soluciones debido a que los gases se mezclan entre si en todas proporciones, el aire es un ejemplo de ellas. Por otra parte las aleaciones son un ejemplo de soluciones de un sólido en un sólido.

Las soluciones líquidas tienen el arreglo molecular típico de un líquido puro, con a diferencia que no todas las son las mismas puesto que se trata de una mezcla. Una gota tiene las mismas propiedades de otra proporción de la misma solución, esto se puede comprobar por ejemplo al tomar una bebida gaseosa (solución de azúcar colorantes, esencias, ácido cítrico o fosfórico y gas carbónico en agua) el primer trago sabe igual que el ultimo.

Una solución tiene dos componentes que son el soluto o sustancia disuelta, o fase dispersa y el solvente o medio dispersante. Las soluciones que tienen solo un soluto y un solvente se les llaman soluciones binarias.

La leche, la mayonesa, la mantequilla y las jaleas son dispersiones coloidales, otra clase de mezcla cuya diferencia con las soluciones se debe principalmente al tamaño de las partículas que la componen.

Las soluciones liquidas verdaderas son transparentes(aunque en algunas ocasiones estén coloreadas) no son separadas por filtración y son estables, esto es, la fuerza de gravedad no las sedimenta.

En esta práctica nos enfocaremos en las soluciones en las cuales el agua es el solvente , llamadas soluciones acuosas.

Recordemos que de acuerdo con la cantidad de soluto disuelto, las soluciones pueden ser saturadas, insaturadas o sobresaturadas. La solución saturada contiene la máxima cantidad de un soluto que se disuelve en un solvente particular a una temperatura específica. Una solución insaturada contiene una menor cantidad de soluto que la que es capaz de disolver y un tercer tipo es la solución insaturada y estas son muy inestables.

## Preparación de soluciones

Las soluciones se pueden preparar por varios métodos, de los cuales los más comunes son:

Partiendo de los componentes esto es del soluto y del solvente.

Por el método de dilución o disolución

Partiendo de dos soluciones de diferente concentración, para obtener una tercera.

## Partiendo de sus componentes.

En este caso se suele tener como recipiente un balón volumétrico, el procedimiento consiste en pesar exactamente la cantidad necesaria de soluto, el cual debe ser muy puro, verter un poco de soluto en el balón y luego, con la ayuda de un embudo, agregar dicho soluto poco a poco con agitación hasta que se disuelva completamente. Finalmente se debe completar con el solvente hasta la marca (aforo o enrase), el cual indica el volumen del balón, tapar, invertir el balón y agitar como mínimo 15 veces para homogenizar la solución.

## Preparación de una solución a partir de sus componentes.

Método de dilución

Se usa para preparar soluciones de menor concentración (soluciones diluidas) a partir de otras de mayor concentración (soluciones concentradas) con la adición únicamente de solvente.

El fundamente del método consiste en que la cantidad de soluto (número de moles) no se altera por el hecho de agregar solvente.

 ni=nf

donde

ni: moles del soluto antes de diluir

nf: moles del soluto después de diluir

 de la definición de formalidad tenemos que nV=F reemplazando

en (1) ViFi=VfFf que corresponde a la ecuación básica de un proceso de dilución.

## Partiendo de dos soluciones de diferente concentración

Es importante tener en cuenta que las dos soluciones deben ser del mismo soluto, de lo contrario podría suceder una reacción química y el tratamiento matemático sería diferente. En caso que las dos soluciones sean del mismo solvente es conveniente hallar las moles de soluto presentes en cada solución y el volumen de cada solución. Para determinar la nueva concentración es necesario sumar las moles de cada soluto y sumar los volúmenes de las dos soluciones.

Unidades de concentración

La concentración de una solución indica la cantidad de soluto disuelto en una cantidad dada de solvente o solución. La concentración de una solución se puede expresar de diferentes formas, por ejemplo:

## Unidades de concentración

La concentración de una solución indica la cantidad de un soluto disuelto en una cantidad dada de solvente o solución. La concentración de una solución se puede expresar cuantitativamente de diversas formas, por ejemplo:

Porcentaje peso a peso (

Se refiere al peso del soluto (en gramos) por cada 100 unidades de peso de solución (en gramos).

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Porcentaje en peso, %p/p | Gramos de soluto 100Gramos de solución | % |

Porcentaje peso a volumen (

Se refiere al peso del soluto (en gramos) por cada 100 mililitros de solución.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Porcentaje en peso, %p/p | Gramos de soluto 100mililitros de solución | % |

Partes por millón, ppm: (

Son las partes de soluto que hay en un millón de partes de solución.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Partes por millón, ppm | Miligramos de solutoKilogramos solución | No tiene |

 Como esta unidad de concentración generalmente se usa para concentraciones muy diluidas (ρ=1), considerando que en 1 Kg hay 1 millón de mg y que 1 litro pesa aproximadamente 1 Kg se acepta la siguiente aproximación:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Partes por millón, ppm | Miligramos de solutoLitros de solución | Mg stoLsln |

Las unidades partes por millón ppm se utiliza para expresar unidades de concentración muy bajas a nivel de trazas de compuestos tóxicos, por ejemplo agua potable.

Para convertir ppm (mg/L) en ppb (μg/m3) se utiliza el factor 1 ppm=1000000 ppb.

Formalidad, F

Se refiere al número de moles presentes en un litro de solución. Indica la forma en que preparo una solución.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Formalidad, F | Peso formula gramo solutoV(L) | nstoLsln |

Molaridad, M

Se refiere al número de moles de la especien después de la disociación presentes en un litro de solución.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Molaridad, M | Peso formula gramo solutoV(L) | nsto (especie)Lsln |

Las unidades de la formalidad son las mismas que las de la molaridad p, pero esta última expresa el estado de la solución después de preparada, es decir si se trata de un soluto que se disocia en sus iones (ioniza) al disolverse, debe tenerse en cuenta la estequiometria de la solución.

Planteando dos ejemplos, uno donde la formalidad y la molaridad coinciden numéricamente y otro donde son diferentes se tiene:

Ejemplo 1

 Se prepara una solución 1 F (uno formal) de cloruro de sodio o sal común, NaCl. Cuál es su molaridad? Nota si la solución es 1 F significa que, para prepararla, se disolvió 1 mol de NaCl en suficiente agua hasta completar 1 litro de solución (1 F=1mol/L).

Ecuación de disociación

NaCl(s) → Na+ (ac)+ Cl-(ac)

En este caso al agregarle el solvente, el soluto disocia al 100% es decir toda pasa a la forma iónica.

Observemos que la ecuación esta balanceada, siendo 1 el coeficiente para todas las especies. Esta solución es entonces 1 M para Na+ y 1 M para el Cl-.

Ejemplo 2 se tiene una solución que se preparó 1 F de nitrato de plomo Pb(NO3)2 cuál es su molaridad?

También en este caso se tomó 1 mol de Pb(NO3)2 y disolverse en sufriente agua hasta completar 1 litro de solución.

Ecuación de disociación

Pb(NO3)2 (s)→ Pb2 +(ac)+ 2NO3 -(ac)

En este caso el soluto también se disocia el 100% y la estequiometria nos dice que se produce 1 mol de ion Pb2+ y 2 moles del ion NO3-. Por consiguiente esta solución es 1 M en Pb2+ y 2 M en NO3-

Molalidad, m

Es el número de moles de un soluto por Kg de solvente

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Molalidad, m | moles de solutokilogramos del solvente | Mol/kg |

Fracción molar, X

La fracción molar de un componente de una solución es la relación entre el número de moles de ese componente y el número total de moles de todos los componentes presentes en la solución. Si solo existen dos componentes existe una fracción molar del soluto Xsto y una fracción molar de solvente Xste así

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Fracción Molar, X | moles de solutomoles de soluto + moles de solventemoles de solventemoles de solvente + moles de soluto | No tiene |

Siempre se cumple que Xsto+Xste=1

Normalidad, N

Se define como el número de equivalentes de soluto por litro de solución

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Normalidad, N | Equivalentes solutokilogramos del solvente | #Eq/L |

Para calcular el número de equivalentes gramo de soluto se tiene

# Eq gramo soluto=n stoE

Donde

E numero entero que depende del tipo de sustancia

|  |  |
| --- | --- |
| Sustancia | Valor E |
| Ácidos | E es igual al número de moles de H+ cedidos |
| Bases | E es igual al número de moles de OH- cedidos |
| Sales | E es igual al número total de cargas positivas del metal |

De una manera más sencilla la normalidad se relaciona con la formalidad así

N=EF

# Equipos e instrumental

Capsula de porcelana }vidrio de reloj

Beaker 100 ml

Agitador de vidrio

Pipeta graduada 10 ml

Soporte universal

 Aro metálico con nuez

Embudo de vidrio

Papel filtro placa calefacción

Balanza analítica

Termómetro

Balón volumétrico 100 ml

Picnómetro

Tubos de ensayo 13x100 mm

Reactivos y muestras

Ácido clorhídrico, HCl 1 F, 0,1 F, =,001 F, 0,0001 F.

Cloruro de sodio, NaCl

Agua desionizada

Azul timol

Violeta de metilo

# Precauciones

Manipular con prudencia la vidriería y equipo de laboratorio

Usar las pipetas rotuladas para cada reactivo y regresarlas siempre al recipiente correspondiente

No pesar objetos calientes sobre la balanza

La evaporación deba hacerse a una temperatura moderada de modo que no pierda reactivo.

Determinar las masas en la balanza analítica y usando todas las cifras significativas.

Usar tubos de ensayo del mismo diámetro para poder interpretar adecuadamente los resultados.

# Procedimiento

### Preparar una solución acuosa de cloruro de sodio, NaCl, saturada.

Pesar juntos una capsula de porcelana y un vidrio de reloj, los cuales deben estar limpios y secos.

En un beaker de 100 ml agregar 20 ml de agua desionizada y 7,2 g de NaCl.

Agitar continuamente la solución hasta que la sal no se disuelva más. Con este procedimiento se obtiene una solución sobresaturada.

Filtrar la solución.

Tomar 5 ml de filtrado (una alícuota), adicionarlos en la capsula de porcelana, tapar la capsula con el vidrio de reloj y calentar hasta completar la evaporación.

Dejar enfriar completamente el conjunto capsula-vidrio reloj-residuo.

pesar el conjunto capsula-vidrio reloj-residuo.

Anotar la temperatura del laboratorio.

## Preparar una solución acuosa de ácido clorhídrico HCl por dilución

Preparar una solución de HCl 0,5 F, 0,25 F0,125 F a partir de una solución de HCl 1 F.

Determinar el volumen que debe de tomar de la solución de HCl 1 F

Medir este volumen, verterlo en un balón volumétrico y completar con agua hasta un volumen de 100 ml.

Tapar, invertir el balón y agitar como mínimo 15 veces para homogenizar la solución.

Medir la densidad de la solución con la ayuda del picnómetro.

## Identificar la concentración de una solución problema usando indicadores.

Seleccionar 8 tubos de ensayo de 13x100 mm del mismo diámetro

Adicionar de acuerdo con la tabla

|  |  |
| --- | --- |
| Tubo numero | Solución a adicionar |
| 1, 2 | 2 ml HCl 0,1 F |
| 3, 4 | 2 ml HCl 0,01 F |
| 5, 6 | 2 ml HCl 0,001 F |
| 7, 8 | Solución desconocida |

Identificar adecuadamente la concentración de cada tubo.

Al primer tubo, de cada una de las soluciones, agregar una gota de indicador azul timol y al otro una gota de violeta de metilo.

Agitar cada tubo y observar.

 Comparar el color de la solución problema con los de las soluciones de concentraciones conocidas y determinar la concentración de ella.

Anotar el color obtenido en cada tubo

No utilizar los contenidos de los tubos en ninguna otra prueba , desecharlos y lavar los tubos.

# Registro de datos

## Preparación de una solución de cloruro de sodio NaCl sobresaturada.

Tabla ‑

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Medida | Cantidad | Unidad |
| Peso de la capsula de porcelana + vidrio de reloj |  | g |
| Peso de la capsula de porcelana + vidrio de reloj + residuo |  | g |
| Peso residuo de NaCl |  | g |
| Volumen de la solución de NaCl |  | ml |
| Temperatura del laboratorio |  | °C |

## Preparar una solución acuosa de ácido clorhídrico HCl por dilución

Tabla ‑

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Medida | Cantidad  | Unidad |
| Volumen de la solución concentrada de HCl, 1 F |  | ml |
| Volumen solución diluida |  | ml |
| Concentración de la solución diluida (asignada) |  | F |
| Densidad de la solución asignada |
| Medida | Cantidad  | Unidad |
| Peso picnómetro vacío |  | g |
| Peso del picnómetro mas solución |  | g |
| Peso de la solución |  | g |
| Volumen del picnómetro |  | ml |
| Densidad de la solución |  | g/ml |

## Identificar la concentración de una solución problema usando indicadores.

Tabla ‑

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Solución  | HCl 0,1 F | HCl 0,01 F | HCl 0,001 F | HCl solución desconocida |
| Azul timol |  |  |  |  |
| Violeta de metilo |  |  |  |  |

Tabla ‑. Datos o constantes necesarias

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Medida | Cantidad | Unidad  |
| Densidad del agua a la temperatura del laboratorio |  |  |
| Masa molar del agua | 18 | g/mol |
| Masa molar del ácido clorhídrico  | 36,45 | g/mol |

# Modelo de cálculos

Tabla ‑

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Concepto | Cálculos  | Unidades  |
| Solubilidad del NaCl por cada 100 g de agua | S=g de soluto x 100 | g sto/100 g ste |
| Densidad, ρ | ρ = masa volumen | g/ml |
| Moles, n | n= masa  masa molar | mol |
| Porcentaje de error relativo | % Er= |Vexp- V teo| \*100 Valor teo |  |
| Porcentaje en peso, %p/p | Gramos de soluto 100Gramos de solución | % |
| Concentración en Peso, C | Gramos de solutolitros de solución | g/L |
| Partes por millón, ppm | Miligramos de solutoKilogramos solución | No tiene |
| Fracción Molar, X | moles de solutomoles de soluto + moles de solventemoles de solventemoles de solvente + moles de soluto | No tiene |
| Molaridad, M | moles de solutolitros de solución | Mol/L |
| Molalidad, m | moles de solutokilogramos del solvente | Mol/kg |
| Normalidad, N | Equivalentes solutokilogramos del solvente | Eq/L |
| Formalidad, F | Peso formula gramo solutoV(L) | Pfg/L |

# Reporte de resultados

Tabla ‑

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Medida  | Cantidad  | Unidad |
| Solubilidad del NaCl por cada 100 g de agua |  |  |
| Porcentaje de error en la determinación de la solubilidad del NaCl |  |  |
| Solución preparada de ácido clorhídrico |
| Densidad de la solución |  |  |
| Porcentaje peso a peso |  |  |
| Normalidad, N |  |  |
| Fracción molar del soluto, Xsto |  |  |
| Fracción molar del solvente, Xste |  |  |
| Molalidad |  |  |
| Partes por millón |  |  |

# Cuestionario y cálculos

Calcular la solubilidad de NaCl por cada 100 g de agua a la temperatura del laboratorio, a partir del peso del soluto recogido en la capsula de porcelana y el volumen de la solución evaporada.

Consultar el valor teórico de la solubilidad del NaCl, anotando la referencia consultada y la temperatura.

 Calcular el porcentaje de error correspondiente a la solubilidad

Expresar la concentración de la solución preparada de ácido clorhídrico en términos del porcentaje peso a peso, normalidad, fracción molar del soluto y del solvente, molalidad y partes por millón.

Como se ve afectada la concentración de una solución si se hace en un beaker o un Erlenmeyer y no en un balón volumétrico?

Que características tienen el azul timol y el violeta de metilo? En que rango presenta su cambio de color?

 Que sucede cuando se agrega un pequeño cristal de NaCl a la solución sobresaturada

Como se ve afectado el cálculo de la solubilidad del cloruro de sodio si no se filtra la solución resultante?

Cuáles son las posibles causas de error en la determinación de solubilidad?

Porque razón la concentración se una solución se expresa de diferentes maneras?

Aplicaciones

Los océanos que cubren el 70% de la superficie terrestre y contienen 1,4 1018 kg de agua están unidos entre so y se trata de una solución homogénea compuesta por una serie de iones disueltos. Cuales con los principales solutos primarios y secundarios del agua de mar y para que se aprovechan estos iones disueltos?

La concentración del dióxido de carbono, en los primeros metros de profundidad en los mares , es del orden de 2000 mmol/kg y se cree que es un factor importante en la concentración del dióxido de carbono atmosférico. Cuál es esa concentración en ppm?

Las soluciones para infusión intravenosa concentraciones tales que el agua no pase para dentro o fuera de los glóbulos rojos de la sangre. La glucosa C6H12O6, para vía intravenosa debe ser 0,31 M. Explique cómo preparar 500 ml de solución 0,31 M de glucosa.

Una tasa promedio de café contiene 250 ml y 125 mg de cafeína, una taza de chocolate 50 mg, y una coca cola de 12 onzas 50 mg. La fórmula molecular de este alcaloide es C8H10N4O2. Cuál es la molaridad de la cafeína en él te o el café? Las dosis de cafeína superiores a 1 gramo pueden causar síntomas alarmantes en humanos. Cuantas tazas de café o té suministran 1 gramo de cafeína?. El café descafeinado contiene alrededor de 0,6 g de cafeína por onza. Cuál es la concentración de cafeína por onza en ppm?

 Según la etiqueta, el contenido de una botella de vino tiene 750 ml de volumen y contiene 12% v/v de alcohol C2H6O. a 20 °C, la densidad del alcohol es 0,789 g/ml

Cuantos gramos de alcohol hay en una botella

Cuál es el % p/p de alcohol en el vino

El alcohol se produce por fermentación del azúcar de la uva (glucosa) C6H12O6 y el otro producto es el dióxido de carbono gaseoso. Escriba la ecuación de la reacción.

Cuantos gramos de dióxido de carbono se forman?

La densidad del dióxido de carbono a 20 °C y presión atmosférica es 1,831 g/l cual es el volumen del dióxido de carbono formado.

# Bibliografía

BROWN, T, LEMEY H. E. y BURSTEN B. E. Química, La ciencia central. Séptima edición. México. Prentice Hall. México, 1998. 991p.

FRANCO Daniel. Manual de prácticas de química general. Medellín: Politécnico Colombiano Jaime Isaza Cadavid. 1998.

HORMAZA ANAGUANO, Angelina y VALENCIA URIBE Cristina. Manual de prácticas de química general. Medellín Universidad Nacional de Colombia, 2004.

OSPINA CARDONA Lucia. Manual de laboratorio de química. Medellín: Escuela de Ingeniería de Antioquia. Primera edición, 2001.

RESTREPO MERINO J. fundamentos de química general. Segunda edición, Medellín: Graficas Adriana, 2003.

Soluciones primera parte[[14]](#footnote-14)

# Pre informe

Nombre completo:\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Registro de datos

Registro de datos

## Preparación de una solución de cloruro de sodio NaCl sobresaturada.

Tabla ‑

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Medida | Cantidad | Unidad |
| Peso de la capsula de porcelana + vidrio de reloj |  | g |
| Peso de la capsula de porcelana + vidrio de reloj + residuo |  | g |
| Peso residuo de NaCl |  | g |
| Volumen de la solución de NaCl |  | ml |
| Temperatura del laboratorio |  | °C |

## Preparar una solución acuosa de ácido clorhídrico HCl por dilución

Tabla ‑

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Medida | Cantidad  | Unidad |
| Volumen de la solución concentrada de HCl, 1 F |  | ml |
| Volumen solución diluida |  | ml |
| Concentración de la solución diluida (asignada) |  | F |
| Densidad de la solución asignada |
| Medida | Cantidad  | Unidad |
| Peso picnómetro vacío |  | g |
| Peso del picnómetro mas solución |  | g |
| Peso de la solución |  | g |
| Volumen del picnómetro |  | ml |
| Densidad de la solución |  | g/ml |

## Dentificar la concentración de una solución problema usando indicadores.

Tabla ‑

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Solución  | HCl 0,1 F | HCl 0,01 F | HCl 0,001 F | HCl solución desconocida |
| Azul timol |  |  |  |  |
| Violeta de metilo |  |  |  |  |

Soluciones[[15]](#footnote-15)

# Logros

Comprende las definiciones de ácido y base según las diferentes teorías.

Aplica los los principios y teorías de ácidos y bases en los procesos de titulación.

# Indicadores de logro

Comprueba los principios fundamentales de los equilibrios acido base

Aplica la técnica de la titulación para determinar la concentración de una solución desconocida

Determina por medio de indicadores el pH aproximado de distintas soluciones.

# Palabras clave

Titulación, acido, base, indicadores, pH, punto de equivalencia, punto final.

Investigación previa

Reacción de neutralización

Normalidad de una solución

Relación entre normalidad y formalidad

Proceso de dilución

# Fundamento teórico

Los ácidos y las bases se definen según varias teorías como:

## Teoría de Arrhenius

Un ácido es cualquier sustancia que libera iones hidrogeno (H+) cuando se disuelve en agua y una base es cualquier sustancia que libera iones hidroxilo (OH-) cuando se disuelve en agua.

|  |  |
| --- | --- |
| H2SO4 + H2O→ HSO4- + H3O+  | Acido |
| NH3+ H2O→ NH4+ + OH- | Base  |

## Teoría de Bronsted-Lowry

 Define un ácido como una sustancia que puede dar o donar hidrogeno (H+) o protón a otra sustancia y una base como una sustancia capaz de recibir o de aceptar un ion hidrogeno (H+) o protón de otra sustancia. En términos sencillos un ácido es un donador de protones y una base es un receptor de protones.

|  |  |
| --- | --- |
| H2SO4 + NH3→ HSO4- + NH4+  | Acido |

## Teoría de Lewis

Una base es una sustancia que es capaz de donar un par de electrones y un ácido es toda sustancia capaz de recibir un par de electrones, para formar un enlace covalente.

|  |  |
| --- | --- |
| BF3+F- → BF4- |  |

## Propiedades de las disoluciones acuosas de ácidos

 Las disoluciones acuosas de la mayoría de ácidos protónicos(aquellos que contienen átomos de hidrogeno acidicos) presentan ciertas propiedades, que son propiedades de los iones hidrogeno hidratados, entre las cuales están:

Poseen sabor agrio. La palabra acido proviene del latin, acidus = agrio y recuerda el procedimiento de los químicos antiguos de probarlo todo, que fue el origen de un buen número de muertes prematuras por envenenamiento dentro de la profesión.

Cambian el color de muchos indicadores. Por ejemplo colorean el papel tornasol. El tornasol es un colorante de color violeta en disolución acuosa(tintura de tornasol) que puede cambiar de color de acuerdo con la acidez de la solución. También hacen que el indicador azul de bromotimol cambie de azul a amarillo.

Sus soluciones conducen la electricidad. La calidad de una solución acida como conductor de la electricidad depende no solo de la concentración del ácido, sino también de la naturaleza de este, de modo que a igual concentración la comparación de las diferentes conductividades permite establecer una escala de acidez entre los ácidos.

Los ácidos no oxidantes reaccionan con metales que son más activos que el hidrogeno. Liberando hidrogeno gaseoso; H2 por ejemplo, un ácido puede reaccionar con zinc para producir hidrogeno gaseoso.

## Propiedades de las bases

Las bases también llamadas álcalis fueron caracterizadas en un principio por oposición a los ácidos. Eran sustancias que intervenían en reacciones que buscaban neutralizar la acción de los ácidos. Cuando una base se agrega a una solución acida elimina o reduce sus propiedades características. Las disoluciones acuosas de la mayoría de las bases también presentan ciertas propiedades. Estas son debido a los iones hidroxilo hidratados que están presentes en las disoluciones de las bases. Las siguientes son ejemplos de las propiedades de las bases:

Tienen sabor amargo característico

Al igual que los ácidos en disolución acuosa conducen la electricidad.

Cambian el color de muchos indicadores. Con bases el papel tornasol cambia de color rojo a azul y el azul bromotimol cambia de amarillo a azul.

Reaccionan con ácidos protónicos para dar a una sal mas agua

Sus disoluciones acuosas también pueden conducir la corriente eléctrica cuando están disociadas o ionizadas.

potencial de iones hidrogeno o PH

se dice que el agua es una sustancia anfótera porque puede comportarse como acido o base

H2O + H2O→ H3O+ + OH-

Lo anterior se puede simplificar así

|  |
| --- |
| H2O → H+ +OH- |
| Autoionizacion del agua |

A la anterior ecuación le corresponde la llamada constante de equilibrio o producto iónico del agua.

|  |  |
| --- | --- |
| Kw=[H+] [OH-] | 1. Producto iónico del agua
 |

Experimentalmente se determinado que, a 25 °C

|  |  |
| --- | --- |
| [H+]=[OH-] = 1 10 -7 |  |
| Kw=[H+] [OH-] [1 10 -7] [1 10 -7] [1 10 -14] |  |

Lo anterior significa que para una solución acuosa a 25 °C y sin importar su contenido, el producto de [H+] [OH-] siempre será igual a [1 10 -14] . por lo tanto si [H+] aumenta, [OH-] disminuye para que el producto der ambos siga siendo [1 10 -14]. Se define entonces:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Tipo de solución  | Concentración | PH |
| Neutra | [H+] = [OH-] | PH=7 |
| Acida | [H+] ›[OH-] | PH‹7 |
| Básica | [H+] ‹ [OH-] | PH›7 |

Debido a la importancia de las concentraciones, a nivel de trazas de iones hidrogeno e hidroxilo en los laboratorios de química se toman rutinariamente estas concentraciones. Porque la manipulación de cifras tan extrañas como los exponentes negativos [1 10 -14] o sus equivalentes decimales 0,00000000000001 resulta tedioso y es así como los químicos adoptan una simplificación y es el concepto de la escala p la cual utiliza logaritmos comunes de base 10. Si N representa cualquier número entonces matemáticamente:

|  |  |
| --- | --- |
| pN=-logN=(-1)logN |  |

Es decir que p significa hallar el logaritmo(exponente al cual se eleva la base 10) del número que sigue y multiplicar el resultado por -1. En química lo que se define como el PH de la solución es:

|  |  |
| --- | --- |
| PH=-log[H+]  | (3) |

Los corchetes [ ]se interpretan como molaridad o moles/L y no se acostumbra escribir las unidades de PH. La anterior ecuación permite obtener el valor de PH a partir de la concentración del ácido, o lo que es lo mismo, de la concentración de los iones H+, por definición podemos deducir la concentración del ácido a partir del PH.

|  |  |
| --- | --- |
|  [H+] =log-PH | (4) |

En la práctica el problema de hallar la concentración molar de H+ dado el PH se reduce a multiplicar el valor de PH por -1 y luego hallar el antilogaritmo.

El PH es un término usado internacionalmente para expresar la intensidad de las condiciones acidas o básicas de una solución cualquiera; en otras palabras es una medida de la acidez, expresada en unidades logarítmicas. Es otra manera de expresar las unidades de [H+] o de [OH-] en una solución en lugar de la molaridad.

En forma análoga se usa el termino POH para indicar las condiciones básicas de una solución

|  |  |
| --- | --- |
| POH=-log[OH-]  | (5) |

Si sacamos logaritmos a ambos lados de la ecuación

|  |  |
| --- | --- |
| [H+]+[OH-] = 1 10 -14 | 6 |
| PH+POH=14 | 7 |

De este modo y con la anterior ecuación si conocemos el PH o el POH de una solución se puede calcular la otra cantidad.

Si se conoce el POH también se puede hallar [OH-] multiplicando dicho valor por 1 y hallando el antilogaritmo, ya que [OH+] =10-POH

Uso de indicadores en la determinación de la concentración de soluciones.

 Los indicadores son sustancias orgánicas de naturaleza compleja que cambian de color dependiendo del medio en el cual se encuentren; se utilizan para visualizar la completación de una titulación, es decir que sufren un cambio de color cuando las cantidades de los reactivos son químicamente equivalentes o están muy próximas a dicho punto; este, que es experimental, se denomina punto final. El punto teórico exacto se conoce como punto de equivalencia.

Los indicadores se usan para determinar la concentración de una solución, de una manera aproximada, por observación de la intensidad del color que toman al mezclarse con ella; dicho color se compara con el presentado por una serie de soluciones patrón o de concentración conocida.

Un tipo específico de indicadores que se usara en esta práctica, los indicadores acido base son ácidos o bases débiles que cambian de color de acuerdo con el grado de acidez del medio (PH) en el que se encuentren. Cada indicador tiene un rango de PH en el cual realiza el cambio o viraje del color; algunos ejemplos los podemos ver en la tabla

Tabla ‑.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Indicador | Intervalo de PH | Viraje de color |
| Violeta de metilo | 0,1-2,7 | Amarillo violeta |
| Azul timol | 1,2-2,8 | Rojo amarillo |
| Naranja de metilo | 3,1-4,4 | Rojo amarillo/naranja |
| Rojo de metilo | 4,4-6,2 | Rojo amarillo/naranja |
| Azul bromotimol | 6,0-7,6 | Amarillo azul |
| Fenolftaleína | 8,3-10,0 | Incoloro rosado |

En el comercio se encuentran cintas o tirillas de papel indicador preparadas especialmente mediante la mezcla de colorantes indicadores. El color que adquieren se compara con una escala patrón que aparece impresa en el empaque y permite determinar de forma aproximada el PH.

Cuando se requieren mediciones más exactas del PH se usan instrumentos llamados PH metros o potenciómetros los cuales pueden dar mediciones con una precisión de 0,01 unidades de PH; de hecho, estos son los equipos más utilizados en la industria para controlar la calidad de un gran número se productos y procesos.

## Titulación o valoración acido base o neutralización

La titulación es una de las técnicas más comunes en química analitica para determinación de la concentración de sustancias en solución. El conocimiento de esta técnica es esencial en el laboratorio químico.

Cuando la determinación de la concentración de H+ o acidez de una solución se desea conocer con mayor precisión, se recurre a la técnica conocida como titulación o valoración acido base figura , la cual consiste en hacer reaccionar una cantidad conocida de solución acida, que se deposita en un erlenmeyer, con otra solución de una base de concentración exactamente conocida (solución estándar) la cual se agrega lentamente desde una bureta graduada hasta observar un leve cambio de color del indicador que se ha adicionado previamente en la muestra; el procedimiento también puede ser a la inversa, es decir teniendo el ácido en el Erlenmeyer como solución estándar, para averiguar la concentración dela base (en la bureta). El momento del viraje del indicador se conoce como punto final de la titulación y el volumen gastado de esta base permite calcular la concentración del ácido. Esta titulación (hay otros tipos) se conoce como neutralización; cuando todos los iones hidronio (H+) han reaccionado con la base, se dice que la solución acida se ha neutralizado.

Figura

titulación toda reacción de neutralización da como resultado, una sal y agua, así que el indicador se selecciona de modo que produzca el cambio de color a un determinado valor de PH de la solución de la sal que se está formando durante la titulación. Las soluciones de las sales producidas cuando se titulan un ácido y una base fuerte tienen un PH de 7; la fenolftaleína cambia su color a un PH relativamente cercano a este valor y es el indicador más utilizado para titulaciones de ácidos fuertes con bases fuertes. Sin embargo en titulaciones de ácido débil base fuerte o acido fuerte base débil, el punto de equivalencia se da en un valor diferente de PH igual a 7.

El punto teórico preciso en el que todos los iones H+ disponibles del ácido se deben haber titulado, se conoce como punto de equivalencia de la reacción. En el proceso el analista agrega el reactivo muy lentamente, gota a gota, hasta que el indicador sufre un cambio característico que es el ya mencionado, punto final de la titulación; se pretende que este coincida con el punto de equivalencia mediante una selección adecuada del indicador. De manera análoga se puede determinar la concentración de una solución básica.

En el punto de equivalencia de una solución se cumple que

|  |
| --- |
| # Equivalentes del ácido = # Equivalentes de la base |
| V1N1= V2N2 |

Donde

N1: normalidad sustancia conocida

V1: volumen sustancia conocida

N2: normalidad sustancia desconocida

V2: volumen sustancia desconocida

# Equipos e instrumental por grupos de trabajo

Bureta graduada de 50 ml

Erlenmeyer de 250 ml

PH metro

Tubos de ensayo de 13x100 ml

Pipeta graduada de 10 ml

 Gradilla para tubos de ensayo

Balón volumétrico

Papel tornasol

Beakers 50 ml

# Reactivos y muestras por puesto de trabajo

Ácido clorhídrico, HCl 0,1 F, 2 F

Hidróxido de sodio, NaOH 0,1 F

 Agua destilada

Anaranjado de metilo

Fenolftaleína

carbonato de sodio anhidro Na2CO3 0,1 F

# Precauciones

Manipular con cuidado la bureta el PH metro y todo el equipo de trabajo.

Leer correctamente el volumen de los diferentes implementos para evitar el error de paralelaje.

Verificar que la llave de la bureta este totalmente cerrada

Manejar adecuadamente el PH metro

# Procedimiento

### Determinación de del viraje de color de indicadores en medio acido, básico y neutro

Tomar tres tubos de ensayo de 13x100 mm y adicionar al primer tubo 1 ml de agua des ionizada, al segundo 1ml de agua desionizada y 0,5 ml de HCl 1 F y al tercer tubo 1 ml de agua y 0,5 de NaOH 0,5 F; luego adicionar a cada tubo 3 gotas de anaranjado de metilo.

Anotar las observaciones en la tabla

Repetir el ensayo con fenolftaleína como indicador.

Medir el pH de las soluciones con papel indicador, teniendo en cuenta que en el tubo no debe haber ningún indicador.

## Preparación de una solución de HCl por dilución

Preparar 100 ml de solución de ácido clorhídrico por dilución a partir de ácido clorhídrico de concentración 2 F

Adicionar en el balón volumétrico el volumen de HCl que se le indique y completar con agua desionizada hasta 100 ml , tapar y agitar para homogenizar la solución.

Medir el pH de la solución preparada

Nota los volúmenes de HCl que se asignaran serán 5 ml, 10 ml, 15 ml, 20 ml, 25 ml.

## Valoración de una solución preparada de HCl

Agregar Na2CO3 de concentración conocida en la bureta graduada de 50 ml, asegurándose que quede bien llena la punta y que no hallan burbujas de aire.

Ajustar el nivel de carbonato en la marca cero

En un Erlenmeyer de 250 ml adicionar 5 ml de ácido clorhídrico preparado y completar con agua desionizada de hasta 25 ml.

Medir el pH de la solución con el pH metro

Añadir 1 gota de naranja de metilo

 Comenzar la adición controlada del Na2CO3 a la solución de ácido agitando continuamente con movimientos giratorios.

Cuando la coloración de la solución en el Erlenmeyer vire de rosado a amarillo claro, cierre la llave de la bureta y anote el volumen de solución consumida en la neutralización.

Medir nuevamente el pH de la solución con el pH metro

### Determinación del carácter acido o básico de las bebidas típicas

Determinar el carácter acido o básico de algunas bebidas típicas ( leche, tinto, gaseosa, vinagre, solución acuosa de alka seltzer, entre otras) por medidas del pH con el pH metro.

# Registro de datos

### Determinación de del viraje de color de indicadores en medio acido, básico y neutro

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Medio | Anaranjado de metilo | fenolftaleína | PH |
| Agua  |  |  |  |
| Agua + HCl  |  |  |  |
| Agua + NaOH |  |  |  |

### Preparación de una solución de HCl por dilución

|  |  |
| --- | --- |
| Solución  | variable |
| Concentración inicial de HCl | 2 F |
| Volumen asignado de la solución de HCl 2 F |  |
| PH de la solución de HCl 2 F |  |
| Volumen de solución diluida de HCl |  |
| Concentración de la solución diluida, F |  |
| PH de la solución diluida |  |

## Valoración de una solución preparada de HCl

|  |  |
| --- | --- |
| Solución  | variable |
| Concentración inicial de Na2CO3 |  |
| Volumen inicial de la solución de Na2CO3 |  |
| Volumen final de la solución de Na2CO3 |  |
| Volumen de solución de HCl desconocida |  |
| PH de la solución inicial |  |
| PH de la solución final |  |

## Determinación del carácter acido o básico de las bebidas típicas

|  |  |
| --- | --- |
| Bebida | pH |
|  |  |
|  |  |
|  |  |
|  |  |
|  |  |

## Cálculos utilizados

|  |  |
| --- | --- |
| Concepto  | cálculos |
| Concentración de HCl preparado por dilución  | C2=C1V1 V2 |
| Concentración de HCl a partir de la definición de pH. | [H+] =10-PH |
| Concentración del ácido por titulación | Nacido=NbaseVbase  VacidoDondeN normalidadV: volumen |

## Reporte de resultados

Tabla ‑. Concentración del ácido clorhídrico preparado

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Medida | Cantidad  | Unidad |
| Concentración del HCl preparado a partir de la dilución |  |  |
| Concentración del HCl preparado a partir de la definición de pH |  |  |
| Normalidad de Na2CO3 |  |  |
| Concentración del HCl preparado por titulación con Na2CO3 |  |  |

Tabla ‑

|  |  |
| --- | --- |
| Tipo de reacción química | Ecuación química balanceada |
|  |  |

# Cuestionario

Calcular la concentración de la solución de ácido clorhídrico preparada a partir de la dilución del mismo acido de concentración 2 F.

Calcular la concentración de ácido diluido partiendo del valor de pH determinado.

Determinar a partir del proceso de titulación la normalidad exacta del ácido.

En la parte 3 del procedimiento, porque no se agrega anaranjado de metilo a la solución que hay en la bureta? (solución de carbonato de sodio)

Como influye en los resultados la adición agua a la solución titulada? Explicar

Qué tipo de sustancias son el HCl y el na2CO3?

Como prepararía una solución de 500 ml y 0,1 F de Na2CO3?

Como se calcula la normalidad de una solución de Na2CO3?

De qué manera se puede seguir el avance de la reacción entre el HCl y el Na2CO3?

 Qué implicaciones desde el punto de vista gástrico tiene la ingesta de bebidas como las que se tienen en el procedimiento 4?

La validez de una titulación depende en gran medida de la exactitud con que se conozca la concentración del agente titulante(valorante) o estándar. Que es un patrón primario o estándar primario y que características debe tener para que efectivamente sirva de estándar?

Que criterios deben tenerse en cuanta para seleccionar el indicador para usar en una titulación.

Que es un ácido monoprotico y uno politropico?

Consultar las curvas características de titulación de un ácido fuerte y una base fuerte y la de una base fuerte con un ácido débil.

# Aplicaciones

El pH más bajo al cual pueden existir las especies vivientes es de 4. Se descubre que un cultivo de bacterias , en un laboratorio, se contamino con un ácido monotropico fuerte cuya concentración es 0,025 M. diga si los microorganismos sobrevivirán en este medio.

Cuando los alimentos son ingeridos y llegan al estómago se combinan con el jugo gástrico segregado por las glándulas parietales. El jugo gástrico contiene HCl y una encima denominada pepsina. Es un jugo extremadamente acido, con pH cercano a 0,8 que al mezclarlo con los alimento eleva el pH hasta un valor de 2,0. El propósito de este medio tan acido es digerir el alimento y activar ciertas enzimas digestivas. En algunos casos algunas personas manifiestan agriera o hiperacidez estomacal la cual no es más que un exceso de ácido (exceso de iones H+). El tratamiento de problemas gástricos se enfoca con frecuencia a la neutralización de los ácidos digestivos usando sustancias llamadas antiácidos. Que son los antiácidos y a que se debe su capacidad para neutralizar ácidos?

Cuáles son los principios activos de antiácidos comunes como: mylanta alka seltzer, tums, milanta, malox, rolaids y cuales son las reacciones de neutralización con el ácido clorhídrico estomacal?

Los pequeños cambios en la concentración de los iones hidroxilo (H+) ejercen importantes efectos en el funcionamiento normal de las células y solo un rango de pH es adecuado para la vida. Por ejemplo, el pH normal de la sangre arterial es 7,45 si este desciende a 6,8 o asciende a más de 8,0 por más de algunos segundos , se produce la muerte. De qué manera se puede alcanzar tales niveles de pH sanguíneo y como regula el organismo humano estos niveles de pH?

Que efecto ejerce sobre el pH del suelo el uso de nitrato de amonio como fertilizante?

Como se trata un suelo acido?

El ácido cítrico (monotropico), que se obtiene del jugo de limón, tiene formula molecular C6H8O7. Una muestra de 0,571 g de ácido cítrico requiere 42,5 ml de H2SO4 a 0,105 F para su neutralización completa. Cuál es el peso equivalente del ácido cítrico y cuál es la reacción de neutralización?

#  Referencias

BROWN, T, LEMEY H. E. y BURSTEN B. E. Química, La ciencia central. Séptima edición. México. Prentice Hall. México, 1998. 991p.

BURNS, Ralph A. fundamentos de química. Segunda edición, México.: Prentice Hall Hispanoamericana, 1996.

CHANG Raymon. Química. Cuarta edición, España: Mc Graw-Hill, 1997.

FRANCO Daniel. Manual de prácticas de química general. Medellín: Politécnico Colombiano Jaime Isaza Cadavid. 1998.

MASTERTON, W. M. y HURLEY, C. N. Química: principios y reacciones. Cuarta edición. Madrid: Thomson, 2004.

UMLAND, J. B. y BELLAMA, J. M. Química general. Tercera edición, México: Thomson Editores, 1999.

WHITTEN, K. W., DAVIS R. E. y PECK M. L. Química general. Quinta edición, España: Mc Graw-Hill, 1998.

 Soluciones II [[16]](#footnote-16)

## Pre informe

Nombre completo:\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

### Determinación de del viraje de color de indicadores en medio acido, básico y neutro

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Medio | Anaranjado de metilo | fenolftaleína | PH |
| Agua  |  |  |  |
| Agua + Hall |  |  |  |
| Agua + NaOH |  |  |  |

### Preparaciones de una solución de HCl por dilución

|  |  |
| --- | --- |
| Solución  | variable |
| Concentración inicial de HCl | 2 F |
| Volumen asignado de la solución de HCl 2 F |  |
| PH de la solución de HCl 2 F |  |
| Volumen de solución diluida de HCl |  |
| Concentración de la solución diluida, F |  |
| PH de la solución diluida |  |

3 Valoración de una solución preparada de HCl

|  |  |
| --- | --- |
| Solución  | variable |
| Concentración inicial de Na2CO3 |  |
| Volumen inicial de la solución de Na2CO3 |  |
| Volumen final de la solución de Na2CO3 |  |
| Volumen de solución de HCl desconocida |  |
| PH de la solución inicial |  |
| PH de la solución final |  |

### Determinación del carácter acido o básico de las bebidas típicas

|  |  |
| --- | --- |
| Bebida | pH |
|  |  |
|  |  |
|  |  |
|  |  |
|  |  |

1. Qu mica. Karen C. Timberlake, William Timberlake. Ed. Pearson Educación. 2008. Pag 381. [↑](#footnote-ref-1)
2. Química. Karen C. Timberlake, William Timberlake. Ed. Pearson Educación. 2008. Pag 380. [↑](#footnote-ref-2)
3. Ingenio Químico I. Parga lozano Diana Lineth. Ed. Voluntad. 2006. Pag 62. [↑](#footnote-ref-3)
4. Qu mica. Karen C. Timberlake, William Timberlake. Ed. Pearson Educación. 2008. Pag. 384 [↑](#footnote-ref-4)
5. Química 10. Julio Cesar Poveda Vargas. Ed. Educar Editores. 2003. Pag. 299. [↑](#footnote-ref-5)
6. Hacia la química 1. Arcesio Garcia, Aquilino Aubad, Rubén Zapata. Ed Temis. 1985. [↑](#footnote-ref-6)
7. Qu mica. Karen C. Timberlake, William Timberlake. Ed. Pearson Education. 2008. Pag 377. [↑](#footnote-ref-7)
8. Qu mica. Karen C. Timberlake, William Timberlake. Ed. Pearson Educación. 2008. Pag 384. [↑](#footnote-ref-8)
9. Química 10. Julio Cesar Poveda Vargas. Ed. Educar Editores. 2003. Pag. 305 [↑](#footnote-ref-9)
10. Molécula I Química. Ed. Voluntad. William Manuel Mora, Diana Lineth Parga, William Javier Torres. 2003. Pág. 121 [↑](#footnote-ref-10)
11. Material suministrado por el docente Jaime Garcia [↑](#footnote-ref-11)
12. Material suministrado por el docente Jaime Garcia [↑](#footnote-ref-12)
13. Material suministrado por el docente Jaime Garcia [↑](#footnote-ref-13)
14. Material suministrado por el docente Jaime Garcia [↑](#footnote-ref-14)
15. Material suministrado por el docente Jaime Garcia [↑](#footnote-ref-15)
16. Material suministrado por el docente Jaime Garcia [↑](#footnote-ref-16)