| **TALLER DE CLASE** | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Este taller debe ser realizado en el cuaderno, en perfecto orden. El taller será presentado en la siguiente clase o cuando el docente indique y deberá ser sustentado. | | | | | | | |
| ASIGNATURA | QUÍMICA | CURSO | 10 | PERIODO | 3 | FECHA | |
| TEMA | **pH y pOH** | | | | | | |

**1.** Explica por qué en química se utiliza la función logarítmica ($-log$) para expresar la concentración de iones hidrógeno ($[H^+]$), tomando en cuenta que dichas concentraciones en disoluciones acuosas suelen ser valores extremadamente pequeños expresados en notación científica (por ejemplo, $1 \times 10^{-3}$ M).

**2.** Dibuja o describe una recta numérica que vaya de 0 a 14. Ubica en ella los siguientes puntos clave: el punto de neutralidad absoluta (7), la zona de ácidos fuertes y débiles, y la zona de bases débiles y fuertes. Explica hacia qué extremo aumenta la fuerza destructiva o cáustica de ambas naturalezas.

**3.** Se determina que los jugos gástricos de un paciente presentan una concentración molar de iones hidronio $[H^+] = 0.01$ M.

a) Calcula el valor exacto del pH.
b) Clasifica la sustancia según su posición en la escala y determina si corresponde a un ácido fuerte o débil.

**4.** Una solución limpiadora casera de amoníaco presenta una concentración de iones hidróxido $[OH^-] = 0.001$ M.

a) Calcula el $pOH$ de la solución usando la expresión $pOH = -\log[OH^-]$.
b) Aplica la relación fundamental de la escala ($pH + pOH = 14$) para hallar el valor del pH definitivo. ¿Es un medio ácido o básico?

**5.** Se disuelven 0.4 moles de ácido clorhídrico ($HCl$) en un volumen total de 2,000 mL de solución ¿Cuál es su pH?

**6.** Se disuelve una cantidad de hidróxido de sodio ($NaOH$) hasta obtener 1.5 litros de disolución con una concentración de 0.05 M. Halla el pH final de la mezcla.

**7.** Teniendo en cuenta que la leche posee un pH cercano a 6.5 (ligeramente ácido/neutro débil), explica químicamente por qué ingerirla no neutraliza los jugos gástricos (cuyo pH ronda entre 1.2 y 2.0), sino que podría empeorar el cuadro de acidez.

**8.** Predice el resultado y la naturaleza química del producto al mezclar cantidades equimolares de los siguientes pares de sustancias:

a) Un ácido fuerte ($HCl$) con una base fuerte ($NaOH$).
b) Un ácido fuerte ($HCl$) con una base débil ($NH_3$).
c) Un ácido débil ($CH_3COOH$) con una base débil.

**9.** Si un frasco de laboratorio contiene una solución de ácido nítrico ($HNO_3$) y se mide digitalmente que su pH es de 2.3, ¿cuál era la concentración molar exacta de los iones hidrógeno en esa disolución?

**10.** Compara dos sustancias: la Sustancia A tiene un pH de 2 y la Sustancia B tiene un pH de 5.

a) ¿Cuál de las dos soluciones es más ácida?
b) Debido a la naturaleza logarítmica de la escala, ¿cuántas veces es mayor la concentración de iones $[H^+]$ de la Sustancia A en comparación con la Sustancia B? (Demuéstralo analíticamente).

**11.** En los procesos biológicos (como la sangre humana), el pH debe mantenerse rigurosamente entre 7.35 y 7.45. Si una muestra de sangre sufre una alteración metabólica y su pH cae a 7.10 (condición de acidosis), calcula la variación en la concentración de iones hidronio $[H^+]$ respecto al valor normal promedio de pH 7.40.

**12.** Una industria química necesita neutralizar completamente 500 mL de una descarga de aguas residuales que presenta un pH de 1 (ácido fuerte).

a) Calcula cuántos moles de iones $[H^+]$ están presentes en ese volumen de agua residual.
b) Determina cuántos moles de hidróxido de sodio ($NaOH$) se requerirían teóricamente para lograr una neutralización perfecta que lleve el pH del agua a un valor neutro de 7.

AMOR Y PAZ
GIMNASIO LOS PIRINEOS
Fundado 1991