

TRABAJAR LOS PROBLEMAS DE ASIGNATURAS DE CIENCIAS

A continuación se presentan una serie de orientaciones sobre cómo trabajar los problemas y ejercicios de estas asignaturas.

Algunas son evidentes, pero ocurre a menudo que lo evidente es lo que antes se deja de tener en cuenta

1. Intentar hacer los problemas mandados por el profesor en casa y no esperar a llegar al colegio al día siguiente para copiárselos a un compañero.
 - a) Previamente es necesario comprender la teoría.
 - b) En algunas ocasiones, el profesor ha hecho en clase algunos problemas similares de referencia. Hay que consultarlos antes de rendirse.
2. Cuando se corrija en clase hay que prestar atención. Si se ha intentado hacer en casa, la corrección resulta mucho más significativa. Copia con claridad:
 - a) Aquello que el profesor escribe
 - b) A lápiz los comentarios que haga sobre conclusiones, principio teóricos que se han aplicado y procedimientos utilizados.
3. Ese mismo día o al día siguiente como muy tarde hay que volver a hacer el problema sin mirar la corrección que se ha copiado en clase.
4. Así, cuando se acerque la fecha del examen, se dispondrá de una colección de problemas útiles para terminar tu aprendizaje. En ese momento hay que resolver de nuevo los problemas de clase y si se dispone de exámenes de otros años hacer algunos ejercicios adicionales.

Veamos el siguiente ejemplo con un problema de química. El profesor manda el siguiente ejercicio:

50 mL de ácido sulfúrico 0'25 M se diluyen hasta 75 mL. La disolución obtenida se valora con 40 mL de una solución de hidróxido de sodio. Calcula:

- a) La concentración de la disolución alcalina
- b) El pH de la solución resultante de mezclar 20 mL de la anterior disolución diluida y 20 mL de la de hidróxido sódico.

Como se ha escrito antes, el estudiante debe intentar por todos los medios llegar hasta el máximo grado de resolución del problema.

Supongamos que una vez en clase, el estudiante ha copiado de la pizarra la resolución del problema que ha escrito el profesor: (ver página siguiente)

a) N° moles $\text{H}_2\text{SO}_4 = V \cdot M = 0'05 \cdot 0'25 = 1'25 \cdot 10^{-2}$

Molaridad tras la dilución: $\frac{1'25 \cdot 10^{-2}}{0'075} = 0'166 \text{ M}$

$N_a = M \cdot \text{valencia} = 0'166 \cdot 2 = 0'332 \text{ N}$

$$N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b \Rightarrow N_b = \frac{0'332 \cdot 75}{40} = 0'625 \text{ N}_b$$

$$N_b = M_b = 0'625 \text{ M}$$

b) En 20 mL H_2SO_4 0'166 M $\Rightarrow 0'166 \cdot 0'02 = 3'32 \cdot 10^{-3}$ moles H_2SO_4 .

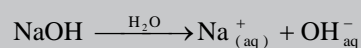
En 20 mL NaOH 0'625 M = $0'625 \cdot 0'02 = 0'0125$ moles NaOH



$3'32 \cdot 10^{-3}$ moles de H_2SO_4 , consumen $6'64 \cdot 10^{-3}$ moles NaOH (x2)

Quedan: $0'0125 - 6'64 \cdot 10^{-3} = 5'86 \cdot 10^{-3}$ moles NaOH

$$[\text{NaOH}]_{\text{resul tante}} = \frac{5'86 \cdot 10^{-3}}{0'04} = 0'15 \text{ M}$$



$$\text{pOH} = -\text{Log} [0'15] = 0'82$$

$$\text{pH} = 14 - 0'82 = 13'18$$

Esta es la información que el estudiante ha copiado de la pizarra. No es mala información. Sin embargo, resulta mucho más útil para el estudio posterior si es completada con comentarios que hace el profesor durante su resolución y po conclusiones que saca el propio alumno.

Unos buenos apuntes de problemas podrían ser como el ejemplo de la página siguiente: (escrito en verde)

a) N° moles $H_2SO_4 = V \cdot M = 0'05 \cdot 0'25 = 1'25 \cdot 10^{-2}$

Molaridad tras la dilución: $\frac{1'25 \cdot 10^{-2}}{0'075} = 0'166 \text{ M}$

$N_a = M \cdot \text{valencia} = 0'166 \cdot 2 = 0'332 \text{ N}$

N° equiv ácido = n° equiv. base

$$N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b \Rightarrow N_b = \frac{0'332 \cdot 75}{40} = 0'625 \text{ N}_b$$

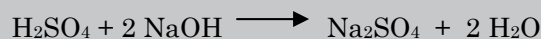
$$N_b = M_b = 0'625 \text{ M}$$

(sólo n° moles de ácido = n° moles de base, en ácidos monobásicos con bases monobásicas)

b) Estrategia: calcular el ácido y la base que puede sobrar después de la neutralización)

En 20 mL H_2SO_4 0'166 M $\Rightarrow 0'166 \cdot 0'02 = 3'32 \cdot 10^{-3}$ moles H_2SO_4 .

En 20 mL NaOH 0'625 M = $0'625 \cdot 0'02 = 0'0125$ moles NaOH

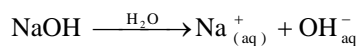


$3'32 \cdot 10^{-3}$ moles de H_2SO_4 , consumen $6'64 \cdot 10^{-3}$ moles NaOH (x2)

Quedan: $0'0125 - 6'64 \cdot 10^{-3} = 5'86 \cdot 10^{-3}$ moles NaOH

VOLUMEN ADITIVO

$$[NaOH]_{\text{resul tante}} = \frac{5'86 \cdot 10^{-3}}{0'04} = 0'15 \text{ M}$$



$$pOH = -\text{Log } [0'15] = 0'82$$

$$pH = 14 - 0'82 = 13'18$$