

Entalpía de neutralización del H_2SO_4 con NaOH

Las neutralizaciones de ácido fuerte con base fuerte suelen ser muy exoenergéticas, como es el caso de la neutralización del ácido sulfúrico con el hidróxido de sodio. Estos dos compuestos tienen unas entalpías de disolución muy grandes, por lo que prepararemos disoluciones relativamente diluidas para hacer la neutralización y las dejaremos enfriar antes de reaccionar.

Material

- Calorímetro (termo, vaso Dewar)
- Termómetro
- Matraces aforados de 100 y 250 cm^3
- Balanza, vidrio de reloj, espátula, pipeta
- H_2SO_4 y NaOH

Procedimiento

Preparación de las disoluciones.

Preparen 100 cm^3 de disolución 2.0 M de H_2SO_4 calculando el volumen de sulfúrico que necesitarán teniendo en cuenta su riqueza y su densidad.

Recuerden que siempre hay que echar el ácido sobre agua y no al revés; por tanto, pongan algo de agua destilada en el matraz aforado antes de añadir el ácido. Observarán un calentamiento de la disolución.

Preparen 250 cm^3 de disolución 2.0 M de NaOH . No olviden que el hidróxido de sodio es higroscópico, es decir, absorbe la humedad del aire; es necesario pesar rápido y mantener bien cerrado el recipiente del NaOH . Esta disolución también se calentará.

Como ambas disoluciones estarán calientes, hay que dejarlas enfriar antes de hacerlas reaccionar, puesto que si cada una tiene una temperatura diferente los cálculos serán más complicados. Es conveniente preparar estas disoluciones un día antes.

Si las disoluciones no se mezclaron bien o si se calentaron mucho, es probable que el enrase se haya perdido al día siguiente. Enrasen y mezclen bien antes de hacer la reacción.

Reacción de neutralización.

Debido a la estequiometría de la reacción y siendo ambas disoluciones de la misma concentración molar, habrá que poner doble volumen de la disolución de NaOH que de la de H_2SO_4 . Necesitamos saber la masa que ha reaccionado. Por tanto tendremos que pesar las disoluciones que vamos a emplear. Una forma es pesar el calorímetro en vacío y volverlo a pesar tras la reacción.

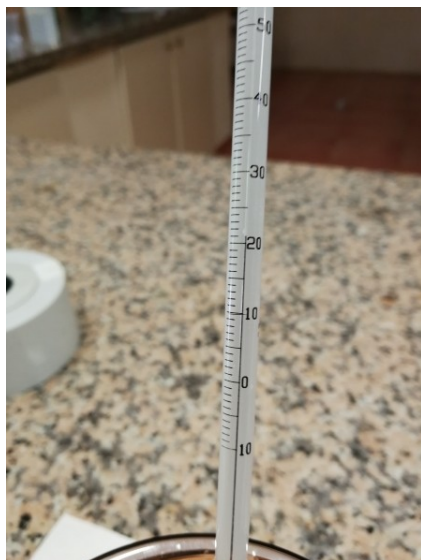
Pongan en el calorímetro 160 cm^3 de disolución 2 M de NaOH y midan su temperatura y la de la disolución 2M de H_2SO_4 para comprobar que ambas son iguales. Añadan al calorímetro 80 cm^3 de la disolución de sulfúrico y medir cuánto sube la temperatura. No olviden pesar la disolución obtenida tras la neutralización.



Cuestiones

- Explica los cálculos necesarios para preparar las dos disoluciones que se han utilizado.
- Justifica con cálculos estequiométricos que se utilice doble volumen de la disolución de NaOH que de disolución de H_2SO_4 teniendo ambas disoluciones la misma concentración molar.
- ¿Cambiará la masa de las disoluciones antes y después de la reacción? ¿Por qué?
- Calcula la energía desprendida en la reacción en forma de calor. A partir de este calor, calcule la entalpía de neutralización de H_2SO_4 (2M) con NaOH (2M) a la temperatura y con las masas con las que ha trabajado.
- Compara el resultado obtenido con el valor teórico que se obtiene aplicando la Ley de Hess con estos datos:

Compuesto	HCl (aq)	HNO_3 (aq)	NaCl (aq)	NaOH (aq)	NaNO_3 (aq)	H_2O (liq)
ΔH_f° (Kcal/mol)	-39,85	-49,21	-97,32	-112,19	-106,88	-68,32



COMENTARIOS AL PROFESOR

- El calorímetro absorbe algo del calor desprendido y reduce la temperatura final obtenida. Sin embargo, calcular el calor equivalente del calorímetro es una tarea difícil para los alumnos y complica los cálculos finales. El error producido al ignorar esta circunstancia es tanto más aceptable cuanto menor sea el incremento de temperatura producido por la reacción. De ahí que sea preferible trabajar con disoluciones diluidas.

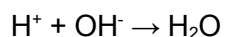
- Es importante preparar las disoluciones al menos un día antes para que estén ambas a temperatura ambiente en el momento de la reacción. Si están calientes el trabajo se complica mucho.

- Los calorímetros didácticos suelen tener una tapa y trabajar con ella puesta dificulta las operaciones y suele causar muchas roturas de termómetros. Si tenemos en cuenta que la temperatura va a oscilar entre el ambiente y menos de 40°C, las pérdidas de calor por evaporación son muy pequeñas. Es preferible trabajar con el calorímetro destapado.

- El calor específico de las disoluciones no es exactamente 1 cal/g°C pero es una aproximación aceptable al aplicar la ecuación calorimétrica. Usar valores más aproximados complica el cálculo. (H₂SO₄ (2M) C_e = 0,85 cal/g°C, NaOH (2M) C_e ≈ 0,90 cal/g°C)

Obsérvese que la disminución del C_e opera en el sentido contrario que la absorción de calor por el calorímetro.

- Entalpía de neutralización del H⁺



$$\Delta H_N = 55,83 \text{ kJ/mol H}^+$$