

**ASIGNATURA: QUIMICA AGROPECUARIA (RB8002)**  
**TALLER N°3:**  
**“CONCENTRACION DE DISOLUCIONES”**

**I. Presentación de la guía:**

**Competencia:** El alumno será capaz de resolver problemas con disoluciones en unidades físicas y químicas de concentración.

**Evaluación:** La evaluación de este taller tiene carácter formativo lo que permitirá detectar el dominio de los objetivos planteados.

**Metodología:** El docente organizará grupos de trabajo para desarrollar las actividades propuestas. Posteriormente el alumno responderá a las preguntas del taller que adjuntara en el portafolio semestral.

**II. Antecedentes Teóricos**

Las disoluciones son mezclas homogéneas formadas por dos o más constituyentes, los que en parte pierden sus propiedades, adquiriendo características propias de la mezcla. Los componentes de una solución se denominan **soluto** (componente que se disuelve; generalmente se encuentra en menor cantidad) y **disolvente** (componente que disuelve y se encuentra por lo general en mayor cantidad).

**Expresiones de concentración para las disoluciones**

La concentración de una disolución corresponde a la cantidad de soluto presente en una cantidad de disolvente o disolución. Una forma de expresar la concentración relativa de una disolución en forma cualitativa es usando los términos “**diluido**” y “**concentrado**”. Una disolución diluida tiene una pequeña cantidad del soluto disuelta y otra con mayor cantidad de soluto se dice que es concentrada. Cuantitativamente, la concentración de una solución se puede expresar en diversas unidades de concentración, las que pueden ser físicas o químicas.

**Unidades físicas de concentración de disoluciones:**

✓ **Porcentaje en peso (% p/p):** Se define como la masa de soluto (en gramos) disuelta en 100 gramos de disolución. Se calcula por medio de la fórmula:

$$\%p/p = \frac{\text{g soluto}}{\text{g de disolución}} \cdot 100$$

También se cumple que:

$$g \text{ disolución} = g \text{ soluto} + g \text{ disolvente}$$

Si la concentración de una disolución presenta solamente el símbolo de %, se considera que es porcentaje en peso-peso.

**Ejemplo:** Determine los gramos de urea necesarios para preparar 1000 mL de una solución de urea al 19 %p/p. Considere como antecedente densidad de la solución 1.2 g/mL y densidad del agua 1.0 g/mL.

Datos:

- Volumen de solución = 1000 mL
- Concentración de la solución = 19 %p/p
- Densidad de la solución = 1.2 g/mL
- Densidad del agua = 1.0 g/mL.

Desarrollo:

- Cálculo de la masa de solución, a través de la fórmula de densidad.

$$d = \frac{m}{V}$$

$$m = d \cdot V$$

$$m_{\text{solución}} = 1.2 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1200 \text{ g de solución}$$

- Determinar los gramos de urea necesarios para la concentración establecida.

$$g \text{ soluto} = \frac{\%p/p \cdot g \text{ de disolución}}{100}$$

$$g \text{ Urea} = \frac{19\%p/p \cdot 1200 \text{ g de disolución}}{100} = 22.8 \text{ g Urea}$$

- Conocida la cantidad de soluto podemos determinar la el volumen de solvente necesario para la preparación de la solución según:

$$g \text{ disolvente} = g \text{ disolución} - g \text{ soluto}$$

$$g \text{ disolvente} = 1200 \text{ g disolución} - 22.8 \text{ g de Urea}$$

$$g \text{ disolvente} = 1177,2 \text{ g H}_2\text{O}$$

- Considerando que la densidad del agua es 1.0 g/mL, el volumen de disolvente (H<sub>2</sub>O) es 1177,2 mL.

Finalmente para preparar la solución de urea se necesitan 22.8 g de urea con 1177,2 mL de agua.

- ✓ **Porcentaje peso- volumen (% p/v):** Corresponde a la masa de soluto (en gramos), disuelta en 100 mL de disolución. Se determina por la fórmula:

$$\% \text{ p/v} = \frac{\text{g soluto}}{\text{mL de disolución}} \cdot 100$$

- ✓ **Porcentaje volumen – volumen (% v/v):** Se refiere al volumen de soluto (en mL), disuelto en 100 mL de disolución. Se calcula por la fórmula:

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{mL soluto}}{\text{mL de disolución}} \cdot 100$$

- ✓ **Partes por millón (ppm):** Puede ser interpretada como los gramos de soluto en un millón de gramos de disolución. Se trata de soluciones muy diluidas, por lo tanto, el peso de soluto no hace variar la densidad de la disolución. Así por ejemplo una disolución que tenga 1,0 ppm de ión  $\text{Ca}^{2+}$ , significa que en un litro de disolución hay disueltos 1 mg de  $\text{Ca}^{2+}$ .

**Unidades químicas de concentración de disoluciones:**

- ✓ **Molaridad (M):** Se define como el número de moles (n) de soluto disuelto en un litro de disolución. Matemáticamente se expresa como:

$$M = \frac{\text{g de soluto}}{\text{PM del soluto} \cdot V_{\text{disolución}} \text{ (L)}}$$

- ✓ **Normalidad (N):** Esta expresión corresponde al número de equivalentes de solutos disueltos en un litro de disolución. Matemáticamente se expresa por la fórmula:

$$N = \frac{\text{g de soluto}}{\text{PE del soluto} \cdot V_{\text{disolución}} \text{ (L)}}$$

- ✓ **Molalidad (m):** Se define, como el número de moles (n) disueltos en 1000 g de disolvente. Se puede determinar por la formula:

$$m = \frac{\text{g de soluto}}{\text{PM} \cdot \text{kg de disolvente}}$$

### Dilución de disoluciones

Diluir significa agregar más disolvente (agua si la disolución es acuosa).

$$V_1 \cdot C_1 = V_2 \cdot C_2$$

Si la concentración está expresada en molaridad, entonces, la relación se escribe:

$$V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$$

(Los subíndices 1 y 2 sirven para diferenciar las disoluciones e indicar cuál es la disolución concentrada y cuál es la diluida).

### III. Ejercicios:

1. 15 g de nitrato de amonio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  se disuelven en 135 g de agua. La densidad de la solución resultó ser 4.5 g/mL y densidad del agua 1.0 g/mL. Calcular a) % p/p b) % p/v
2. Si 9.2 g de metanol (densidad 0.92 g/mL) se disuelven en 90.8 g de agua. La densidad de la solución es 0.5 g/mL y densidad del agua 1.0 g/mL. Calcular. a) % p/p b) % p/v c) % v/v
3. Al preparar una solución de fosfato di amónico, se pesaron 5.27 g y se disolvieron en 500 mL de agua destilada. Al respecto calcule: a) % p/v
4. Se define porcentaje peso volumen ( % p/v ) como:
  - a) El número de mol de soluto en un litro de solución
  - b) La masa de mol de solvente por litro de solución
  - c) Los gramos de solvente que hay en 100 mL de soluto
  - d) Los gramos de soluto que hay en 1000 mL de solución
  - e) Los gramos de soluto que hay en 100 mL de solución
5. Calcular el % p/v del KCl con 4 g en 300 mL de solución.
  - a) 1.3
  - b) 4.0
  - c) 12
  - d) 13
  - e) 40

6. El porcentaje p/p de la solución, la cuál contiene 8 g de soluto en 42 g de solvente es:
- 1
  - 8
  - 16
  - 42
  - 50
7. Una solución que tiene una masa de 100 g y 30 % p/p deberá contener:
- 100 g de solvente y 30 g de soluto
  - 100 g de soluto y 30 g de solvente
  - 70 g de soluto y 30 g de soluto
  - 70 g de soluto y 30 g de solvente
  - 70 g de solución y 30 g de solvente
8. Se mezclan 100 g de un solvente A con 50 g de un soluto B. Calcular la fracción molar de cada participante en la solución.
9. En una mezcla homogénea de igual cantidad de alcohol y agua, el agua actúa como:
- Solvente
  - Soluto
  - Solución
  - Solvente y Soluto a la vez
  - Solvente y Soluto indistintamente
10. Si una solución está al 7% p/p. ¿Qué masa de soluto y solvente hay en 500 g de esta solución?
- 21 g de soluto y 479 g de solvente
  - 20 g de soluto y 480 g de solvente
  - 25 g de soluto y 475 g de solvente
  - 35 g de soluto y 465 g de solvente
  - 40 g de soluto y 450 g de solvente
11. Se prepara una solución con 15 g de  $\text{CaCl}_2$  y 136 g de agua. El % p/p es:
- 1.35
  - 1.50
  - 9.90
  - 11.0
  - 15.0

12. Cuántos g de soluto y cuantos mL de agua se necesitan para preparar 150 g de solución de NaCl al 4.0%p/p.
13. Se prepara una solución agregando 7.0 g de  $\text{NaHCO}_3$  a 100 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Calcular el porcentaje p/p de esta solución.
14. En un análisis de sangre para glucosa se encuentra que una muestra de 5.0 mL de sangre contienen 0.00812 g de glucosa. Calcular el %p/v de la glucosa en la muestra de sangre.
15. Cuántos g de solución de NaCl al 5.0% p/p son necesarias para obtener 3.2 g de NaCl.
16. Calcular la masa de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$ , que se requiere para preparar 250 mL de solución que contenga 40.0 mg de ión aluminio,  $\text{Al}^{+3}$  por mL.
17. Calcular la masa de HCl que hay en 15.0 mL de un HCl concentrado cuya densidad es 1.19 g/mL y contiene un 37.23% de HCl en peso.
18. Cuál es la molalidad de una solución mezclando 160 g de NaOH con 3.00 L de agua.
19. Cual es la molaridad de una solución que contiene 16.0 g de metanol,  $\text{CH}_3\text{OH}$ , en 200 mL de solución.
20. Cuál es la normalidad de una solución preparada con 22.0 g de  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  en 800 mL de solución.
21. Un ácido nítrico concentrado, de densidad 1.405 g/mL, contiene 68.1% en peso de  $\text{HNO}_3$ . Calcular: (a) molaridad; (b) normalidad; y (c) molalidad de este ácido.
22. Preparamos una solución disolviendo 127 g de alcohol etílico ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) en agua suficiente para hacer 1.35 L de solución. Cuál es la molaridad de ésta?
23. Qué masa de etanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) hay en 250 mL de una solución 0,10 M?
24. Se prepara una solución disolviendo 1,69 g de NaCl en 869 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Cuál es la concentración molal?

25. Cuántos gramos de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  se necesitan para preparar 87,62 g de solución 0,0162 m?
26. 6.3 de ácido nítrico se disuelven en 250 mL de solución. Calcular la Molaridad.
27. Calcular la concentración final si se mezclan 400 g de una solución 2 mol/L de densidad 1 g/mL con 200 mL de otra solución 1 mol/L de densidad 2 g/mL. La solución final tiene una densidad de 2 g/mL.
28. Establecer el volumen para que 500 mL de una solución 2 mol/L adquiera una concentración de 0.1 mol/L. Suponga volúmenes aditivos.
29. Determinar la molaridad del  $\text{NH}_4\text{OH}$  con los siguientes datos: densidad 0.90 g/mL, porcentaje peso-peso 58%, masa molar 35 g/mol.
30. Determinar la masa molar del soluto, si de se disuelven 100 g de soluto en un litro, resultando una concentración de 2 mol/L.
31. Un envase de laboratorio tiene escrito un rótulo que dice "KOH 5 mol/L". ¿Qué volumen de ésta solución se requiere para preparar 150 mL de una solución 3 mol/L?
- 90 mL
  - 150 mL
  - 153 mL
  - 180 mL
  - 250 mL
32. Se dispone de 750 mL de solución de  $\text{KMnO}_4$  0.35 M. Calcule los g de  $\text{KMnO}_4$  que se necesitaron para preparar la solución. Determine los mg de  $\text{KMnO}_4$  por mL.
33. Para preparar 500 mL de una solución 2 mol/L de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (PM = 98 g/mol) se necesitan?
- 2 mol de soluto
  - 500 mol de soluto
  - 98 g de soluto
  - 402 g de soluto
  - 498 g de solvente

34. De una solución 3 mol/L se desea obtener una solución 1.5 mol/L, el método correcto es:
- agregar el doble de soluto
  - agregar un volumen igual al volumen de solvente
  - dividir la solución en dos partes iguales
  - agregar 3 mol de solvente
  - agregar un volumen de agua igual al volumen de la solución
35. ¿Qué volumen de NaOH 0.25 mol/L, se debe tomar para tener una solución 0.1 mol/L en 500 mL?
- 0.05 L
  - 0.20 L
  - 0.50 L
  - 1.00 L
  - 1.25 L
36. Cuando se tienen 250 mL de solución acuosa de NaOH 0.5 mol/L y se requiere obtener una solución de concentración 0.25 mol/L. ¿Qué volumen de agua se debe agregar?
- 125 mL
  - 250 mL
  - 500 mL
  - 750 mL
  - 1000 mL
37. Se tiene 800 mL de una solución 0.45 mol/L de  $\text{HNO}_3$  en 3600 mL de una solución total. Cuál es la concentración de la solución resultante (PM  $\text{HNO}_3 = 63 \text{ g/mol}$ ).
- 0.55 mol/L
  - 0.10 mol/L
  - 2.00 mol/L
  - 3.60 mol/L
  - 5.50 mol/L
38. ¿Qué masa de NaOH se debe pesar para tener una solución 1 mol/L en 500 mL?
- 1 g
  - 2 g
  - 10 g
  - 20 g
  - 40 g

39. Qué masa de KOH se debe pesar para tener una solución 2 mol/L en 100 mL.

- a) 0.20 g
- b) 2.00 g
- c) 5.60 g
- d) 11.20 g
- e) 112 g

PM KOH= 56 g/mol

40. ¿Hasta qué volumen debes diluir 100 mL de una solución de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  0.3 mol/L para obtener una solución 0.02 mol/L.

- a) 0.2 mL
- b) 100 mL
- c) 150 mL
- d) 1000 mL
- e) 1500 mL

#### IV. Bibliografía

- Raymond Chang, Química General. Séptima edición. 2002
- Brown LeMay, Química Ciencia Central. Novena edición. 2004