

Respuestas del Taller II. Soluciones y Medidas de concentración

1. ¿Cuántos moles de: KCl hay en 15 g? NaCl hay en 9 g? H₂SO₄ hay en 3 g? Glucosa hay en 90 g?

El peso molecular (PM) o masa molar del KCl es de 74.5 g/mol (se obtiene de sumar las masas atómicas de los átomos, dato que otorga la tabla periódica, que forman la molécula, en este caso el potasio y el cloro).

Asimismo se define número de moles = masa/PM,

nº de moles KCl = 15 g/74.5 g = 0,2 moles.

NaCl (PM= 58.5 g/mol), respuesta: moles = 9/58.5 = 0,153 moles

H₂SO₄, 3/98.1 = 0,0306 moles

glucosa, PM= 180 g/mol, nº de moles = 90/180 = 0,5 moles.

2. ¿Qué molaridad tendrá una solución de NaCl de:
9 g por litro de solución? 50 g en 250 ml? 2 g en 400 ml?

La Molaridad se define como los moles que hay de un soluto en 1 Litro de solución. Por lo que inicialmente, se debe pasar de gramos a moles para luego dividirlo en el volumen en litros. $M = n^\circ \text{ de moles} / V(L)$

- 9 g equivale a 9/58.5 = 0,15 moles, la molaridad es: 0.15 / 1L = 0,15 M

- 50 g son 50/58.5 = 0,85 moles y 250 mL son 0,25 L

La molaridad es, 0,833 moles/0,25 L = 3,4M

- 2 g en 400mL, número de moles: 2/58.5 = 0.034 y la M = 0.034/0.4 = 0,085 M

3. ¿Qué molaridad tiene una solución de glucosa al 5% (w/v)?

Cuando se expresa como porcentaje % w/v (weight/volume o masa/volumen), quiere decir que se tienen "tantos gramos de un soluto" en **100 mL** de solución.

La molaridad son los moles por litro, por lo que hay que calcular los moles que equivalen a 5 gramos de glucosa, 5/180 = 0,0278 moles.

Los 5 gramos están en 100 mL, es decir, 0,1 L.

Por lo que la M = 0,0278 moles/0,1 L = 0,278 M.

4. Una solución contiene en 250 ml, una mezcla de 3 moles de A y 2 moles de B. Calcular la concentración molar de ambas sustancias.

La concentración de A es igual a 3 moles/0,25 L = 12 M

La concentración de B es igual a 2 moles/0,25 L = 8 M

5. ¿Cuántos gramos de NaOH contienen 1 litro de solución 50 mM?

$M = \text{moles} / V \text{ (L)}$, despejando, $\text{moles} = M \times V \text{ (L)} = 50 \times 10^{-3} \times 1 = 50 \times 10^{-3} \text{ moles}$.
Con el peso molecular se obtiene la masa de ese número de moles,
 $\text{masa} = \text{número de moles} \times \text{masa molar} = 50 \times 10^{-3} \text{ moles} \times 40 = 2 \text{ g}$.

6. Para realizar una solución de Na_2HPO_4 100 mM a partir de 5 g del sólido, en que volumen debo realizarla?

En este caso, pasamos los gramos a moles con el PM (142 g/mol), $5/142 = 0.035$ moles.

Y despejando de $M = \text{moles} / V \text{ (L)}$, se obtiene un $V = 0,035 \text{ moles} / 0,1 \text{ M} = 0,35 \text{ L}$

7. Calcular la concentración normal de las siguientes soluciones:

a) HCl 0,5 M – R: La Normalidad se define como el número de equivalentes reactivos de una molécula por la concentración en Molar, en este caso que es un ácido, se refiere al número de protones que cede a la solución, por lo que la $N = M \times 1 = 0,5 \text{ N}$.

b) KOH 1 M – R: En este caso que es una base, los equivalentes se definen para el número de grupos hidroxilos que cede a la solución (nuevamente tenemos un equivalente por molécula), por lo que la $N = M \times 1 = 1 \text{ N}$.

c) H_3PO_4 0,3 mM – R: En este caso, hay 3 equivalentes por cada molécula, por lo que la $N = 3 \cdot 0,3 \times 10^{-3} = 0,9 \times 10^{-3} \text{ N}$.

d) H_2SO_4 2 M – R: $N = 2 \times 2 = 4 \text{ N}$

8. Calcular la osmolaridad de las siguientes soluciones:

La osmolaridad es la concentración molecular de todas las partículas osmóticamente activas. Es decir, $\text{Osm} = \text{número de partículas osmóticamente activas de la molécula} \times \text{Molaridad}$.

- A. KCl en solución se disocia a $\text{K}^+ + \text{Cl}^-$, por lo que se obtiene dos partículas osmóticamente activas, por lo que la $\text{osm} = 2 \times 0,5 \text{ M} = 1 \text{ osm}$

B. $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ 2M, al disociarse se obtienen 3 partículas osmóticamente activas por cada mol de MgCl_2 , la $\text{osm} = 3 \times 2 \text{ M} = 6 \text{ osm}$

C. $\text{osm} = 2 \times 3 \text{ mM} = 6 \text{ mOsm}$

9. Ordene las siguientes soluciones por orden creciente de osmolaridad:

- a) Sacarosa 200 g/L
- b) Albúmina 200 g/L
- c) Glucosa 200 g/L
- d) ZnCl_2 200 g/L
- e) CaCl_2 200 g/L

Tomar en cuenta que tanto la albúmina como la sacarosa y la glucosa, en solución se toman como una única partícula osmóticamente activa. Para el caso del ZnCl_2 , son 3, al igual que para el caso del CaCl_2 .

Además, nuevamente se tiene que pasar de g/L a Molaridad con el peso molecular. Ej, glucosa, 200 g/L, equivale a 1,11 moles en un litro, es decir, $M = 1,11 \text{ moles/1L} = 1,11 \text{ M}$

El orden queda, CaCl_2 (5,3 osm) > ZnCl_2 (4,44 osm) > Glucosa (1,11 osm) > Sacarosa (0,58 osm) > Albúmina (0,003 osm).

10. Existe una gran variedad de iones y moléculas disueltas en el plasma que son responsables de su osmolaridad. Los de mayor peso (debido a su concentración e importancia clínica) son los iones de sodio (Na^+), potasio (K^+), glucosa y urea ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$).

El rango de Osmolaridad normal es 280-310 mOsmol/L.

Entre los datos que se obtienen en las pruebas de laboratorio se encuentran los valores de concentración de Na^+ , K^+ , Glucosa y urea. A partir de estos datos, el clínico puede calcular la osmolaridad del plasma del paciente usando la siguiente fórmula:

$$\text{Osm plasma} = (\text{Na} + \text{K}) \text{ (mmol/L)} \times 2 + \text{Glicemia}/18 \text{ (mg/dL)} + \text{urea}/6 \text{ (mg/dL)}$$

Calcule la osmolaridad plasmática de un paciente con los siguientes datos de laboratorio:

Glucosa: 310 mg/dL

Urea: 35 mg/dL

Na^+ : 140 mEq/L

K^+ : 4.5 mEq/L

El Na y K se plantea su concentración en miliequivalentes/L que equivale para estos iones a milimoles/L

$$\text{Osm plasma} = (140 + 4.5) \text{ (mmol/L)} \times 2 + 310/18 \text{ (mg/dL)} + 35/6 \text{ (mg/dL)} = 312 \text{ mOsM}$$

A penas aumentada la osmolaridad, lo que era esperable debido al valor alto de glicemia.

Valores normales (unidades convencionales y SI)

Glucosa, 64-107 mg/dL o 3,9-5,6 mmol/L

Potasio, 3,5-5,0 mEq/L

Sodio, 135-145 mEq/L

Urea, 10-40 mg/100 mL o 1,7-6,7 mmol/L

11. Complete la siguiente tabla

Tabla 2			
	Molaridad	Masa de Soluta	Volumen de Solución
NaOH	0.0375	3 g	2 L
NaH ₂ PO ₄	0,0014	100 mg	600 mL
KCl	2 M	74.5 g	500 mL
CuNO ₂	200 mM	24 g	1 L
K ₂ SO ₄	500 mM	20 g	0.23 L

12. Complete la siguiente tabla

Tabla 3						
	Masa Soluta	Volumen Solución	Molaridad	Normalidad	Osmolaridad	w/v (%)
KOH	6 g	200 mL	0.53 M	0.53 N	1.06 OsM	3 g %
H ₃ PO ₄	6 g	300 mL	0.2 M	0.6 N	0.8 OsM	2 g %
HCl	7.3	1 L	0.2 M	200 mN	0.4 OsM	0.73
NaOH	500 mg	6.25 mL	2 M	2 N	4 OsM	8 g%