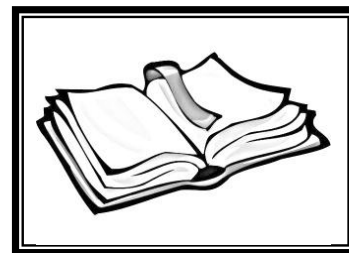




## Repaso N°1:

### REPASO DE SOLUCIONES, ESTEQUIOMETRÍA Y REACCIONES DE ÓXIDO- REDUCCIÓN



#### 1-Soluciones

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. La especie minoritaria se denomina **soluto** y la mayoritaria **solvente**. La palabra homogénea, significa que la mezcla tiene la misma composición en todas partes, y ello se debe a que el soluto se disuelve completamente en el solvente. Por ejemplo, cuando disolvemos azúcar en agua obtenemos una mezcla homogénea, es decir una solución. Una mezcla de sustancias que no tiene la misma composición en todas partes (como el jugo de naranja que tiene sólidos suspendidos) es una mezcla heterogénea.

Tipos de soluciones			
Componente 1	Componente 2	Estado de la solución resultante	Ejemplo
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Líquido	Agua gaseosa (CO <sub>2</sub> en agua)
Gas	Sólido	Sólido	H <sub>2</sub> gaseoso en paladio
Líquido	Líquido	Líquido	Etanol en agua
Sólido	Líquido	Líquido	NaCl (sal de mesa) en agua
Sólido	Sólido	Sólido	Aleación Cu/Zn; soldadura Sn/Pb

#### 1.1 Expresión de la concentración de una solución:

Además de los enunciados cualitativos sobre qué componentes están presentes en una solución, se debe hacer alguna especificación sobre la cantidad de cada componente presente en la solución. Generalmente sólo se especifican cantidades relativas de los componentes, ya que las propiedades de las soluciones no dependen de las cantidades absolutas de los materiales presentes. La cantidad relativa de una sustancia en la solución es conocida como la concentración y se puede expresar de diferentes maneras:

##### 1.1.1 Porcentaje (%):

% masa en masa (m/m) = masa de soluto en 100 g de solución

% masa en volumen (m/v) = masa de soluto en 100 mL de solución

% volumen en volumen (v/v) = volumen de soluto en 100 mL de solución

% volumen en masa (v/m) = volumen de soluto en 100 g de solución

Por ejemplo: Solución de NaCl al 10,00 % m/v significa que 100,00 mL de solución contienen 10,000 g de NaCl.



### 1.1.2 Concentración molar o molaridad (M):

La molaridad (M) de una solución es el número de moles de soluto presentes en un litro de solución o bien el número de milimoles de soluto por mililitro de solución.

$$M = \frac{n^\circ \text{ moles de soluto}}{L \text{ de solución}} = \frac{n^\circ \text{ mili moles de soluto}}{mL \text{ de solución}}$$

Por ejemplo, podemos decir que una solución 0,1000 M de NaOH contiene 0,1000 moles de NaOH por litro de solución o bien 0,1000 milimoles de NaOH por mililitro de solución.

### 1.1.3 Concentración normal o normalidad (N):

La normalidad (N) de una solución es el número de equivalentes de soluto presentes en un litro de solución o bien el número de miliequivalentes de soluto presentes en un mililitro de solución.

$$N = \frac{n^\circ \text{ equivalentes de soluto}}{L \text{ de solución}} = \frac{n^\circ \text{ mili equivalentes de soluto}}{mL \text{ de solución}}$$

Por ejemplo, podemos decir que una solución 0,0500 N de ácido acético contiene 0,0500 equivalentes de ácido acético en un litro de solución o bien 0,0500 miliequivalentes de ácido acético por mililitro de solución.

Para trabajar con normalidad es necesario tener presente cómo se calcula el peso equivalente de los diferentes compuestos:

El valor de equivalente depende de la sustancia y de la reacción en la que participa dicha sustancia:

Tipo de sustancia	Valor de A
ácido	número de protones por mol puestos en juego en la reacción
base	número de oxhidrilos por mol puestos en juego en la reacción
oxidante/reductor	número de electrones por mol puestos en juego en la hemi-reacción
sal	número de cargas positivas o negativas que se generan cuando se disocia una molécula de la sal

Es importante tener presente las unidades del peso equivalente de una sustancia:

El peso equivalente de una sustancia puede interpretarse de dos maneras, como los gramos en un equivalente o bien como los miligramos en un miliequivalente.

$$\text{Peso equivalente: } \frac{g}{\text{equivalente}} = \frac{mg}{\text{miliequivalente}}$$



Ahora bien, en diferentes situaciones necesitamos conocer el peso del miliequivalente expresado en gramos ó el peso del miliequivalente expresado en miligramos, entonces debemos realizar el cambio de unidades correspondiente. El resultado al que debemos llegar es:

$$\text{Peso miliequivalente (g/meq)} = \text{peso equivalente en gramos} / 1000$$

$$\text{Peso miliequivalente (mg/meq)} = \text{peso equivalente en gramos sin modificar}$$

### 1.1.4 Concentración en partes por millón (ppm):

A veces la concentración de soluciones muy diluidas se expresa en partes por millón, es decir las partes de soluto por cada millón de partes de solución. La forma más utilizada de esta expresión es miligramos de soluto por 1.000.000 de miligramos de solución (1.000.000 de miligramos corresponde a 1.000 gramos).

Dado que en general se trabaja con soluciones acuosas diluidas y que la densidad del agua es 1,0000 g/mL, podremos considerar que la densidad de las soluciones acuosas diluidas es aproximadamente igual a 1,0000 g/mL. Utilizando estas aproximaciones podemos decir que 1.000 gramos de solución corresponden a 1.000 mL de solución y por ello para el uso de la expresión partes por millón, se considera igual a miligramos de soluto por litro de solución (1.000 mL).

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{L de solución}} \quad \text{o} \quad \text{ppm} = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{kg de solución}}$$

## 2- Estequiometría – balance de reacciones químicas

### 2.1 Cálculos estequiométricos

Corresponden a los cálculos en masa o volumen de las sustancias que intervienen en los procesos químicos en general, y estas relaciones están regidas por las leyes estequiométricas:

- ✓ **Ley de la constancia de la masa:** la masa total de los reactivos debe ser igual a la sumatoria de las masas de los productos de la reacción.
- ✓ **Ley de conservación de los elementos:** el número total de átomos, antes y después de la reacción debe ser el mismo.
- ✓ **Ley de las proporciones constantes:** cuando dos o más sustancias se combinan, lo hacen según cantidades de masa definida y constante.

Mediante las leyes mencionadas y el conocimiento de los pesos atómicos, es posible efectuar los cálculos en el análisis químico cuantitativo y expresar los resultados generalmente en porcentaje.

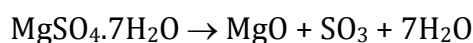
### Ejemplo

El peso molecular del  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  es 246,32. Se desea saber el % m/m de MgO,  $\text{SO}_3$  y de  $\text{H}_2\text{O}$  que contiene dicha sal



Datos: PM (MgO) = 40,32    PM (SO<sub>3</sub>) = 80,00    PM (H<sub>2</sub>O) = 18,00

Planteamos la siguiente reacción:



246,32 g de MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O    —————    40,32 g de MgO  
100,00 g de MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O    —————    x = 16,37 g de MgO

Calcular los % m/m de SO<sub>3</sub> y de H<sub>2</sub>O

Rta: 32,48 % y 51,15% respectivamente.

**Nota:** Observar que la suma de todos los porcentajes debe ser 100,00  
16,37 + 32,48 + 51,15 = 100,00

## 2.2 – Reacciones de óxido - reducción

Una reacción de óxido - reducción es una reacción en la que se transfieren electrones de una especie a otra.

Cuando una sustancia se oxida pierde electrones, mientras que cuando una sustancia se reduce gana electrones.

Ambas reacciones se dan simultáneamente de modo que los electrones que pierde la sustancia que se oxida los gana la sustancia que se reduce.

Por lo tanto:

- **La sustancia que se reduce**, es la que causa la **oxidación** de otra especie química, por ello se denomina **agente oxidante**.
- **La sustancia que se oxida**, es la que causa la **reducción** de otra especie química, por ello se denomina **agente reductor**.

Para balancear las reacciones redox se utilizará el método del ión electrón, para ello se plantean las dos hemi-reacciones por separado y se equilibran cada una de ellas, finalmente se balancea la reacción de óxido - reducción igualando el número de electrones puestos en juego en ambas hemi-reacciones.

### 2.2.1 Método sugerido para equilibrar las hemi-reacciones

Plantear las dos hemi-reacciones por separado y comenzar a trabajar en cada una de ellas.

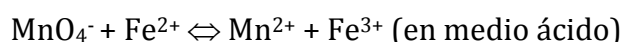
- 1- Identificar el elemento que modifica su estado de oxidación.
- 2- Efectuar el balance de masa del elemento que modifica su estado de oxidación.
- 3- Colocar la cantidad de electrones necesarios para que se produzca el cambio de estado de oxidación correspondiente (tener en cuenta que el elemento que se reduce gana electrones mientras que el elemento que se oxida los pierde).



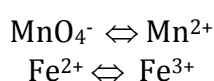
- 4- Efectuar los balances de cargas en las hemi-reacciones, considerando el medio en el que se produce la reacción (si es medio ácido sólo utilizar  $H^+$  y  $H_2O$ , si es medio alcalino sólo utilizar  $OH^-$  y  $H_2O$ ).
- 5- Efectuar los balances de materia de las hemi-reacciones.

Una vez terminado el balance de las hemi-reacciones separadas, se iguala el número de electrones puestos en juego en ambas hemi-reacciones y se suman las hemi-reacciones miembro a miembro.

Ejemplo:



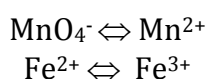
Las hemi-reacciones correspondientes son:



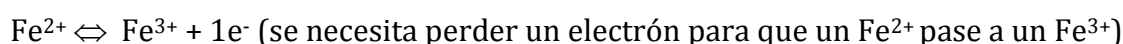
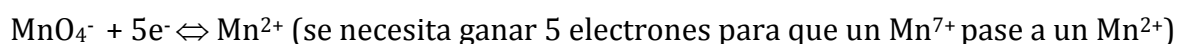
1- Identificar los elementos que modifican su estado de oxidación:

El Mn pasa de +7 a +2  
El Fe pasa de +2 a +3

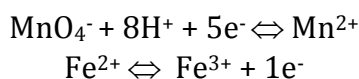
2- Efectuar los balances de masa de los elementos que modifican su estado de oxidación (en este caso es 1 a 1 para ambas hemi-reacciones):



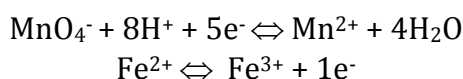
3- Colocar la cantidad de electrones necesarios para que se produzca el cambio de estado de oxidación correspondiente:



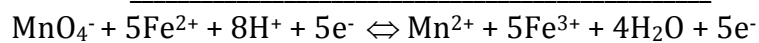
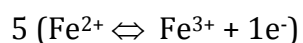
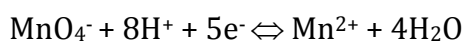
4- Efectuar el balance de carga en las hemi-reacciones, considerando el medio en el que se produce la reacción (en este caso medio ácido):



5- Realizar el balance de materia para cada hemi-reacción:



6- Una vez finalizado el balance de las hemi-reacciones por separado, para obtener la reacción completa de óxido - reducción **balanceada** debemos igualar el número de electrones de ambas hemi-reacciones y sumarlas miembro a miembro:

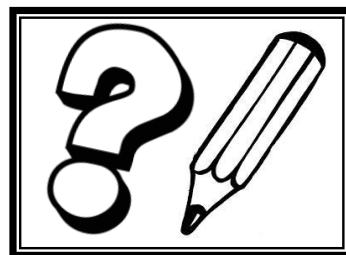


- 7- Finalmente, debemos cancelar los términos iguales en ambos miembros de la reacción y en aquellos casos en los que aparezca una misma especie en ambos lados de la reacción (reactivos y productos) debemos realizar la resta correspondiente:

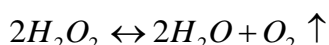




### 3- Problemas de aplicación



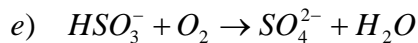
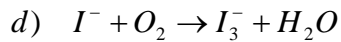
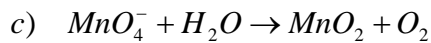
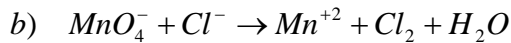
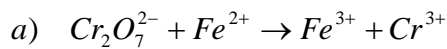
1. ¿Cuántos gramos de NaCl deben pesarse para preparar 350,00 mL de una solución de NaCl 1,5 % m/v? Rta.: 5,25 g.
2. Se quiere preparar 550,00 mL de sulfato cúprico 1,25 % m/v y se dispone de la sal pentahidratada. ¿Cuántos gramos de dicha sal hay que pesar? Rta.: 10,75 g.
3. ¿Cuántos mL de agua son necesarios para convertir 80,00 mL de nitrato de plata 1,5 % m/v en solución 0,90 % m/v? Rta.: 53,33 mL.
4. ¿Cuántos gramos de sulfato ferroso heptahidratado hay que agregar a 500,00 mL de solución al 2,00 % m/v de sulfato ferroso para llevar su concentración a 2,80 % m/v? Rta.: 7,32 g.
5. Se mezclan 50,00 mL de una solución al 2,00 % m/v con 30,00 mL de otra solución al 1,00% m/v. Calcular la concentración resultante. Rta.: 1,625 % m/v.
6. Un gramo de bórax ( $B_4O_7Na_2 \cdot 10H_2O$ ) se disolvió en agua hasta lograr 65,00 mL de solución. Calcular el % m/v en que se halla el boro. Rta.: 0,17 % m/v.
7. ¿Cuántos mL de HCl al 37,00 % m/m y densidad 1,19 g/mL habrá que medir para preparar 450,00 mL de HCl al 3,00 % m/v? Rta.: 30,66 mL.
8. Calcular el % m/v de una solución concentrada de ácido sulfúrico de 98,00% m/m y densidad 1,84 g/mL. Rta.: 180 % m/v.
9. Calcular el % m/m de Hg que contienen el  $HgCl_2$  y el  $Hg(CN)_2$ . Rta.: 73,90 % m/m y 79,40 % m/m.
10. ¿Qué volumen de oxígeno (en condiciones normales de T y P) desprenderán 100,00 mL de  $H_2O_2$  30,00% m/v, de acuerdo con la reacción espontánea. Rta.: 9,88 litros de  $O_2$ .



11. Se disuelven 0,1753 g de NaCl en suficiente agua para obtener 240,00 mL de solución. ¿Cuál es la concentración normal de NaCl? Rta.: 0,0125 N.
12. Calcular cuántos gramos y cuántos miligramos de NaOH hay en 200,00 mL de una solución 0,1200 M de NaOH. Rta.: 0,96 g; 960 mg.
13. Dada una solución 0,1000 M de  $CaCO_3$  calcular:
  - a) el número de milimoles de soluto en 1,00 mL de solución.
  - b) el número de moles de soluto en 1,00 L de solución.
  - c) el número de milimoles de soluto en 1,00 L de solución.
  - d) el número de moles de soluto en 1,00 mL de solución.
  - e) el número de milimoles de soluto en 20,00 mL de solución.
14. Calcular el peso molecular del ácido acético expresado en las siguientes unidades:
  - a) gramos/mol.
  - b) miligramos/milimol.
  - c) gramos/milimol.
  - d) miligramos/mol.
15. ¿Cuántos miliequivalentes de HCl hay en 30,00 mL de una solución 0,1500 M? ¿Cuántos miliequivalentes de HCL habrá luego de mezclar esos 30,00 mL con 120,00 mL de una solución 0,75% m/v de HCl? Rta.: 4,5 meq y 29,15 meq.



16. Completar las siguientes ecuaciones detallando las hemireacciones y la reacción total, indicar en cada caso quién es el agente oxidante y quién es el agente reductor. Calcular el peso equivalente del agente oxidante en cada caso.



19. ¿Cuántos mg de  $K_2Cr_2O_7$  se necesitan para oxidar por completo todo el  $Fe^{2+}$  que contienen 200,00 mL de una solución 0,2000M de  $FeSO_4$ ? Rta.: 1959,5 mg (1,96 g).

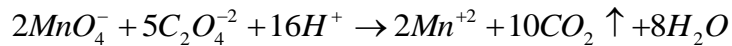
#### 4- Problemas adicionales

1. Se prepara una solución disolviendo 2,5000 gramos de NaCl en 550,00 gramos de agua. La densidad de la solución resultante es 0,9970 g/mL. ¿Cuál es la molaridad de la solución? Rta.: 0,0772 M.
2. El ácido nítrico ( $HNO_3$ ) concentrado es una solución 69,00 % m/m de  $HNO_3$ , cuya densidad es 1,41 g/mL a 20°C. ¿Qué volumen y qué masa de ácido nítrico concentrado se necesitan para preparar 100,00 mL de una solución de ácido nítrico 6M? Rta.: 54,79 g y 38,86 mL.
3. Cien gramos de una solución contienen 10,0000 g de NaCl. La densidad de la solución es 1,0710 g/mL ¿Cuál es la molaridad de la solución? Rta.: 1,83 M.
4. ¿Cuántos gramos de  $AgNO_3$  son necesarios para preparar 800,00 mL de solución 0,1110 M? (PM = 169,87) Rta.: 15,08 gr.
5. Calcular a qué volumen final hay que llevar 37,85 gramos de KCl con agua destilada para obtener una solución 0,0950 molar. Rta.: 5.347,9 mL.
6. ¿Cuál es la molaridad de una solución de  $K_2CrO_4$  al 0,12 % m/v? Rta.: 0,0062mmol/mL.
7. ¿Cuántos mL de agua hay que agregar a 150,00 mL de  $HNO_3$  1,5500 M para llevarlo a 0,9000M? Rta.: 108,33 mL.
8. Calcular la molaridad de una solución que resulta de mezclar 80,00 mL de solución 0,0500M de  $HgCl_2$ , con 100,00 mL de solución 0,1100 M de  $HgCl_2$ . Rta.: 0,0833 mmol/mL.
9. ¿Cuántos mL de HCl 37,00 % m/m y  $\delta$ : 1,1900 g/mL, son necesarios para preparar 1.200 mL de solución de HCl 0,1250 M? Rta.: 12,43 mL.
10. ¿Cuál es la molaridad del  $H_2SO_4$  concentrado, riqueza 98,00 % m/m y  $\delta$ : 1,8400 g/mL? Rta.: 18,40 M.
11. ¿Cuál es la molaridad y el número de milimoles en 100 gramos de solución, de  $KNO_3$  al 3,00% m/m cuya densidad es de 1,0100 g/mL. Rta.: 0,30 M y 29,7 mmoles en 100 g de solución.
12. Se disuelven 180,000 g de NaOH en 400,000 gramos de agua. La densidad de la solución resultante a 20°C es de 1,3400 g/mL. Calcular: a) % m/m; b) g/L; c) M y d) N. Rta: a) 31,03 %m/m, b) 415,85 g/L, c) 10,39M y d) 10,39N.

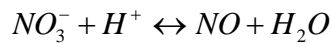
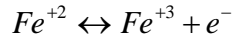




13. Calcule cuántos mL de  $\text{KMnO}_4$  0,1000 M se requieren para que reaccionen completamente con 0,01 moles de ión oxalato ( $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ), según la reacción: (Rta: 40,00 ml de  $\text{KMnO}_4$ ).



14. Equilibre la siguiente reacción y calcule cuántos mL de  $\text{HNO}_3$  70,00% m/m ( $\delta = 1,4200$  g/mL) son necesarios para oxidar todo el Fe contenido en 100,00 mL de  $\text{FeSO}_4$  1,0000 M, según la siguiente ecuación: (Rta.: 2,11 mL)



## BIBLIOGRAFIA

1. Skoog, D.A., West, D.M. y Holler, F.J., "Química Analítica", McGraw-Hill, Méjico, 1995
2. Skoog, D.A., West, D.M. y Holler, F.J., "Fundamentos de Química Analítica", Reverté, 1996.
3. Day JR, R.A y Underwood, A.L., "Química Analítica Cuantitativa" 5ta edición, Prentice-Hall Hispanoamericana, S.A. Méjico, 1989.