

---

24<sup>a</sup> OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA  
1 DE SETIEMBRE DE 2014  
CERTAMEN INTERCOLEGIAL – NIVEL 1

---

Utiliza la información de tu tabla periódica para obtener los datos atómicos que consideres necesarios. A menos que se indique lo contrario, puedes suponer que las sustancias en estado gaseoso se comportan idealmente.

---

### Ejercicio 1

Si bien las plantas son fotosintéticas (obtienen su energía a partir de la luz solar y pueden fijar carbono a partir del  $\text{CO}_2$  atmosférico), requieren otros nutrientes que son esenciales para su desarrollo. Estos nutrientes son tomados del suelo donde se encuentran en la forma de sales disueltas.

- (a) En una zona serrana del sudeste de Buenos Aires se determinó que por cada hectárea de soja cultivada, la remoción de N, P, K y S del suelo equivale a 260, 132, 156 y 89 Kg de los fertilizantes  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , KCl,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  y  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , respectivamente. Calcula el requerimiento de nitrógeno, fósforo, potasio y azufre del cultivo de soja, expresando el resultado como kg/ha.
- (b) En el caso del nitrógeno, que es el nutriente que los cultivos necesitan en mayor cantidad, la soja tiene una ventaja con respecto a los otros cultivos, ya que puede establecer asociaciones con bacterias y aprovechar el nitrógeno de la atmósfera, reduciendo la necesidad de la provisión externa de este nutriente. Supón que el 50% del requerimiento de N es fijado a partir del  $\text{N}_2$  atmosférico. Calcula qué volumen de  $\text{N}_2$  (medido a 25 °C y 1 atmósfera de presión) es consumido por hectárea de cultivo.

*Nota: si no pudiste calcular el ítem a, considera que el requerimiento de nitrógeno del cultivo es 50 kg/ha.*

- (c) Para lograr una mejor distribución de los fertilizantes, muchas veces se preparan soluciones acuosas de los mismos y se aplican junto con el agua de riego. Para preparar una solución de urea, se pesan 100 g de urea,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , se disuelven y se diluyen en agua hasta un volumen final de 2,00 L. Calcula la concentración de esta solución expresada como moles/L.

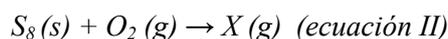
### Ejercicio 2

Hasta 1850 aproximadamente, el abono usado era únicamente el abono natural, es decir, una mezcla de estiércol y compostaje con agua. A mediados del siglo XX también se usaba extracto de pescado como fertilizante. El primer abono mineral “de síntesis química” fue el sulfato de amonio  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , que aporta

dos nutrientes esenciales: nitrógeno y azufre. El sulfato de amonio se sintetizó inicialmente a partir de amoníaco y azufre. Haciendo burbujear amoníaco en agua se obtiene una solución de hidróxido de amonio:



Por otro lado, al quemar azufre sólido ( $\text{S}_8$ ) en presencia de  $\text{O}_2$  se obtiene un compuesto gaseoso que denominaremos X.



Al hacer burbujear este producto gaseoso X en agua se obtiene una solución de ácido sulfúrico.



Finalmente se sintetiza el sulfato de amonio a partir del hidróxido de amonio y el ácido sulfúrico (reacción IV). Dichos reactivos se mezclan en solución acuosa y se obtiene una solución concentrada de la sal sulfato de amonio, que posteriormente se seca por evaporación del disolvente.

*Nota: Las ecuaciones I a III no están balanceadas.*

- (a) Identifica el compuesto gaseoso X y escribe las ecuaciones II y III, correctamente balanceadas.
- (b) Calcula el volumen de  $\text{NH}_3$  (g), medido a 10 kPa y 25 °C necesario para producir 100 L de solución de  $\text{NH}_4\text{OH}$  con una concentración de 2,00 moles/L. Dato: 101,3 kPa = 1 atm
- (c) Escribe la ecuación química que representa a la reacción IV (formación de sulfato de amonio a partir del hidróxido de amonio y el ácido sulfúrico).
- (d) Calcula la masa de azufre  $\text{S}_8$  (s) necesaria para producir 50 Kg de sulfato de amonio sólido, considerando que el proceso completo tiene un rendimiento del 80 %.

### Ejercicio 3

El óxido de nitrógeno (I) o monóxido de dinitrógeno también es conocido como gas hilarante o gas de la risa. Es un gas incoloro con un olor dulce y ligeramente tóxico que provoca alucinaciones al ser inhalado. Su fórmula molecular es  $\text{N}_2\text{O}$  y la conectividad de los átomos en la molécula es la siguiente: NNO.

El nitrógeno forma muchos otros compuestos con oxígeno, tales como el dióxido de nitrógeno,  $\text{NO}_2$ . En este último compuesto la conectividad es ONO y no se cumple la regla del octeto, ya que queda un electrón desapareado. Cuando se burbujea  $\text{NO}_2$  en agua se forma ácido nítrico  $\text{HNO}_3$ , el cual en solución acuosa se encuentra disociado en  $\text{H}^+$  y  $\text{NO}_3^-$ . Escribe una estructura de Lewis aceptable para cada una de estas tres especies ( $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}_3^-$ ).