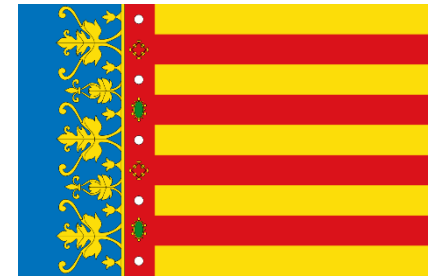
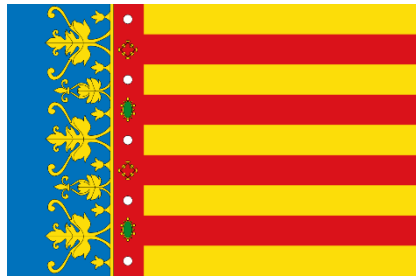


PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE  
GRADO SUPERIOR

COMUNIDAD VALENCIANA

PARTE ESPECÍFICA

OPCIÓN C



QUÍMICA

JUNIO 2019

# Conceptos necesarios

Los conceptos que utilizaremos para resolver este examen son:

- 1) Moles. Concentración de disoluciones.
- 2) Estructura del átomo. Configuración electrónica.
- 3) Enlace químico.
- 4) Estequiometría.
- 5) Calculo de pH.
- 6) Formulación orgánica.

www.angelcuesta.com



# Ejercicio 1

La aspirina es un medicamento ampliamente conocido, pero su nombre científico, ácido acetilsalicílico, y su fórmula  $C_9H_8O_4$ , no lo son tanto. Si disolvemos 0,5 g en 100 mL de agua. Calcula:

- El número de moles que contiene.
- ¿Cuál es la molaridad de la disolución?
- ¿Cuál es el porcentaje en masa?

Datos:  $M(O) = 16$  ;  $M(C) = 12$  ;  $M(H) = 1$

Solución:

Los moles se calculan a partir de la masa y de la masa molecular relativa del compuesto.

$$M_r(C_9H_8O_4) = 9 \cdot M_r(C) + 8 \cdot M_r(H) + 4 \cdot M_r(O) = 9 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 4 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M_r} \longrightarrow n = \frac{0'5}{180} = \boxed{2'78 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } C_9H_8O_4}$$

La concentración molar se calcula mediante la fórmula:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Vol. disolución (L)}} \longrightarrow M = \frac{2'78 \cdot 10^{-3}}{0'1} = \boxed{2'78 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

# Ejercicio 1

La aspirina es un medicamento ampliamente conocido, pero su nombre científico, ácido acetilsalicílico, y su fórmula  $C_9H_8O_4$ , no lo son tanto. Si disolvemos 0,5 g en 100 mL de agua. Calcula:

- a) El número de moles que contiene.
- b) ¿Cuál es la molaridad de la disolución?
- c) ¿Cuál es el porcentaje en masa?

Datos: M (O) = 16 ; M (C) = 12 ; M (H) = 1

Solución:

El porcentaje en masa se calcula con la fórmula:

$$\%(m/m) = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100 \longrightarrow \%(m/m) = \frac{0'5}{0'5 + 100} \cdot 100 \approx \boxed{0'4975 \%}$$

Debemos tener en cuenta que para poder hacer este cálculo, hemos supuesto que la densidad del agua es 1 g/mL. Sin esa suposición, no podríamos asegurar que la masa de 100 mL de agua, son 100 gramos.

**Solución:**

- a)  $2'78 \cdot 10^{-3}$  moles de  $C_9H_8O_4$
- b)  $2'78 \cdot 10^{-2}$  mol/L
- c) 0'4975 %

# Ejercicio 2

Con los átomos siguientes:  ${}^{80}_{37}\text{Rb}$ ,  ${}^{18}_8\text{O}$  y  ${}^{38}_{18}\text{Ar}$

- Indica el número de protones, electrones y neutrones que tiene cada uno.
- Escribe las configuraciones electrónicas.
- Sitúalos en el sistema periódico (grupo y periodo).
- Razona, en caso de tener, qué valencias iónicas presentan.

www.angelcuesta.com

# Ejercicio 2

Solución:

Las partículas subatómicas que forman un átomo son: protón, neutrón y electrón.

Dado un átomo  ${}^A_ZX$ , Z indica el número de protones y A el número másico (protones más neutrones).

En el caso del  ${}^{80}_{37}Rb$  se observa que Z=37 y A=80. →  
Número de protones =37  
Número de Neutrones=A-Z=80-37=43  
Número de electrones=37

En el caso del  ${}^{18}_8O$  se observa que Z=8 y A=18. →  
Número de protones =8  
Número de Neutrones=A-Z=18-8=10  
Número de electrones=8

En el caso del  ${}^{38}_{18}Ar$  se observa que Z=18 y A=38. →  
Número de protones =18  
Número de Neutrones=A-Z=38-18=20  
Número de electrones=18

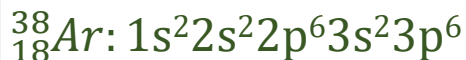
El número de electrones es igual al de protones al ser átomos neutros.

# Ejercicio 2

Con los átomos siguientes:  ${}_{37}^{80}\text{Rb}$ ,  ${}_{8}^{18}\text{O}$  y  ${}_{18}^{38}\text{Ar}$

b) Escribe las configuraciones electrónicas.

La configuración electrónica la obtendremos aplicando la regla de Moeller.

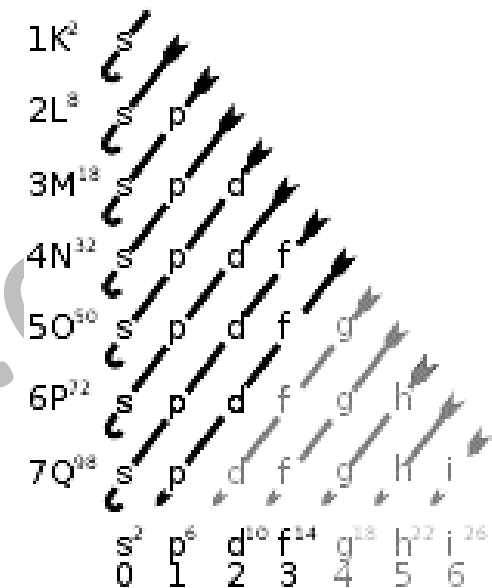


c) Sitúalos en el sistema periódico (grupo y periodo).

Observando el electrón de la última capa, a partir de la configuración electrónica podemos situar los átomos en la tabla periódica.



Fuente: Wikipedia



# Ejercicio 2

Con los átomos siguientes:  ${}^{80}_{37}\text{Rb}$ ,  ${}^{18}_8\text{O}$  y  ${}^{38}_{18}\text{Ar}$

d) Razona, en caso de tener, qué valencias iónicas presentan.

Para determinar la valencia iónica se debe tener en cuenta que la tendencia natural de los átomos es adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano. En este caso:  $np^6$

El Rb debe perder  $1e^-$ , por ello la valencia iónica del Rb será **+1**.

El O debe ganar  $2e^-$ , por ello la valencia iónica del O será **-2**.

El Ar ya tiene la configuración de gas noble, **no tiene valencia iónica**.





# Ejercicio 3

3. Tenemos las sustancias: NaCl, Cl<sub>2</sub>, Al y H<sub>2</sub>O.

a) Explica los enlaces que presentan.

b) Indica qué interacciones intermoleculares presentan y de qué tipo serán.

c) ¿Qué estado físico atribuirías a cada sustancia, según el enlace y las interacciones intermoleculares que los afectan?

**Solución:**

**NaCl:** presenta **enlace iónico**. Ello es debido a que se han unido dos elementos con electronegatividades muy diferentes. El Na pierde un electrón y se transforma en el ion Na<sup>+</sup>, y el cloro gana un electrón y se transforma en el ion cloruro, Cl<sup>-</sup>.

**Cl<sub>2</sub>:** presenta **enlace covalente**. Ello es debido a que se han unido dos elementos no metálicos con electronegatividades iguales. El átomo de cloro comparte un electrón con el otro, así consiguen tener en su última capa 8 electrones logrando la máxima estabilidad.

**Al:** presenta **enlace metálico**. Los metales forman redes cristalinas en las que los electrones de valencia se mueven libremente.

**H<sub>2</sub>O:** presenta **enlace covalente**. Ello es debido a que se han unido dos elementos no metálicos con electronegatividades parecidas. El átomo de oxígeno comparte dos electrones con los átomos de hidrógeno para alcanzar los 8 electrones en su capa de valencia. Comparte un electrón con cada átomo de hidrógeno.

# Ejercicio 3

3. Tenemos las sustancias: NaCl, Cl<sub>2</sub>, Al y H<sub>2</sub>O.

a) Explica los enlaces que presentan.

b) Indica qué interacciones intermoleculares presentan y de qué tipo serán.

c) ¿Qué estado físico atribuirías a cada sustancia, según el enlace y las interacciones intermoleculares que los afectan?

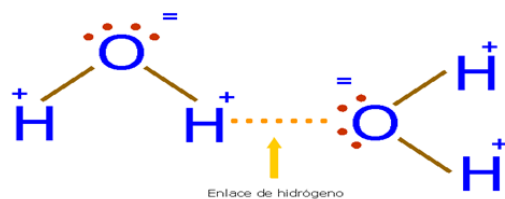
Solución:

**NaCl:** No forma moléculas, ya que los compuestos iónicos forman redes cristalinas. La interacción es de naturaleza electrostática. Se produce entre los iones de signos opuestos. Es una interacción fuerte.

**Cl<sub>2</sub>:** Las moléculas de cloro interaccionan entre ellas débilmente. La interacción se engloba dentro de las llamadas fuerzas de Van der Waals. En este caso se produce entre un dipolo instantáneo con un dipolo inducido.

**Al:** No forma moléculas, ya que los compuestos metálicos forman redes cristalinas. El enlace metálico puede describirse como una interacción colectiva de un fluido de electrones móviles con iones metálicos. La interacción es entre los electrones (negativos) y los núcleos (positivos).

**H<sub>2</sub>O:** La interacción entre moléculas de agua se llama enlace de hidrógeno. Es una interacción relativamente fuerte y es debida a que hay una diferencia de electronegatividad entre los átomos de oxígeno e hidrógeno. Eso provoca que la molécula se polarice.



# Ejercicio 3

3. Tenemos las sustancias: NaCl, Cl<sub>2</sub>, Al y H<sub>2</sub>O.

a) Explica los enlaces que presentan.

b) Indica qué interacciones intermoleculares presentan y de qué tipo serán.

c) ¿Qué estado físico atribuirías a cada sustancia, según el enlace y las interacciones intermoleculares que los afectan?

Solución:

**NaCl:** La interacción entre iones es muy fuerte, por eso la sustancia será **sólida**.

**Cl<sub>2</sub>:** La interacción entre moléculas apolares es muy débil, por eso la sustancia será **gaseosa**.

**Al:** La interacción en el enlace metálico entre los átomos metálicos es fuerte, por eso la sustancia será **sólida**.

**H<sub>2</sub>O:** La interacción entre moléculas de agua mediante puentes de hidrógeno es lo suficientemente fuerte para que el agua esté en estado **líquido**.



**ÁNGEL CUESTA**  
Tu profesor en la red

SUSCRÍBETE

# Ejercicio 4

El cloro gas se prepara a partir de la reacción química:  $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

Si partimos de 50 g de  $\text{MnO}_2$ , calcula:

a) La masa de dicloruro de manganeso que se obtiene a partir de esta reacción.

b) El volumen de cloro que se obtiene a la presión de 1 atmósfera y 10 °C.

Datos:  $M_{\text{at}}$  de Mn=54,9 , Cl=35,5 y O= 16.  $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$

**Solución:**

En primer lugar se calculan los moles de dióxido de manganeso. Necesitamos su masa molecular.

$$M_r(\text{MnO}_2) = M_r(\text{Mn}) + 2 \cdot M_r(\text{O}) = 54'9 + 2 \cdot 16 = 86'9 \text{ g/mol} \quad n = \frac{m}{M_r} \longrightarrow n = \frac{50}{86'9} = \boxed{0'575 \text{ moles de MnO}_2}$$

Se aplica el factor de conversión correspondiente.  $0'575 \text{ moles de MnO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de MnCl}_2}{1 \text{ mol de MnO}_2} = 0'575 \text{ moles de MnCl}_2$

Para calcular los gramos de dicloruro de manganeso necesitamos su masa molecular.

$$M_r(\text{MnCl}_2) = M_r(\text{Mn}) + 2 \cdot M_r(\text{Cl}) = 54'9 + 2 \cdot 35'5 = 125'9 \text{ g/mol}$$

$$\text{Calculo los gramos de MnCl}_2: \quad m = n \cdot M_r(\text{MnCl}_2) = 0'575 \cdot 125'9 = \boxed{72'4 \text{ g MnCl}_2 \text{ se producen}}$$

# Ejercicio 4

El cloro gas se prepara a partir de la reacción química:  $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

Si partimos de 50 g de  $\text{MnO}_2$ , calcula:

a) La masa de dicloruro de manganeso que se obtiene a partir de esta reacción.

b) El volumen de cloro que se obtiene a la presión de 1 atmósfera y 10 °C.

Datos:  $M_{\text{at}}$  de Mn=54,9 , Cl=35,5 y O=16.  $R= 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$

Solución:

Partimos de los moles de dióxido de manganeso obtenidos anteriormente.  $n = 0'575 \text{ moles de MnO}_2$

Se aplica el factor de conversión correspondiente.  $0'575 \text{ moles de MnO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{1 \text{ mol de MnO}_2} = 0'575 \text{ moles de Cl}_2$

Calculo el volumen de  $\text{Cl}_2$  con la ecuación de los gases ideales.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \longrightarrow 1 \cdot V = 0'575 \cdot 0'082 \cdot (10 + 273) \longrightarrow \boxed{V= 13'34 \text{ L Cl}_2 \text{ se obtienen}}$$

# Ejercicio 5

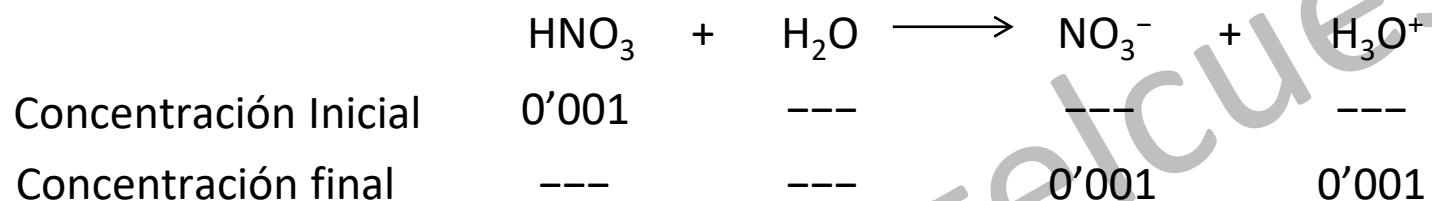
Con una disolución 0,001 M de ácido nítrico  $\text{HNO}_3$  (ac), calcula:

a) Las concentraciones de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  y de  $[\text{OH}^-]$ .

b) El pH y el pOH.

**Solución:**

El ácido nítrico es un ácido fuerte, por lo que se disocia completamente según la ecuación química:



Como puede verse en el cuadro, la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  es **0'001 M**

Para calcular la concentración de  $\text{OH}^-$  debemos recordar que:  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$

Sustituyendo:  $[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = \boxed{10^{-11} \text{ M}}$        $[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$

El pH y el pOH se calculan aplicando su definición:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(10^{-3}) = \mathbf{3}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(10^{-11}) = \mathbf{11}$$


**Solución:**

a)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ M}, [\text{OH}^-] = 10^{-11} \text{ M}$

b)  $\text{pH} = 3, \text{pOH} = 11$

# Ejercicio 6

Completa la tabla con la fórmula o el nombre según convenga:

$\text{CH}_3\text{-CH}_3$	Etano
$\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_3$	<i>1-buteno</i>
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$	1-propanol o propan-1-ol
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$	<i>etil-metil-éter</i>
	Benceno
	<i>ciclobutano</i>
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$	Butanal
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$	3-pentanona