

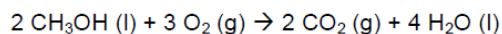


- a)
- |                  |                         |                   |                               |       |
|------------------|-------------------------|-------------------|-------------------------------|-------|
| BHF <sub>2</sub> | como el BH <sub>3</sub> | Triangular plana  | Como son diferentes los H y F | Polar |
| NCI <sub>3</sub> | como el NH <sub>3</sub> | Pirámide trigonal | Polar                         |       |
| CHF <sub>3</sub> | como el CH <sub>4</sub> | Tetraédrica       | Como son diferentes los H y F | Polar |
- b)
- b-1) 1-propanol  
b-2) CH<sub>3</sub>-CHO  
b-3) Fosfato de sodio  
b-4) HClO<sub>3</sub>  
b-5) Sulfuro de potasio

### Cuestión 3 (2,5 puntos)

El metanol es una sustancia que puede utilizarse como combustible en los motores de explosión. Las entalpías de formación estándar a 25 °C del metanol (CH<sub>3</sub>OH), dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) y agua (H<sub>2</sub>O) son, respectivamente: - 238,6, - 393,5 y - 285,8 kJ/mol.

Calcule la cantidad de energía (en kJ) que se desprenderá cuando se quemen (según la reacción siguiente) 8,0 gramos de metanol. (2,5 puntos)



Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16.

$$\Delta H = 2 (-393,5) + 4 (-285,8) - 2 (-238,6) = - 787 - 1143,2 + 477,2 = - 1453 \text{ kJ}$$

Pasamos los 8 g de metanol a moles:

$$M_r (\text{CH}_3\text{OH}) = 32 \quad n = m / M_r \quad n = 8 / 32 = 0,25 \text{ mol}$$

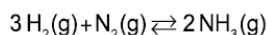
Según la reacción:

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{ mol de CH}_3\text{OH} & \text{desprenden} & 1453 \text{ kJ} \\ 0,25 & \text{desprenderán} & x \\ x = 0,25 \cdot 1453 / 2 = 181,625 \text{ kJ} \end{array}$$

### Cuestión 4 (2,5 puntos)

La síntesis de amoníaco es especialmente relevante a nivel industrial. En un reactor de 1 litro de capacidad y a una temperatura de 1000 K, se encuentra en equilibrio una mezcla formada por 28,84 g de N<sub>2</sub>, 3,24 g de H<sub>2</sub> y 1,73 g de NH<sub>3</sub>.

Determine la K<sub>p</sub> del equilibrio: (2,5 puntos)



Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; N = 14.

R = 0,082 atm·L·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>.

$$K_p = \frac{(P \text{ NH}_3)^2}{(P \text{ H}_2)^3 \cdot (P \text{ N}_2)}$$

Como son gases para hallar sus presiones (llamadas parciales) se debe aplicar PV=nRT donde para todos ellos: V = 1L, T = 1000K

Hallamos el número de moles de cada uno: n = m/M<sub>r</sub> y después hallamos su presión P = nRT/V

$$n (\text{N}_2) = 28,84 / 28 = 1,03 \text{ mol} \quad P = 1,03 \cdot 0,082 \cdot 1000 / 1 = 84,46 \text{ atm}$$

$$n (\text{H}_2) = 3,24 / 2 = 1,62 \text{ mol} \quad P = 1,62 \cdot 0,082 \cdot 1000 / 1 = 132,84 \text{ atm}$$

$$n (\text{NH}_3) = 1,73 / 17 = 0,102 \text{ mol} \quad P = 0,102 \cdot 0,082 \cdot 1000 / 1 = 8,34 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{(P \text{ NH}_3)^2}{(P \text{ H}_2)^3 (P \text{ N}_2)} = \frac{8,34^2}{132,84^3 \cdot 84,46} = \frac{69,56}{2344156,5 \cdot 84,46} = 3,51 \cdot 10^{-7} \text{ (atm)}^2 / \text{(atm)}^3 \cdot \text{(atm)} = 3,51 \cdot 10^{-7} \text{ atm}^{-2}$$

**Cuestión 5 (2,5 puntos)**

Se preparan 500 mL de disolución añadiendo agua a 4,57 g de cloruro de hidrógeno, (HCl).

a) Calcule el pH de la disolución. (1,25 puntos)

b) Calcule el volumen de disolución de hidróxido de sodio (NaOH) de concentración 0,75 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución de HCl anterior. (1,25 puntos)

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; Cl = 35,5.

a)  $n(\text{HCl}) = m/M_r = 4,57 / 36,5 = 0,125 \text{ mol}$

Molaridad.  $M = n/V = 0,125 / 0,5 = 0,25 \text{ mol/L o M}$

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,25 = 0,60$



Ácido HCl  $M = 0,25$   $V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$

Base NaOH  $M = 0,75$   $V = ?$

$V_a \cdot M_a = V_b \cdot M_b$   $0,1 \cdot 0,25 = V_b \cdot 0,75$

$V_b = (0,1 \cdot 0,25) / 0,75 = 0,0333 \text{ L} =$

33,3 mL

**Cuestión 6 (2,5 puntos)**

Se prepara una pila voltaica formada por los electrodos  $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$  y  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  en condiciones estándar.

a) Escriba la reacción global ajustada. Indique el oxidante y el reductor. (1,5 puntos)

b) Calcule el potencial estándar de la reacción. (1 punto)

Datos: Potenciales de reducción estándar:  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$ .

**YA LO EXPLICARÉ****ACCESO CICLOS CFGS****PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR JUNIO 2018  
PARTE ESPECÍFICA C: QUÍMICA**

Duración: 1 h 15'

Responde a 5 de las 6 preguntas propuestas (2 puntos cada pregunta)

SE PUEDEN HACER: 1-2-3

1. Se disuelven 171 gramos de sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) en 2 litros de disolución. Calcula:

a) El número de moles que contiene. (0,6 puntos)

b) La molaridad de la disolución. (0,7 puntos)

c) De esta disolución se toman 100 mL a los que se les añade agua hasta medio litro de disolución. ¿Cuál será la molaridad de la nueva disolución? (0,7 puntos)

M: C =12, H=1 y O= 16

a)  $M_r = 342$   $n = m/M_r = 171 / 342 = 0,5 \text{ mol}$

b)  $M = n/V$   $M = 0,5 / 2 = 0,25 \text{ mol/L o M}$

c)  $M = n/V$   $n = V \cdot M = 0,1 \cdot 0,25 = 0,025 \text{ mol}$

Nueva Molaridad  $M = n/V = 0,025 / 0,5 = 0,05 \text{ mol/L o M}$

2. De las siguientes combinaciones de números cuánticos:

i) (2, 1, -1, -1/2) ; ii) (3, 0, -1, -1/2) ; iii) (4, 2, 2, 1/2) ; iv) (3, 0, 0, -1/2)

a) ¿Cuáles son posibles? Razona la respuesta. (1 punto)

b) En los casos posibles, identifica el orbital que representan. (1 punto)

Posibles

(2,1,-1,-1/2) 2p

(4,2,2,1/2) 4d

(3,0,0,-1/2) 3s

3. Los números atómicos del oxígeno, el flúor y el sodio son, respectivamente 8, 9 y 11.

a) Escribe sus configuraciones electrónicas. (0,7 puntos)

b) Justifica qué ion estable forma cada uno de ellos. (0,6 puntos)

c) Ordena los elementos anteriores de mayor a menor radio atómico. (0,7 puntos)

O (Z=8):  $1s^2 2s^2 2p^4$  O<sup>2-</sup> ultima capa:  $2s^2 2p^4$  6 e- tiene tendencia a coger 2e-

F (Z=9):  $1s^2 2s^2 2p^5$  ultima capa:  $2s^2 2p^5$  7 e- tiene tendencia a coger 1e- F<sup>-</sup>

Na (Z=11):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  Na<sup>+</sup> ultima capa:  $3s^1$  1 e- tiene tendencia a soltarlo-

Na > O > F

4. El cloruro de hidrógeno en disolución acuosa ataca al cinc obteniéndose cloruro de cinc y desprendiendo gas hidrógeno. Si tenemos 100 g de cinc de pureza 90% que reacciona con exceso de cloruro de hidrógeno.

a) Escribe y ajusta la reacción. (0,6 puntos)

b) Los gramos de cloruro de hidrógeno que se necesitarán para reaccionar con el cinc. (0,7 puntos)

c) El volumen de hidrógeno que se desprenderá a la presión de 1 atmósfera y 0° C. (0,7 puntos)

Datos: M (H)=1 u, (Zn)= 65,4 u y (Cl)= 35,5 u y  $R= 0,082 \frac{atm \cdot L}{K \cdot mol}$

a)  $HCl(ac) + Zn(s) \rightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$   
 $2 HCl(ac) + Zn(s) \rightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$

b)  $m(Zn) = 100 \text{ g con pureza del } 90\% = 0,9 \cdot 100 = 90 \text{ g}$

$n(Zn) = m/Mr = 90 / 65,4 = 1,38 \text{ mol}$

Según la reacción: (regla de tres)

2 moles de HCl necesitan 1 mol de Zn

x mol de HCl necesitarán 1,38 mol de Zn

$x = 2 \cdot 1,38 / 1 = 2,76 \text{ mol de HCl}$

$n = m/Mr$   $m = n \cdot Mr = 2,76 \cdot 36,5 = 100,74 \text{ g de HCl}$

c) El H<sub>2</sub> es un gas:  $P \cdot V = nRT$   $V = nRT / P$

De la reacción: 1 mol de Zn produce 1 mol de H<sub>2</sub>

1,38 mol Zn producirán 1,38 mol H<sub>2</sub>

$V = nRT / P = 1,38 \cdot 0,082 \cdot 273 / 1 = 30,9 \text{ L}$

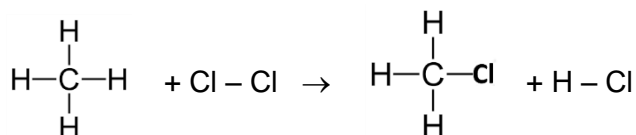
5. a) Haz un estudio de los enlaces que se rompen y los que se forman en el transcurso de la siguiente reacción:  $CH_4(g) + Cl_2(g) \rightarrow CH_3Cl(g) + HCl(g)$  (1 punto)

b) Empleando las entalpías de enlace, calcula la entalpía de la reacción anterior. (1 punto)

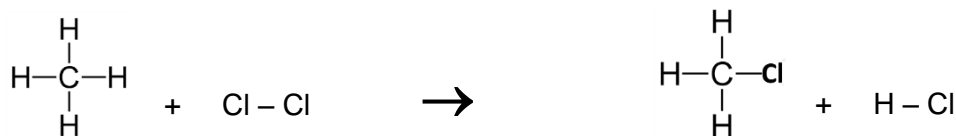
Datos: Entalpías de enlace en kJ/mol: (C-H) = 414; (Cl-Cl) = 243; (C-Cl) = 339; (H-Cl) = 432.

Reacción:  $CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$

Representación de los enlaces:



En toda reacción se rompen los enlaces de los reactivos y se forman los enlaces de los productos: Para romper enlaces hay que dar energía (endotérmica positiva) y cuando se forman se desprende energía (exotérmica negativa)



Reactivos:  
Se rompen  
4 enlaces C-H  
1 enlace Cl-Cl

Productos:  
Se forman  
3 enlaces C-H  
1 enlace C-Cl  
1 enlace H-Cl

Ahora vemos las entalpías de los enlaces (nos las dan):

(C-H) = 414 (Cl-Cl) = 243 (C-Cl) = 339 (H-Cl) = 432 todas en kJ/mol

Entalpías de los enlaces que se rompen:

4 enlaces C-H  $4 \cdot 414 = 1656$   
1 enlace Cl-Cl  $1 \cdot 243 = 243$

Total de entalpías: 1.899 kJ

Entalpías de los enlaces que se forman:

3 enlaces C-H  $3 \cdot 414 = 1242$   
1 enlace C-Cl  $1 \cdot 339 = 339$   
1 enlace H-Cl  $1 \cdot 432 = 432$

Total de entalpías: 2.013 kJ

Entalpía de la reacción = Entalpías de los reactivos – Entalpías de los productos

(El signo negativo que afecta a los productos es porque se desprende energía)

$\Delta H = 1899 - 2013 = -114 \text{ kJ}$  (exotérmica)

6. Sabemos que el 1-hexeno y el 1-hexino son hidrocarburos.

- Explica brevemente el concepto y la composición química de los hidrocarburos. (0,4 puntos)
- Escribe la fórmula semidesarrollada del 1-hexeno. (0,4 puntos)
- Escribe la fórmula semidesarrollada del 1-hexino. (0,4 puntos)
- Razona si el 1-hexeno y el 1-hexino son isómeros entre sí. (0,4 puntos)
- Formula y nombra un isómero de posición del 1-hexeno (0,4 puntos)

a) Los hidrocarburos son compuestos del carbono formados exclusivamente por C y H.

b) 1-hexeno:  $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

c) 1-hexino:  $\text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

d) Para que sean isómeros deben tener el mismo número de átomos de C y de H, lo que se ve mediante la llamada fórmula empírica:

1-hexeno:  $\text{C}_6\text{H}_{12}$

1-hexino:  $\text{C}_6\text{H}_{10}$

Luego, no son isómeros

e) 1-hexeno:  $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$   $\text{C}_6\text{H}_{12}$

Luego un isómero debe tener la misma fórmula empírica  $\text{C}_6\text{H}_{12}$

Un isómero de posición supone cambiar de posición el doble enlace, por ejemplo el 2-hexeno:

$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$   $\text{C}_6\text{H}_{12}$

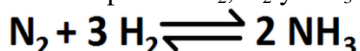
## NUEVO

### El equilibrio químico

Sólo un tipo de reacciones se desarrollan de la forma que hemos visto.

Por ejemplo  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ . Es decir ponemos HCl y NaOH, reaccionan y desaparecen y se forman los nuevos productos NaCl y  $\text{H}_2\text{O}$ .

En otras ocasiones, existe un Equilibrio Químico cuando la velocidad de formación de los productos de una reacción química es igual a la velocidad de generación de reactivos a partir de los productos. Es decir es una reacción en los dos sentidos. Por ejemplo:  $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ , el  $\text{N}_2$  reacciona con el  $\text{H}_2$  y produce  $\text{NH}_3$ , pero el  $\text{NH}_3$  se descompone para dar  $\text{N}_2$  y  $\text{H}_2$ , de tal forma que cuando se alcanza el equilibrio están presentes las tres especies:  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  y  $\text{NH}_3$ . Estas reacciones en equilibrio se representan con una doble flecha:

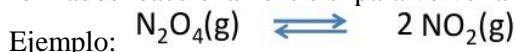


También se llaman reacciones reversibles: la formación de reactivos y productos de forma simultánea, es decir, una reacción compuesta por A, B, C Y D, que sigue la siguiente ecuación química  $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$

Donde A y B reaccionan para formar C y D a la misma velocidad con la que C y D reaccionan para formar A y B. En otras palabras existe una reacción reversible cuando dos reacciones opuestas ocurren a la misma velocidad de forma simultánea.

Llega un punto en la reacción química en que la rapidez de formación de productos es igual a la rapidez de formación de reactivos, en este momento se dice que el sistema está en equilibrio químico.

Las concentraciones iniciales de los reactivos disminuyen con el tiempo (reacción directa), pero los productos formados reaccionan entre sí para volver a dar los reactivos (reacción inversa).



El tetróxido de dinitrógeno gaseoso se descompone en dióxido de nitrógeno que a su vez vuelve a dar el óxido original. Con el fin de indicar que la reacción transcurre en ambas direcciones se escribe una doble flecha.

### **La constante de equilibrio en función de las concentraciones molares (Kc)**

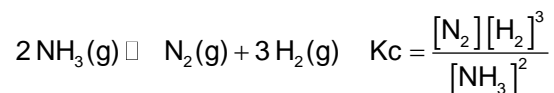
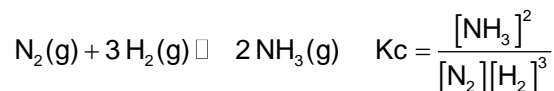
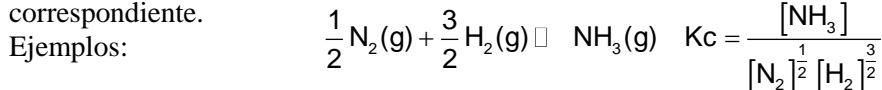
Si tenemos una reacción en equilibrio ajustada como ésta:  $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$  donde las letras minúsculas "a, b, c y d" son los coeficientes o números del ajuste.

$$K_c = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}$$

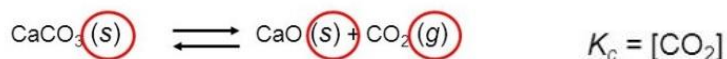
Sobre la constante de equilibrio podemos hacer las siguientes consideraciones:

El valor de la constante de equilibrio varía con la temperatura (de ahí que siempre nos den el dato de la temperatura a la que se verifica la reacción)

Su expresión (y por tanto su valor numérico) depende de la forma en la que esté ajustada la ecuación correspondiente.



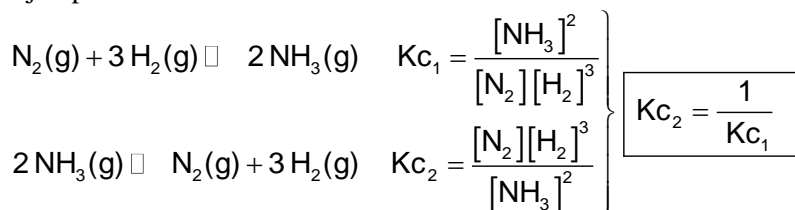
Si en la reacción intervienen sólidos o líquidos puros, dado que su concentración es constante, se considera incluida en el valor de la constante de equilibrio **y nunca aparecen en la expresión de la Kc.**



Si se invierte una reacción química, la constante de equilibrio de la reacción es la inversa de la reacción directa.



Ejemplo:



Kc puede tener unidades o no, dependerá de la ecuación concreta ajustada, pero por costumbre, no se suelen poner.

### Mezclas de gases. Kp

En una mezcla de gases podemos calcular la presión total de la mezcla si conocemos el número total de moles gaseosos (nTot) aplicando la ecuación general de los gases perfectos:

$$P V = n_{\text{Tot}} R T$$

$$P = \frac{n_{\text{Tot}}}{V} R T = c R T$$

c = concentración en moles/L

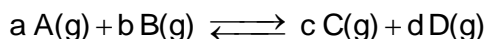
Para cada componente (p.e. el A) podemos definir lo que llamaremos presión parcial (pA) como la presión que ejercería si él solo ocupara el volumen total de la mezcla a la temperatura dada.

Podemos calcular la presión parcial del componente A aplicando la ecuación de los gases en las condiciones descritas:

$$p_A V = n_A R T$$

$$p_A = \frac{n_A}{V} R T = c_A R T$$

En las reacciones en las que intervengan únicamente gases es más cómodo medir presiones que concentraciones, por eso se define la constante de equilibrio KP en función de las presiones parciales :



$$K_P = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$$

pA= presión parcial del componente A

pB= presión parcial del componente B

pC= presión parcial del componente C

pD= presión parcial del componente D

## NUEVO

### PROCESOS REDOX (Intercambio de electrones)

Entre las reacciones químicas existe un tipo, llamado reacciones de oxidación-reducción (abreviadamente reacciones redox), en las que se produce una transferencia de electrones de una sustancia a otra.

Este tipo de reacciones pueden ser utilizadas para producir una acumulación de electrones en un punto determinado (potencial negativo) o consumirlos en otro, originándose así un "vacío electrónico" (potencial positivo). Si ahora conectamos ambos puntos con un conductor, por él circulará una corriente eléctrica.

El proceso contrario: lograr que una reacción química tenga lugar por aplicación de una corriente eléctrica, también es posible.

La electroquímica estudia la conversión de energía química en energía eléctrica y viceversa.

#### **Definición de oxidación y reducción.**

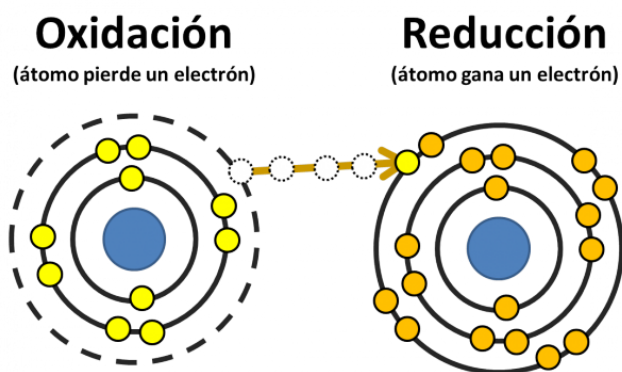
El término OXIDACIÓN comenzó a usarse para indicar que un compuesto incrementaba la proporción de átomos de Oxígeno. Igualmente, se utilizó el término de REDUCCIÓN para indicar una disminución en la proporción de oxígeno. Actualmente, ambos conceptos no van ligados a la mayor o menor presencia de Oxígeno. Se utilizan las siguientes definiciones:

- **Oxidación es todo proceso en el que una especie química pierde electrones.**

- **Reducción es todo proceso en el que una especie química gana electrones.**

Como los electrones no pueden crearse ni destruirse, la oxidación y la reducción deben de ser procesos simultáneos. Cada una de estas reacciones se denomina semirreacción. En estos procesos se distingue el agente oxidante y el agente reductor:

**Agente oxidante**, es el que produce la oxidación de la otra especie, y por lo tanto él se reducirá, ya que gana electrones.  
**Agente reductor**, es el que produce la reducción de la otra especie, y por lo tanto él se oxidará, ya que pierde electrones.



### Número de oxidación o estado de oxidación (N.O.)

Con el fin de ajustar las reacciones redox y seguir la pista a las modificaciones en estas reacciones es conveniente utilizar el llamado número de oxidación, ya que en la mayoría de ocasiones no es fácil notar la transferencia de electrones.

#### A modo de resumen las reglas de asignación son:

- En los elementos libres, el n° de oxidación es cero ( $H_2$ , Na, Fe,  $O_2$  etc).
- En los iones monoatómicos, el número de oxidación es la carga del ión.
- Metales alcalinos +1.
- Metales alcalinotérreos +2.
- El oxígeno (O) es -2, excepto en los peróxidos -1.
- El hidrógeno (H) es +1, excepto en los hidruros metálicos que es -1.

#### La suma algebraica de los números de oxidación de todos los elementos debe ser:

- Cero en un compuesto neutro.
- La carga del ion si se trata de un ion poliatómico.

### EJEMPLOS

**$CO_2$ :** Como cada O tiene siempre 2- y hay dos oxígenos, tendremos  $2 \cdot (-2) = -4$ . Como la molécula de  $CO_2$  es neutra, el C debe tener +4, para que  $-4 + 4 = 0$  (neutra). Luego los N.O. son: O: 2- y C: 4+

#### Calcular el N.O. del S en $ZnSO_4$

La suma de todos los N.O. deben ser 0 porque el  $ZnSO_4$  es una especie neutra.

El O siempre tiene 2-, como hay 4, tendremos  $4 \cdot (-2) = -8$

El S puede tener varias valencias (2-, 2+, 4+ y 6+) y debemos averiguar cuál utiliza en esta especie.

El Zn sólo tiene la valencia 2+

Luego entre el O y el Zn tenemos:  $-8 + 2 = -6$

Como el  $ZnSO_4$  en conjunto debe tener 0, el Zn -6 = 0, luego el S debe tener un N.O. de 6+.

#### Halla el N.O. del Al en el ion $Al^{3+}$

Es la carga del ión 3+

#### Halla el N.O. del N en la especie $NO_3^-$

Ahora la especie no es neutra, sino que es un ion que tiene globalmente una carga de 1-, luego la suma de todos los N.O. debe dar 1-

El O siempre tiene 2-, como hay 3, tendremos:  $3 \cdot (-2) = -6$

Luego:  $N - 6 = -1$ , por tanto el N debe tener un N.O. 5+

#### Halla el N.O. del C en la especie $CO_3^{2-}$

Ahora la especie no es neutra, sino que es un ion que tiene globalmente una carga de 2-, luego la suma de todos los N.O. debe dar 2-

El O siempre tiene 2-, como hay 3, tendremos:  $3 \cdot (-2) = -6$

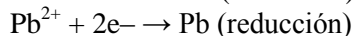
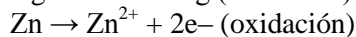
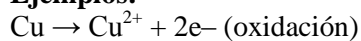


Luego: El C - 6 = -2, por tanto el C debe tener un N.O. 4+

### Oxidaciones y reducciones. Semirreacciones

Una reacción es de oxidación-reducción (REDOX) si hay una oxidación y una reducción, o sea dos cambios en el número de oxidación de dos elementos.

#### Ejemplos:



### EJEMPLOS

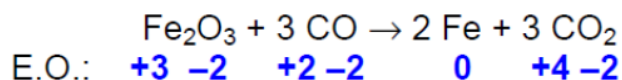
**Comprobar que la reacción de formación de hierro:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$  es una reacción redox. Indicar los E.O. de todos los elementos antes y después de la reacción.**

Reducción: El Fe disminuye su E.O. de "+3" a "0" luego se reduce (cada átomo de Fe captura 3 electrones).

Oxidación: El C aumenta su E.O. de "+2" a "+4" luego se oxida

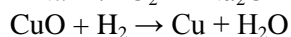
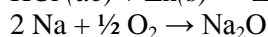
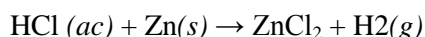
**Comprobar las oxidaciones y reducciones en las siguientes reacciones:**

**Al añadir HCl (ac) sobre Zn(s) se produce ZnCl<sub>2</sub> y se desprende H<sub>2</sub>(g) que, al ser un gas inflamable, produce una pequeña explosión al acercarle un cerilla encendida**



Reducción: El Fe disminuye su E.O. de "+3" a "0" luego se reduce (cada átomo de Fe captura 3 electrones).

Oxidación: El C aumenta su E.O. de "+2" a "+4" luego se oxida



### Ajuste de reacciones redox (método del ion-electrón)

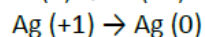
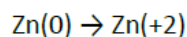
Se basa en la conservación tanto de la masa como de la carga (los electrones que se pierden en la oxidación son los mismos que los que se ganan en la reducción).

Se usará el método del ión electrón, para ello se seguirán los siguientes pasos:

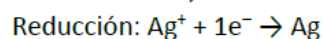
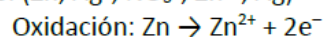
- Determinar el n° de oxidación de cada átomo para localizar la especie oxidada y reducida.
- Se divide la reacción en dos semirreacciones, una la de oxidación y otra la de reducción. Hay que tener en cuenta las disociaciones de ácidos y sales, los óxidos no se disocian.
- Se igualan, tanto en masa como eléctricamente ambas semirreacciones, teniendo en cuenta el medio en el cual tiene lugar la reacción, si es en medio ácido se pueden añadir H<sup>+</sup> y H<sub>2</sub>O, si es básico OH<sup>-</sup> y H<sub>2</sub>O. Para el ajuste electrónico se añaden los electrones necesarios.
- Se multiplican ambas semirreacciones por el menor número que iguale los electrones intercambiados del apartado anterior.
- Se suman las dos semirreacciones, simplificándose los términos comunes. La ecuación inicial si es necesario se ajusta por tanteo

### Ejemplo: $\text{Zn} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag}$

Primera: Identificar los átomos que cambian su E.O.

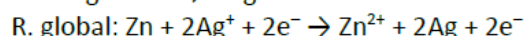
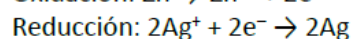
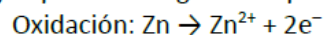


Segunda: Escribir semirreacciones con moléculas o iones que existan realmente en disolución ajustando el nº de átomos: (Zn,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ , Ag)

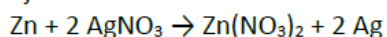


Tercera: Ajustar el nº de electrones de forma que al sumar las dos semirreacciones, éstos desaparezcan.

En el ejemplo se consigue multiplicando la segunda semirreacción por 2.



Cuarta: Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox (en el ejemplo, el ion  $\text{NO}_3^-$ ) y comprobando que toda la reacción queda ajustada:



Si la reacción se produce en disolución acuosa, aparecen iones poliatómicos con O (ej  $\text{SO}_4^{2-}$ ), y el ajuste se complica pues aparecen también iones  $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$  así como moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ .

### Potenciales normales de reducción

La fuerza de un oxidante o de un reductor viene dada por la tendencia a ganar o a perder electrones. Actualmente se usa el término **potencial normal de reducción**. Existen tablas en donde figuran la mayoría de los elementos y compuestos de los que se han calculado los potenciales de reducción para cada uno de ellos expresados en Voltios. Así, tenemos la **TABLA DE POTENCIALES NORMALES DE REDUCCIÓN (PODRÍAN HABER SIDO DE OXIDACIÓN, PERO SE REFIEREN SIEMPRE A LA REDUCCIÓN)**. Ejemplos:

$\mathcal{E}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ , quiere decir que la reacción de reducción  $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$  tiene un potencial  $\mathcal{E} = +0,80 \text{ V}$

$\mathcal{E}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ , quiere decir que la reacción de reducción  $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$  tiene un  $\mathcal{E} = -0,76 \text{ V}$

Vemos que hay potenciales positivos y negativos. Con parejas de potenciales se puede formar una pila cuya fuerza electromotriz total debe ser positiva, puesto que tiene que dar Voltios. Como por convenio todos los potenciales son de reducción y en cualquier proceso redox y en las pilas debe haber una reducción y una oxidación, siempre a uno de los potenciales que nos den, el que produzca una oxidación, le tendremos que cambiar el signo.

Ejemplo:

#### Cuestión 2 (2,5 puntos)

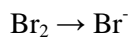
Se añade bromo molecular ( $\text{Br}_2$ ) a una disolución acuosa que contiene yoduro de sodio (NaI) a 25 °C.

- Formule las semirreacciones de oxidación y reducción. (1 punto)
- Escriba la reacción química espontánea global y calcule el  $\mathcal{E}^\circ$ . (1 punto)
- Indique la especie oxidante y la reductora. (0,5 puntos)

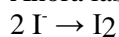
Datos: potenciales estándar de reducción:  $\text{Br}_2/\text{Br}^- = +1,07 \text{ V}$ ;  $\text{I}_2/\text{I}^- = +0,53 \text{ V}$ .

Tenemos  $\text{Br}_2$  y NaI. Vemos los datos que nos dan  $\mathcal{E}^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = +1,07 \text{ V}$ ,  $\mathcal{E}^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,53 \text{ V}$ . Estos datos nos dan la pista de los cambios que puede haber y quien no esté en los datos no lo tendremos en cuenta (por ejemplo el  $\text{Na}^+$  del NaI). Vemos que el  $\text{Br}_2$  está relacionado con el  $\text{Br}^-$  y el  $\text{I}_2$  está relacionado con el  $\text{I}^-$ .

Nosotros teníamos  $\text{Br}_2$  y NaI, el NaI se debe dissociar:  $\text{Na}^+ \text{I}^-$  y el  $\text{Na}^+$  como no está en los datos no lo tenemos en cuenta. Así nuestra verdadera reacción es del  $\text{Br}_2$  con el  $\text{I}^-$ . A partir de los datos de los potenciales, el  $\text{Br}_2$  que tenemos inicialmente puede dar  $\text{Br}^-$  y el  $\text{I}^-$  (del NaI que también tenemos) puede dar  $\text{I}_2$ . O sea, las dos semirreacciones serán:



Ahora las ajustamos:  $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$



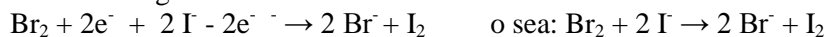
y vemos los electrones:

$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-$  que es una reducción (su potencial es el mismo valor que nos dan, sin cambiar el signo), o sea +1,07 V

$2\text{I}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{I}_2$  que es una oxidación. Como el potencial que nos han dado es de reducción (+0,53V)

y esto es una oxidación, le debemos cambiar el signo, o sea -0,53 V

La reacción global sería la suma:



y la fuerza electromotriz total que da la pila es  $\mathcal{E}^\circ = +1,07 - 0,53 = 0,54 \text{ V}$  El  $\text{Br}_2$  se reduce, luego es el oxidante

El  $\text{I}^-$  se oxida, luego es el reductor

# EXÁMENES

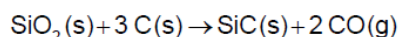
## ACCESO UNIV 25

---

### Pruebas de Acceso para mayores de 25 y 45 años Convocatoria: 2018

#### Problema 1 (5 puntos)

El carburo de silicio, SiC, es un material de elevada dureza que se utiliza comercialmente como abrasivo. Esta sustancia se fabrica calentando SiO<sub>2</sub> y C a elevadas temperaturas, según la ecuación química siguiente:



- Calcule la cantidad (en gramos) de SiC que se formará si se permite que reaccionen 3,00 g de SiO<sub>2</sub> y 4,50 g de C. (2 puntos)
- ¿Cuál es el reactivo limitante y qué cantidad (en g) queda del reactivo en exceso suponiendo que la reacción avanza hasta consumir todo el reactivo limitante? (1,5 puntos)
- Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción teniendo en cuenta los datos termodinámicos suministrados. ¿Se trata de un proceso endotérmico o exotérmico? (1,5 puntos)

**Datos:** Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16; Si = 28,1.

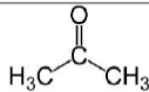
Entalpías estándar de formación,  $\Delta H_f^\circ$  (kJ/mol): SiO<sub>2</sub> (s) = - 910,9; SiC (s) = - 73,22; CO (g) = - 110,5; C (s) = 0.

#### Cuestión 1 (2,5 puntos)

- Represente la estructura electrónica de Lewis y describa la geometría prevista por el modelo RPECV para las moléculas siguientes: CCl<sub>4</sub>, PCl<sub>3</sub> y Cl<sub>2</sub>O. (1,5 puntos)

**Datos:** Números atómicos, Z: Z(C) = 6, Z(O) = 8; Z(P) = 15; Z(Cl) = 17.

- Formule o nombre, según convenga: (1 punto)

b-1)	Ca(OH) <sub>2</sub>	
b-2)	Nitrato de amonio	
b-3)	KMnO <sub>4</sub>	
b-4)	Fe <sub>2</sub> (CO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	
b-5)	Óxido de hierro(III)	
b-6)	CH <sub>2</sub> =CH-CH <sub>2</sub> -CHCl-CHCl-CH <sub>3</sub>	
b-7)	2-buteno	
b-8)		
b-9)	Dietiléter	
b-10)	CH <sub>3</sub> -COOCH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>	

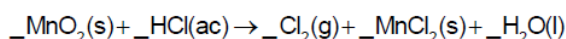
#### Cuestión 2 (2,5 puntos)

- El pH de una muestra biológica es 5,8. Calcule cuál es la concentración molar (mol/L) de las especies H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> y OH<sup>-</sup>. (1 punto)
- Calcule el pH de la disolución resultante de mezclar 25,0 mL de una disolución de NaOH, de concentración 0,5 M, con 5,0 mL de otra disolución de HCl de concentración 1,0 M. Considere que los volúmenes son aditivos. (1,50 puntos)

**Dato:** Constante de autoionización del agua, K<sub>w</sub> = 1,0 · 10<sup>-14</sup>.

### Cuestión 3 (2,5 puntos)

El cloro molecular,  $\text{Cl}_2$ , puede obtenerse en el laboratorio mediante la reacción del óxido de manganeso(IV),  $\text{MnO}_2$ , con ácido clorhídrico,  $\text{HCl}(\text{ac})$ , en la que se forman cloruro de manganeso(II) y agua según la ecuación química (no ajustada) siguiente:



- Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción. (1 punto)
- Ajuste la reacción química global. (1 punto)
- Indique la especie oxidante y la reductora. (0,5 puntos)

---

## ACCESO CFGS

### PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR

JUNIO 2017

OPCIÓN C: CIENCIAS: QUÍMICA

Duración: 1h 15 minutos

RESPONDE A 5 DE LAS 6 PREGUNTAS PROPUESTAS. (2 puntos cada pregunta)

- Se disuelven 10 gramos de hidróxido de sodio en 2 litros de agua. Calcula:
  - La concentración de la disolución en g/L. (0,6 puntos)
  - La molaridad de la disolución. (0,7 puntos)
  - La nueva molaridad que tendrá si posteriormente se duplica el volumen de agua. (0,7 puntos)

Datos: M atómicas: Na = 23 u ; O = 16 u y del H = 1 u

- Ordena de mayor a menor número de moles:
  - 300 litros de  $\text{CO}_2$  a la presión de 1 atmósfera y temperatura  $0^\circ\text{C}$ .
  - 300 g de  $\text{CO}_2$
  - $6,02 \cdot 10^{24}$  moléculas  $\text{CO}_2$

Datos: M atómicas: O = 16 u y del C = 12 u.  $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

- La configuración electrónica del Calcio (Ca) es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . Indica:
  - Su número atómico. (0,5 puntos)
  - El periodo y grupo en el que se encuentra. (0,5 puntos)
  - Justifica cuál es su valencia iónica. (0,5 puntos)
  - Justifica el tipo de enlace que forma con los no metales del grupo 17. (0,5 puntos)

- Escribe y ajusta la reacción de combustión del propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ). (1 punto)
  - Calcula la entalpía estándar de combustión del propano, a partir de las entalpías de formación estándar del  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{C}_3\text{H}_8$  que son, respectivamente -393,5 kJ/mol; -285,8 kJ/mol y -103,852 kJ/mol. (1 punto)

- En la reacción de combustión del butano  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  se desprenden 2400 KJ/mol.
  - Escribe y ajusta la reacción. (0,7 puntos)
  - Si se queman 200 g de butano, calcula la energía desprendida. (0,7 puntos)
  - En el caso anterior. ¿Cuántos litros de dióxido de carbono se producen medidos a la presión de 1 atmósfera y temperatura  $0^\circ\text{C}$ ? (0,6 puntos)

Datos M atómicas: H = 1 u ; C = 12 u y O = 16 u

6. Justifica el tipo de isomería existente entre los compuestos de cada uno de los apartados siguientes:

a)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$  y  $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$  (0,6 puntos)

b)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$  y  $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$  (0,7 puntos)

c)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$  y  $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CHO}$  (0,7 puntos)