

TEMA 1: EL ÁTOMO, LA TABLA Y EL ENLACE

RESUMEN TEÓRICO Y FORMULARIO

- Cálculo del número de partículas de un elemento: $\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} X$

Número de protones: Z ; número de neutrones: $A - Z$

Número de electrones: $Z \pm$ valor absoluto de la carga

- Números cuánticos:

Número cuántico	Símbolo	Valores	Significado
Principal	n	1, 2, 3, 4, 5, 6, 7	Valor de la capa o nivel
Secundario	ℓ	De 0 a $n - 1$	Valor de la subcapa o subnivel
Magnético	m	De $-\ell$ a $+\ell$, incluyendo el 0	Tipo de orbital
Spin	s	$+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$ para cada valor de m	Rotación del electrón

- El valor del número cuántico magnético ℓ determina el tipo de orbital:

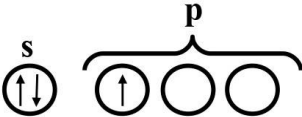
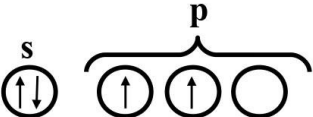
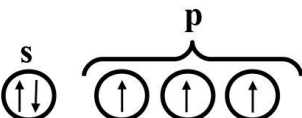
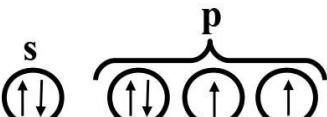
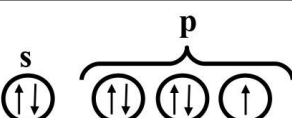
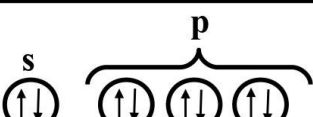
Valor de ℓ	Tipo de orbital	Nº máximo de electrones
0	s	2
1	p	6
2	d	10
3	f	14

- Principio de Aufbau o principio de mínima energía: los electrones van ocupando los orbitales de menor a mayor energía. La energía de cada orbital viene dado por la suma de los números cuánticos $n + \ell$. En caso de empate, el de menor energía es el de menor n .

- Regla de Hund: principio de máxima multiplicidad: dentro de una misma subcapa, los electrones tienden a estar lo más desapareados posible. Esto se debe a la repulsión entre electrones.

- Principio de exclusión de Pauli: en un mismo átomo no pueden haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

- Representación de orbitales mediante círculos o cuadrados:

Elemento	Configuración externa	Diagrama de orbitales
Li	s^1	
Be	s^2	
B	$s^2 p^1$	
C	$s^2 p^2$	
N	$s^2 p^3$	
O	$s^2 p^4$	
F	$s^2 p^5$	
Ne	$s^2 p^6$	

- Regla de Möeller: es un diagrama para recordar el orden de llenado de orbitales en las configuraciones electrónicas:

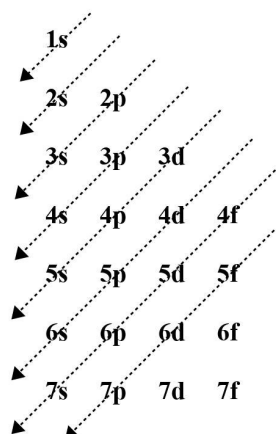


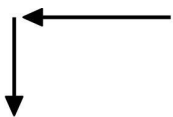
Diagrama de Möeller

- La relación entre la tabla periódica y la configuración electrónica es:

Periodo	Grupo 1	Grupo 2	Grupo 3	Grupo 4	Grupo 5	Grupo 6	Grupo 7	Grupo 8	Grupo 9	Grupo 10	Grupo 11	Grupo 12	Grupo 13	Grupo 14	Grupo 15	Grupo 16	Grupo 17	Grupo 18
	ALCALINOS	ALCALINOTÉRREOS	GRUPO DEL ESCANDIO	GRUPO DEL TITANIO	GRUPO DEL VANADIO	GRUPO DEL CROMO	GRUPO DEL MANGANESO	GRUPO DEL HIERRO	GRUPO DEL COBALTO	GRUPO DEL NIQUEL	GRUPO DEL COBRE	GRUPO DEL ZINC	TÉRREOS	CARBONOIDES	NITRÓGENOS	ANFÍGENOS / CALÓGENOS	HALÓGENOS	GASES NO BLES/ INERTES
	ns ¹	ns ²	(n-1)d ¹ ns ²	(n-1)d ² ns ²	(n-1)d ³ ns ²	(n-1)d ⁴ ns ²	(n-1)d ⁵ ns ²	(n-1)d ⁶ ns ²	(n-1)d ⁷ ns ²	(n-1)d ⁸ ns ²	(n-1)d ⁹ ns ²	(n-1)d ¹⁰ ns ²	ns ² np ¹	ns ² np ²	ns ² np ³	ns ² np ⁴	ns ² np ⁵	ns ² np ⁶
n = 1	H HIDRÓGENO He HELIO																	
n = 2	Li	Be	TABLA PERIÓDICA Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA										B	C	N	O	F	Ne
n = 3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
n = 4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
n = 5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
n = 6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
n = 7	Fr	Ra	Ac															

- Los semimetales son: B, Si, Ge, As, Sb, Te y Po.

Propiedad	Definición
Radio atómico	Es el radio de un átomo. Es directamente proporcional al volumen atómico
Radio iónico	Es el radio de un átomo que ha ganado o perdido uno o varios electrones
Energía de ionización	Es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo de un átomo en estado gaseoso.
Afinidad electrónica o electroafinidad	Es la energía que se absorbe o se desprende cuando un átomo gaseoso acepta un electrón
Electronegatividad	Es la tendencia de atraer electrones de enlace por parte de un átomo

- El radio atómico y el carácter metálico aumentan así:	- La energía de ionización, la afinidad electrónica y la electronegatividad aumentan así:
	

- Explicación de cómo varían las propiedades periódicas:

Propiedad	¿Por qué aumenta hacia abajo?	¿Por qué aumenta hacia la izquierda?
Radio atómico o volumen atómico	Porque aumenta el número de niveles electrónicos, es decir, de capas electrónicas y también el apantallamiento de los electrones internos.	Porque al disminuir el número atómico, Z , disminuye la carga nuclear efectiva y los electrones están menos atraídos por el núcleo.

Propiedad	¿Por qué aumenta hacia arriba?	¿Por qué aumenta hacia la derecha?
Energía de ionización	Porque el átomo es cada vez más pequeño, los electrones externos están más cerca del núcleo y la atracción del núcleo es mayor y es más difícil arrancar un electrón.	En el mismo periodo, los electrones están en la misma capa; al aumentar el número atómico, aumenta la carga nuclear, los electrones de la misma capa están más atraídos por el núcleo y es más difícil arrancar un electrón.
Afinidad electrónica	Porque el átomo es cada vez más pequeño, los electrones externos están más cerca del núcleo y la atracción del núcleo es mayor y es más fácil darle un electrón al átomo.	En el mismo periodo, los electrones están en la misma capa. Al aumentar el número atómico, aumenta la carga nuclear, los electrones de la misma capa están más atraídos por el núcleo y es más fácil darle un electrón al átomo.

Electronegatividad	Al disminuir el tamaño del átomo, los electrones de enlace están más atraídos por el núcleo atómico porque está más cerca.	Al disminuir el tamaño del átomo, los electrones de enlace están más atraídos por el núcleo atómico porque está más cerca.
--------------------	--	--

Tipo de enlace	Características
Iónico	Un átomo le da uno o varios electrones al otro, ambos átomos se convierten en iones de signo contrario y se atraen con fuerzas electrostáticas.
Covalente	Los dos átomos dan un electrón cada uno y esos dos electrones giran alrededor de los dos átomos. Se pueden compartir uno, dos o tres pares de electrones, dando lugar al enlace covalente sencillo, doble o triple.
Metálico	Cada átomo del metal tiene electrones propios y electrones que comparte con todos los átomos metálicos formando una nube electrónica o gas electrónico.
Fuerzas de van der Waals	Son débiles atracciones electrostáticas entre moléculas
Enlace de hidrógeno	Es la unión de dos átomos muy electronegativos de distintas moléculas en el que hay un átomo de hidrógeno en medio.

- Tipos de fuerzas de van der Waals:

Nombre	Tipo de dipolo	Características	Ejemplos
Fuerzas de Keesom	Dipolo-dipolo	Presente en moléculas polares	HCl, CHCl ₃ , SO ₂ , H ₂ S
Fuerzas de Debye	Dipolo-dipolo inducido	Se da entre una molécula polar y una apolar	H ₂ O y O ₂ juntos
Fuerzas de dispersión o fuerzas de London o fuerzas de dispersión de London	Dipolo instantáneo-dipolo inducido	Presente en las moléculas apolares	Gases nobles, H ₂ , N ₂ , O ₂ , O ₃ , CO ₂

- El enlace de hidrógeno puede considerarse una fuerza dipolo-dipolo.
- El enlace de hidrógeno sólo es importante si el otro átomo es: O, F o N.
- Orden de intensidad: Enlace de hidrógeno > fuerzas dipolo-dipolo > fuerzas de London.

PROBLEMAS Y CUESTIONES DEL ÁTOMO, LA TABLA Y EL ENLACE

2025

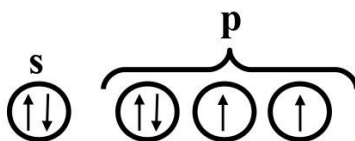
1) Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Una de las posibles combinaciones de los números cuánticos del electrón diferenciador del átomo de B es $(2,1,0,-1/2)$.
- b) Los electrones que se encuentran en los orbitales 2p tienen la misma energía.
- c) El átomo de oxígeno tiene dos electrones desapareados en los orbitales 2p.
- d) Los elementos situados en el grupo 13 de la tabla periódica tienen distinto número de electrones en su capa de valencia.

a) Verdadero. La configuración electrónica del B es: $1s^2 2s^2 2p^1$. El electrón diferenciador es el último que se añade a la configuración electrónica de un átomo y es el que lo diferencia del átomo anterior en la tabla periódica. Sería el $2p^1$. El número cuántico principal es 2, como indica el primer número. Al orbital p le corresponde $l = 1$. El número m puede valer -1 , 0 ó $+1$ y s puede valer $+\frac{1}{2}$ ó $-\frac{1}{2}$.

b) Verdadero. Existen tres orbitales 2p, a saber: $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$. Son orbitales degenerados, es decir, que tienen la misma energía.

c) Verdadero. Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^4$. Según la regla de máxima multiplicidad de spin, su diagrama de orbitales es:



d) Falso. En el grupo 13 o en cualquier grupo de la tabla periódica, los elementos se caracterizan porque todos tienen la misma configuración electrónica externa. En este caso es $ns^2 np^1$.

2) Sean los elementos A ($Z = 6$), B ($Z = 17$) y C ($Z = 36$).

- a) Escriba las configuraciones electrónicas de los elementos B y C en su estado fundamental.
- b) Razone el grupo y periodo de los elementos A y C.
- c) Justifique cuál de los tres elementos tiene menor radio.
- d) Explique cuál de los tres elementos tiene mayor energía de ionización.

a) B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

b)

Elemento	Nombre	Configuración	Grupo	Período
A	Carbono	$1s^2 2s^2 2p^2$	14, carbonóideos	2º
C	Kriptón	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	18, gases nobles	4º

El grupo y el período se determinan mediante el electrón diferenciador. El período lo da el número cuántico principal y el grupo lo da el número de electrones en ese orbital.

c) El A ($Z = 6$), es decir, el carbono. El carbono tiene menor radio que los demás porque tiene menos niveles electrónicos y menos apantallamiento.

d) El C ($Z = 36$), es decir, el kriptón. La energía de ionización es la energía necesaria para arrancarle un electrón a un átomo gaseoso. A mayor energía, mayor dificultad. La mayor dificultad corresponde al gas noble porque su configuración electrónica externa ($ns^2 np^6$) es la más estable.

3) Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos:

a) El elemento del grupo 14 de menor carácter metálico.

b) El elemento del tercer periodo de mayor radio atómico.

c) El elemento del cuarto periodo con solo un electrón en un orbital “d”.

d) El elemento del segundo periodo que tiene más tendencia a formar un catión divalente.

a) Es el carbono. C: $1s^2 2s^2 2p^2$.

b) Es el sodio. Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

c) Es el escandio. Sc: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$.

d) Es el berilio. Be: $1s^2 2s^2$.

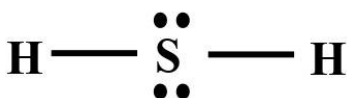
4) a) Dadas las moléculas H_2S y PF_3 , razone en cuál o cuáles de ellas el átomo central presenta algún par de electrones sin compartir.

b) Justifique la geometría que presenta la molécula de PF_3 .

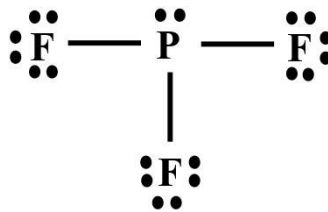
c) Indique la hibridación del átomo central del H_2S .

d) ¿Por qué la molécula BF_3 es apolar?

a) * Estructuras de Lewis:



H_2S



PF_3

Según las estructuras de Lewis y la regla del octeto, el H_2S presenta dos pares de electrones sin compartir y el PF_3 presenta un par.

b) Al ser del tipo AB_3E , la molécula es piramidal trigonal.

c) Es del tipo sp^3 . Configuración electrónica del S: $1s^2 2s^2 2p^4$.
Ecuación de hibridación: 1 O.A. s + 3 O.A. p = 4 O.H. sp^3

d) Porque la geometría simétrica de los enlaces P – F hace que se anulen los momentos dipolares parciales.

5) Los números atómicos de los elementos X e Y son 20 y 34, respectivamente.

a) Razone a qué grupo y periodo pertenece cada uno de ellos.

b) Escriba las configuraciones electrónicas de los iones X^{2+} e Y^{2-} .

c) Justifique cuál de los dos elementos será más electronegativo.

d) Explique cuál de los dos elementos tendrá menor radio.

a)

Elemento	Nombre	Configuración	Grupo	Período
X	Calcio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	2, alcalinotérreos	4º
Y	Selenio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$	16, anfígenos	4º

El grupo y el período se determinan mediante el electrón diferenciador. El período lo da el número cuántico principal y el grupo lo da el número de electrones en ese orbital.

b) * Configuraciones electrónicas: X^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; Y^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

c) El selenio. La electronegatividad es la tendencia a atraer los electrones de enlace. El selenio tiene más tendencia a atraer esos electrones porque es más pequeño y la carga positiva del núcleo está más cerca.

d) El selenio. Al estar ambos elementos en el mismo período, tienen el mismo número de niveles electrónicos y apantallamiento. Como el selenio tiene mayor carga nuclear efectiva, sus electrones están más atraídos por el núcleo.

6) Identifique el tipo de enlace de las sustancias y explique las siguientes afirmaciones:

a) El cloruro de sodio (NaCl) es soluble en agua.

b) El hierro es conductor de la electricidad.

c) El metano (CH_4) tiene bajo punto de fusión.

d) El tetracloruro de carbono (CCl_4) es insoluble en agua.

a) El NaCl es una sustancia iónica, con enlaces iónicos. Cuando se añade al agua, la red cristalina se rompe y los iones se rodean de moléculas de agua por atracción electrostática, es decir, se disuelven.

b) El hierro es una sustancia metálica, con enlace metálico. Es buen conductor de la electricidad porque sus electrones están deslocalizados gracias al gas electrónico que se mueve por toda la red cristalina del hierro.

PROBLEMAS Y CUESTIONES DE CINÉTICA Y EQUILIBRIO

2025

1) El NO_2 se descompone según el equilibrio: $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

En un recipiente de 2 L a 25°C se introduce $\text{NO}_2(\text{g})$ hasta que su presión es 21'1 atm. Posteriormente, se calienta a 300°C hasta alcanzar el equilibrio y se observa que la presión es 50 atm.

a) Calcule el valor de K_C .

b) Calcule el valor de K_p y el grado de disociación del NO_2 en esas condiciones.

Dato: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

a) y b) * Número de moles iniciales de NO_2 : $n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{21'1 \cdot 2}{0'082 \cdot 298} = 1'73 \text{ mol}$

* Balance de materia:

	$2 \text{NO}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{NO}(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$
Moles iniciales	1'73		-		-
Moles reaccionados	$1'73 \cdot \alpha$		-		-
Moles formados	-		$1'73 \cdot \alpha$		$\frac{1'73 \cdot \alpha}{2}$
Moles en el equilibrio	$1'73 \cdot (1 - \alpha)$		$1'73 \cdot \alpha$		$\frac{1'73 \cdot \alpha}{2}$
Concentraciones de equilibrio	$\frac{1'73 \cdot (1 - \alpha)}{2}$		$\frac{1'73 \cdot \alpha}{2}$		$\frac{1'73 \cdot \alpha}{4}$

* Moles totales en el equilibrio: $n_T = 1'73 \cdot (1 - \alpha) + 1'73 \cdot \alpha + \frac{1'73 \cdot \alpha}{2} = 0'865 \cdot \alpha + 1'73$

* Grado de disociación:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow n_T = \frac{P_T \cdot V}{R \cdot T} = \frac{50 \cdot 2}{0'082 \cdot 573} = 2'13 = 0'865 \cdot \alpha + 1'73 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 2'13 - 1'73 = 0'865 \cdot \alpha \Rightarrow 0'4 = 0'865 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{0'4}{0'865} = \boxed{0'462}$$

* Concentraciones de equilibrio:

$$\text{NO}_2: \frac{1'73 \cdot (1 - \alpha)}{2} = \frac{1'73 \cdot (1 - 0'462)}{2} = 0'465 \text{ M} ; \text{NO}: \frac{1'73 \cdot \alpha}{2} = \frac{1'73 \cdot 0'462}{2} = 0'4 \text{ M}$$

$$\text{O}_2: \frac{1'73 \cdot \alpha}{4} = \frac{1'73 \cdot 0'462}{4} = 0'2 \text{ M}$$

* Constante de equilibrio K_c : $K_c = \frac{[NO]^2 \cdot [O_2]}{[NO_2]^2} = \frac{0'4^2 \cdot 0'2}{0'465^2} = \boxed{0'148}$

* Incremento en el número de moles gaseosos: $\Delta n = 2 + 1 - 2 = 1$

* Constante de equilibrio K_p : $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 0'148 \cdot (0'082 \cdot 573)^1 = \boxed{6'95}$

2) Explique cómo afectan los siguientes cambios al equilibrio: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$ $\Delta H = 51'8 \text{ kJ}$

- Elevar la temperatura.
- Retirar H_2 .
- Introducir HI .
- Añadir un catalizador.

a) Se desplaza a la derecha. Según el principio de Le Chatelier, la alteración de las condiciones de un equilibrio mediante un factor externo provoca que el equilibrio se desplace en el sentido en el que se compense al factor externo. Como la reacción es endotérmica ($\Delta H > 0$), se absorbe calor; al aumentar la temperatura, el equilibrio tiende a disminuir la temperatura desplazándose hacia la derecha.

b) Se desplaza a la izquierda. La retirada de reactivo provoca que se produzca más reactivo desplazándose el equilibrio hacia la izquierda.

c) Se desplaza a la izquierda. La introducción de más producto provoca que el equilibrio lo consuma desplazándose hacia la izquierda.

d) No se altera. El catalizador hace que se alcance antes el equilibrio, aumenta la velocidad de reacción, pero no lo desplaza en ningún sentido.

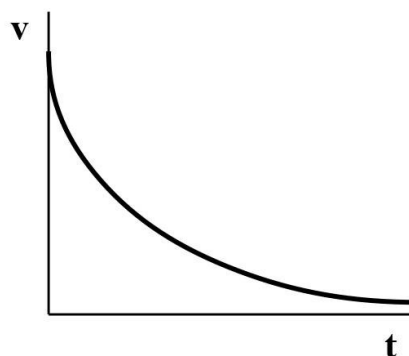
3) La reacción química $2A + B \rightarrow C$ tiene como ecuación de velocidad $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$. Responda razonadamente:

- ¿Cuál es el orden total de la reacción?
- Determine las unidades de la constante de velocidad.
- ¿Se puede considerar que, durante el transcurso de la reacción química, la velocidad de la reacción permanece constante?
- ¿La velocidad de desaparición de B es igual que la velocidad de aparición de C?

a) Es tres, la suma de los exponentes de las concentraciones en la ecuación de velocidad.

b) $k = \frac{v}{c_A^2 \cdot c_B} \Rightarrow [k] = \frac{[v]}{[c_A]^2 \cdot [c_B]} = \frac{\frac{M}{s}}{M^2 \cdot M} = M^{-2} \cdot s^{-1} = L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$

c) No, no permanece constante. Va disminuyendo porque es proporcional a las concentraciones de reactivos, que disminuyen continuamente. El resultado es una curva exponencial decreciente:



Velocidad de reacción frente al tiempo

d) Sí, porque tienen los mismos coeficientes estequiométricos:

$$v_B = -\frac{1}{b} \cdot \frac{dc_B}{dt} = -\frac{dc_B}{dt} \quad ; \quad v_C = \frac{1}{c} \cdot \frac{dc_C}{dt} = \frac{dc_C}{dt}$$

4) El equilibrio de descomposición del NaHCO_3 puede expresarse como:



Para estudiar este equilibrio en el laboratorio, se depositaron 200 g de $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ en un recipiente cerrado de 25 L, en el que previamente se hizo el vacío y se calentó a 110°C . La presión en el interior del recipiente, una vez alcanzado el equilibrio, fue de 1'65 atm. Calcule:

a) La masa de $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ que queda en el recipiente tras alcanzarse el equilibrio a 110°C .

b) El valor de K_p y K_c a esa temperatura.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Masas atómicas relativas: Na = 23; O = 16; C = 12; H = 1.

a) * Masa molecular del NaHCO_3 : $M = 23 + 1 + 12 + 3 \cdot 16 = 84 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

* Moles iniciales de NaHCO_3 : $n = \frac{m}{M} = \frac{200}{84} = 2'38 \text{ mol}$

* Balance de materia:

	$2 \text{NaHCO}_3(\text{s})$	$\rightleftharpoons$	$\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})$	+	$\text{CO}_2(\text{g})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Moles iniciales	2'38		-		-		-
Moles reaccionados	$2 \cdot x$		-		-		-
Moles formados	-		x		x		x
Moles en el equilibrio	$2'28 - 2 \cdot x$		x		x		x
Concentraciones de equilibrio	$\frac{2'28 - 2 \cdot x}{25}$		$\frac{x}{25}$		$\frac{x}{25}$		$\frac{x}{25}$

PROBLEMAS Y CUESTIONES DE TERMOQUÍMICA

2025

- 1) a) Estudie la espontaneidad del siguiente proceso: $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ $\Delta H^0 = -241,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
b) Razone si la obtención de amoníaco a partir de sus elementos presenta un aumento o disminución de entropía.
c) En qué caso coincide el valor del calor de reacción a presión constante y el valor del calor de reacción a volumen constante. Justique la respuesta utilizando la relación que existe entre ambas.
d) Razone cómo varía la entropía en la fusión del hielo.

a) Es espontáneo a bajas temperaturas. Un proceso es espontáneo cuando su energía libre de Gibbs (ΔG) es negativa. La expresión de la energía libre de Gibbs es: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$

La reacción indicada tiene $\Delta S < 0$, pues el incremento de moles gaseosos es negativo:

$$\Delta n = 1 - 1 - \frac{1}{2} = -\frac{1}{2}$$

El término ΔH es siempre negativo. El término $-T \cdot \Delta S$ es siempre positivo. Luego, para que la reacción sea espontánea, tiene que ocurrir que: $\Delta G < 0 \Rightarrow |\Delta H| > |T \cdot \Delta S|$

Esto ocurre a temperaturas bajas.

b) Presenta una disminución de entropía.

* Reacción de obtención de amoníaco: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$

* Incremento del número de moles gaseosos: $\Delta n = 2 - 1 - 3 = -2$

La entropía está relacionada con el desorden y éste, a su vez, con el incremento en el número de moles gaseosos. Si el incremento de moles gaseosos es negativo, el incremento de entropía también lo será.

c) Cuando el incremento en el número de moles gaseosos es nulo. La relación entre ambas magnitudes es: $\Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T$

siendo: ΔH : entalpía o calor a presión constante.

ΔU : energía interna o calor a volumen constante.

d) Aumenta la entropía. En la fusión del hielo, el agua pasa del estado sólido al estado líquido, lo cual supone una mayor libertad de movimiento de las moléculas y, por consiguiente, mayor desorden. Como la entropía está relacionada con el desorden, al fundirse el hielo, aumentará el desorden y la entropía.

2) Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Un proceso exotérmico y espontáneo a cualquier temperatura tendrá $\Delta S > 0$.
b) La sublimación del yodo es un proceso que implica un aumento de entropía.
c) En todos los procesos espontáneos la entropía del sistema aumenta.
d) La reacción $\text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_5(\text{g})$ ($\Delta H^0 = -86 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) no es espontánea a ninguna temperatura.

a) Falsa. La relación entre estas magnitudes es: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$

En un proceso exotérmico: $\Delta H < 0$. En un proceso espontáneo: $\Delta G < 0$. Despejando la entropía:

$$T \cdot \Delta S = \Delta H - \Delta G \Rightarrow \Delta S = \frac{\Delta H - \Delta G}{T}$$

Como ΔH es negativo y $-\Delta G$ es positivo, el proceso mencionado tendrá $\Delta S > 0$ sólo cuando:

$$|\Delta G| > |\Delta H|$$

independientemente de la temperatura absoluta, que es siempre positiva.

b) Verdadera. En la sublimación del yodo, el elemento pasa del estado sólido al estado gaseoso, lo cual supone una mayor libertad de movimiento de las moléculas y, por consiguiente, mayor desorden. Como la entropía está relacionada con el desorden, al sublimarse el yodo, aumentará el desorden y la entropía.

c) Falsa. En todos los procesos espontáneos, la energía libre de Gibbs disminuye. La entropía puede aumentar o disminuir. La entropía es: $\Delta S = \frac{\Delta H - \Delta G}{T}$

Si el proceso es endotérmico y espontáneo, la entropía aumenta siempre. Si el proceso es exotérmico y espontáneo, la entropía aumenta si: $|\Delta G| > |\Delta H|$

d) Falsa.

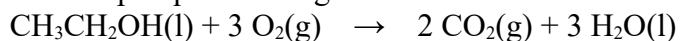
* Incremento de moles gaseosos: $\Delta n = 1 - 1 - 1 = -1$

Al ser el incremento de moles negativo, el incremento de entropía también lo es: $\Delta S < 0$.

El proceso es espontáneo cuando: $\Delta G < 0$. Al ser:

$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$, $-T \cdot \Delta S > 0$, la reacción será espontánea cuando: $|\Delta H| > |T \cdot \Delta S|$, es decir, a bajas temperaturas.

3) a) Calcule la variación de entropía que tiene lugar en la combustión del etanol:



b) Calcule a partir de qué temperatura será espontánea la reacción anterior.

Datos:

	$\text{O}_2(\text{g})$	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O(l)}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH(l)}$
$S^0 (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$	204'8	213'8	69'8	160'5
$\Delta H_f^0 (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	0	-393'5	-285'8	-277'3

a) * Variación de entropía:

$$\Delta S^0 = \sum (n \cdot S^0)_{\text{productos}} - \sum (n \cdot S^0)_{\text{reactivos}} =$$

$$= 2 \cdot S^0[\text{CO}_2(\text{g})] + 3 \cdot S^0[\text{H}_2\text{O(l)}] - S^0[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH(l)}] - 3 \cdot S^0[\text{O}_2(\text{g})] =$$

$$= 2 \cdot 213'8 + 3 \cdot 69'8 - 160'5 - 3 \cdot 204'8 = -137'9 \text{ J} = \boxed{-0'1379 \text{ kJ}}$$

b) * Variación de entalpía:

$$\begin{aligned}\Delta H^0 &= \sum (n \cdot H^0)_{\text{productos}} - \sum (n \cdot H^0)_{\text{reactivos}} = \\ &= 2 \cdot \Delta H^0[\text{CO}_2(\text{g})] + 3 \cdot \Delta H^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H^0[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})] - 3 \cdot \Delta H^0[\text{O}_2(\text{g})] = \\ &= 2 \cdot (-393'5) + 3 \cdot (-285'8) - (-277'3) - 3 \cdot 0 = -1367'1 \text{ kJ}\end{aligned}$$

Una reacción es espontánea cuando:

$$\begin{aligned}\Delta G^0 < 0 \Rightarrow \Delta G^0 = \Delta H^0 - T \cdot \Delta S^0 < 0 \Rightarrow \Delta H^0 < T \cdot \Delta S^0 \Rightarrow T > \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0} \\ \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0} = \frac{-1367'1}{-0'1379} = 9914 \text{ K}\end{aligned}$$

Al dividir por un número negativo, cambia de sentido la inecuación, luego la reacción será espontánea siempre que:

$T < 9914 \text{ K}$

2024

4) Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Toda reacción exotérmica es espontánea.
- b) En toda reacción química espontánea la variación de entropía es positiva.
- c) En el cambio de estado $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ se produce un aumento de entropía.

a) Falsa. Las reacciones exotérmicas pueden ser espontáneas o no espontáneas. La espontaneidad de una reacción exotérmica depende del incremento de entropía:

$$\text{Reacción espontánea} \Rightarrow \Delta G < 0$$

Al ser: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ y $\Delta H < 0$, hay dos casos:

ΔS	$-T \cdot \Delta S$	Es espontánea
Positivo	Negativo	Siempre
Negativo	Positivo	A bajas temperaturas

b) Falsa. La variación de entropía puede ser positiva o negativa. Para que una reacción química sea espontánea: $\Delta G < 0$. Los casos en los que la reacción sea espontánea y la entropía positiva son:

ΔH	ΔS	$-T \cdot \Delta S$	Es espontánea
Positivo	Positivo	Negativo	A altas temperaturas
Positivo	Negativo	Positivo	Nunca
Negativo	Positivo	Negativo	Siempre
Negativo	Negativo	Positivo	A bajas temperaturas

PROBLEMAS Y CUESTIONES DE ÁCIDOS Y BASES

2025

1) Se preparan 250 mL de una disolución acuosa de HNO_3 a partir de 2 mL de una disolución comercial de densidad $1'12 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ y 20% de riqueza en masa.

a) ¿Qué molaridad y pH tendrá la disolución preparada?

b) ¿Qué volumen de una disolución de NaOH $0'02 \text{ M}$ será necesario añadir para neutralizar 100 mL de la disolución que se ha preparado?

Datos: Masas atómicas relativas: $\text{O} = 16$; $\text{N} = 14$; $\text{H} = 1$.

a) * Masa molecular HNO_3 : $M = 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

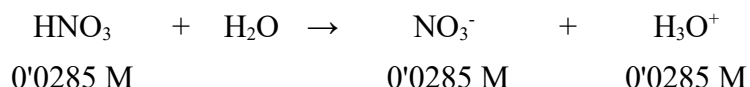
* Molaridad de la disolución comercial:

$$c_{M1} = \frac{20 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1'12 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 3'56 \text{ M}$$

* Molaridad de la disolución preparada:

$$c_{M1} \cdot V_{D1} = c_{M2} \cdot V_{D2} \Rightarrow c_{M2} = \frac{c_{M1} \cdot V_{D1}}{V_{D2}} = \frac{3'56 \cdot 2}{250} = \boxed{0'0285 \text{ M}}$$

* Disociación del HNO_3 (ácido fuerte): $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$



* Cálculo del pH: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0'0285 = \boxed{1'55}$

b) * Reacción de neutralización: $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

* Moles de HNO_3 : $n = c_M \cdot V = 0'0285 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0'1 \text{ L} = 2'85 \cdot 10^{-3} \text{ mol HNO}_3$

* Moles de NaOH : $n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HNO}_3} = 2'85 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$

* Volumen de disolución de NaOH : $V_D = \frac{n_{\text{NaOH}}}{c_{M,\text{NaOH}}} = \frac{2'85 \cdot 10^{-3}}{0'02} = 0'1425 \text{ L} = \boxed{142'5 \text{ mL}}$

2) a) Razone, según la teoría de Brönsted-Lowry, si el ácido conjugado de una base fuerte es un ácido fuerte.

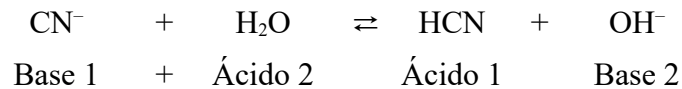
b) Escriba la reacción del CN^- en agua, identificando los pares ácido-base conjugados.

c) Explique si al disolver NaNO_3 en agua el pH cambia.

d) Justifique cuál o cuáles de las especies HCO_3^- , CO_3^{2-} y H_2CO_3 son anfóteras.

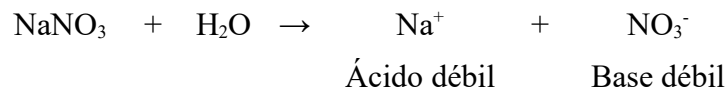
a) Falso. El ácido conjugado de una base fuerte es un ácido débil. Según la teoría de Brönsted-Lowry, un ácido es una sustancia que cede protones y una base es una sustancia que los acepta. Si una base es fuerte, es porque puede formar un enlace fuerte con el protón. Si ese enlace es fuerte, el ácido conjugado tendrá poca tendencia a que se rompa ese enlace, luego el ácido será débil.

b) * Reacción del CN^- en agua:



* Pares ácido-base conjugados: HCN / CN^- y $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$

c) No cambia. El NaNO_3 es un electrólito fuerte que se disocia según:



El Na^+ es un ácido débil por provenir de una base fuerte (el NaOH). El NO_3^- es una base débil por provenir de un ácido fuerte (el HNO_3). Luego ninguno de los iones se hidroliza y la disolución resultante es neutra.

d) El HCO_3^- . Un anfótero es una sustancia que puede actuar como ácido o como base dependiendo del carácter ácido base de la otra sustancia con la que reaccione.

* Reacción del HCO_3^- como ácido: $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$

* Reacción del HCO_3^- como base: $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$

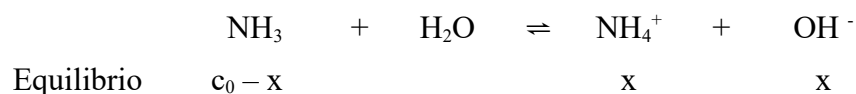
3) En el laboratorio nos encontramos una botella de 1 L que contiene una disolución diluida de amoníaco (NH_3) sin indicar su concentración. Medimos su pH y resulta ser 10'8.

a) Determine la concentración molar de NH_3 y el grado de disociación en dicha disolución.

b) Para preparar una disolución de NaOH que tenga el mismo pH que la disolución diluida de amoníaco anterior, ¿qué masa de NaOH necesitaríamos disolver en un volumen final de 500 mL de disolución?

Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1'8 \cdot 10^{-5}$; Masas atómicas relativas: $\text{Na} = 23$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

a) * Disociación del amoníaco:



* Cálculo de x: $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 10'8 = 3'2 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3'2} = 6'30 \cdot 10^{-4} \text{ M} = x$

* Concentración inicial de NH_3 :

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x \cdot x}{c_0 - x} = \frac{x^2}{c_0 - x} \approx \frac{x^2}{c_0} \Rightarrow c_0 = \frac{x^2}{K_b} = \frac{(6'30 \cdot 10^{-4})^2}{1'8 \cdot 10^{-5}} = \boxed{0'0221 \text{ M}}$$

* Grado de disociación: $[\text{OH}^-] = x = c_0 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{x}{c_0} = \frac{6'30 \cdot 10^{-4}}{0'0221} = \boxed{0'0285}$

La aproximación $c_0 - x \approx c_0$ es válida porque la constante K_b es pequeña.

b) * Disociación del NaOH (electrólito fuerte): $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_D} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}} \cdot V_D} \Rightarrow m_{\text{NaOH}} = [\text{OH}^-] \cdot M_{\text{NaOH}} \cdot V_D =$$

$$= 6'30 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0'5 \text{ L} = \boxed{0'0126 \text{ g}}$$

2024

4) El agua fuerte es una disolución acuosa que contiene un 25% en masa de HCl y tiene una densidad de $1'09 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Se diluyen 25 mL de agua fuerte añadiendo agua hasta un volumen final de 250 mL.

a) Calcule la concentración molar y el pH de la disolución diluida.

b) ¿Qué volumen de una disolución que contiene $3'7 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ será necesario para neutralizar 20 mL de la disolución diluida de HCl?

Datos: Masas atómicas relativas: Ca = 40; Cl = 35'5; O = 16; H = 1.

a) * Masa molecular HCl: $M = 1 + 35'5 = 36'5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

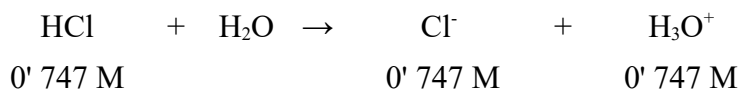
* Molaridad de la disolución comercial:

$$c_{M1} = \frac{25 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36'5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1'09 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 7'47 \text{ M}$$

* Molaridad de la disolución diluida:

$$c_{M1} \cdot V_{D1} = c_{M2} \cdot V_{D2} \Rightarrow c_{M2} = \frac{c_{M1} \cdot V_{D1}}{V_{D2}} = \frac{7'47 \cdot 25}{250} = \boxed{0'747 \text{ M}}$$

* Disociación del HCl (ácido fuerte): $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

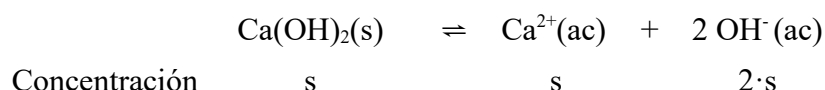


PROBLEMAS Y CUESTIONES DE SOLUBILIDAD Y PRECIPITACIÓN

2025

- 1) La K_s del Ca(OH)_2 a 25°C es $5 \cdot 10^{-6}$.
- a) A partir del equilibrio correspondiente, escriba la expresión del producto de solubilidad en función de la solubilidad molar.
- b) Razone si la solubilidad del Ca(OH)_2 en agua aumentará al añadir CaCl_2 .
- c) Justifique si se producirá precipitado de Ca(OH)_2 en una disolución a 25°C en la que $[\text{Ca}^{2+}] = 10^{-1} \text{ M}$ y $[\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ M}$.
- d) Razone cómo varía la solubilidad al disminuir el pH de una disolución de Ca(OH)_2 .

a) * Equilibrio de solubilidad:



* Producto de solubilidad: $K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = \text{s} \cdot (2 \cdot \text{s})^2 = \text{s} \cdot 4 \cdot \text{s}^2 = 4 \cdot \text{s}^3 \Rightarrow \boxed{K_s = 4 \cdot \text{s}^3}$

b) Disminuirá por el efecto del ion común.

* Reacciones: $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$; $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$

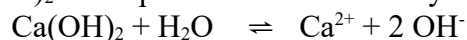
Según el efecto del ion común, al añadir una sal soluble a una disolución de una sal poco soluble que tenga un ion común con la anterior, la solubilidad de la sal poco soluble disminuye. El ion común es el ion calcio, Ca^{2+} . Al aumentar la concentración de ion calcio, según el principio de Le Chatelier, el equilibrio de solubilidad del Ca(OH)_2 se desplaza hacia la izquierda y disminuye la solubilidad.

c) Sí se producirá.

* Producto iónico: $Q = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 0'1 \cdot (0'01)^2 = 10^{-5} \text{ M}$

Al ser $Q > K_s$, se producirá la precipitación de Ca(OH)_2 .

d) Aumentará la solubilidad. La disminución del pH supone la disminución de la concentración de iones hidróxido, OH^- . Al disminuir la concentración de ion OH^- , según el principio de Le Chatelier, el equilibrio de solubilidad del Ca(OH)_2 se desplaza hacia la derecha y aumenta la solubilidad.

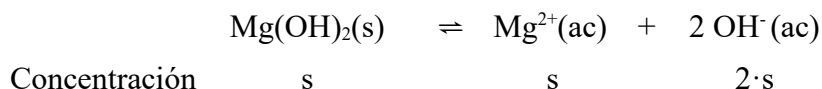


2024

- 2) a) A partir del equilibrio correspondiente, calcule el producto de solubilidad del Mg(OH)_2 sabiendo que en una disolución saturada de dicho compuesto la concentración de iones OH^- es $2'88 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.
- b) Calcule la masa de Mg(OH)_2 que hay disuelta en 500 mL de una disolución saturada de dicho compuesto.

Datos: Masas atómicas relativas: $\text{Mg} = 24'3$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

a) * Equilibrio de solubilidad:



* Solubilidad: $[\text{OH}^{-}] = 2 \cdot s \Rightarrow s = \frac{[\text{OH}^{-}]}{2} = \frac{2'88 \cdot 10^{-4}}{2} = 1'44 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

* Producto de solubilidad:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2 = s \cdot (2 \cdot s)^2 = s \cdot 4 \cdot s^2 = 4 \cdot s^3 = 4 \cdot (1'44 \cdot 10^{-4})^3 = \boxed{1'19 \cdot 10^{-11}}$$

b) * Masa molecular del Mg(OH)_2 : $M = 24'3 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 58'3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

* Masa de Mg(OH)_2 que hay disuelta:

$$s = \frac{n_s}{V_D} = \frac{m_s}{M_s \cdot V_D} \Rightarrow m_s = s \cdot M_s \cdot V_D = 1'44 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 58'3 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0'5 \text{ L} = \boxed{4'20 \cdot 10^{-3} \text{ g}}$$

3) Se prepara un litro de una disolución saturada de BaSO_4 quedando producto en el fondo sin disolver. Razone qué le ocurre al equilibrio de solubilidad si se añade:

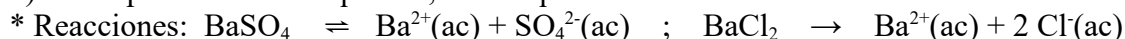
a) 2 g de BaSO_4 .

b) 1 g de BaCl_2 .

c) 1 L de agua destilada.

a) Nada. Al estar la disolución saturada, la adición de nuevo BaSO_4 no altera el equilibrio. El nuevo BaSO_4 añadido se iría al fondo.

b) Se desplaza hacia la izquierda, con lo que disminuiría la solubilidad.



Según el efecto del ion común, al añadir una sal soluble a una disolución de una sal poco soluble que tenga un ion común con la anterior, la solubilidad de la sal poco soluble disminuye. El ion común es el ion bario, Ba^{2+} . Al aumentar la concentración de ion bario, según el principio de Le Chatelier, el equilibrio de solubilidad del BaSO_4 se desplaza hacia la izquierda y disminuye la solubilidad.

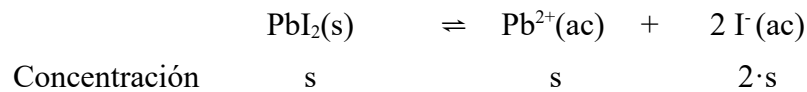
c) Se desplazaría hacia la derecha, disolviéndose más BaSO_4 . Al añadir agua, disminuyen las concentraciones de los iones Ba^{2+} y SO_4^{2-} por lo que, según Le Chatelier, el equilibrio tenderá a compensar esa disminución produciendo esos iones, desplazándose hacia la derecha.

4) El producto de solubilidad del PbI_2 es $7'1 \cdot 10^{-9}$, a la temperatura de 25°C .

a) A partir del equilibrio correspondiente, calcule las concentraciones molares de los iones presentes en una disolución saturada de PbI_2 .

b) Si se mezclan 300 mL de una disolución $2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ de NaI con 200 mL de una disolución $3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ de $\text{Pb(NO}_3)_2$, considerando los volúmenes aditivos, ¿se formará precipitado?

a) * Equilibrio de solubilidad:



* Solubilidad:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 = s \cdot (2 \cdot s)^2 = s \cdot 4 \cdot s^2 = 4 \cdot s^3 \Rightarrow s^3 = \frac{K_s}{4} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{7'1 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1'21 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{* Concentraciones: } [\text{Pb}^{2+}] = s = \boxed{1'21 \cdot 10^{-3} \text{ M}} ; \quad [\text{I}^{-}] = 2 \cdot s = 2 \cdot 1'21 \cdot 10^{-3} = \boxed{2'42 \cdot 10^{-3} \text{ M}}$$

b) * Reacciones: $\text{NaI} \rightarrow \text{Na}^{+} + \text{I}^{-}$; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{NO}_3^{-}$

* Concentraciones:

$$[\text{I}^{-}] = \frac{c_{M1} \cdot V_1}{V_T} = \frac{2 \cdot 10^{-4} \cdot 0'3}{0'5} = 1'2 \cdot 10^{-4} \text{ M} ; \quad [\text{Pb}^{2+}] = \frac{c_{M2} \cdot V_2}{V_T} = \frac{3 \cdot 10^{-3} \cdot 0'2}{0'5} = 1'2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{* Producto iónico: } Q = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 = 1'2 \cdot 10^{-3} \cdot (1'2 \cdot 10^{-4})^2 = 1'73 \cdot 10^{-11}$$

Al ser $Q < K_s$, no habrá precipitación.

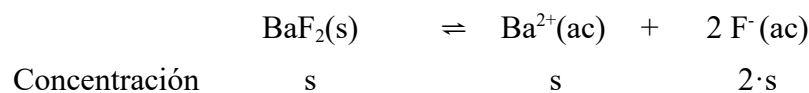
5) El producto de solubilidad del BaF_2 es $1'7 \cdot 10^{-6}$.

a) A partir del equilibrio de disociación correspondiente, determine la solubilidad en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ del BaF_2 .

b) Calcule la masa de $\text{NaF}(\text{s})$ que se debe añadir a 100 mL de disolución 0'005 M de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ para iniciar la precipitación de BaF_2 .

Datos: Masas atómicas relativas: F = 19; Ba = 137; Na = 23.

a) * Equilibrio de solubilidad:



* Solubilidad molar:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{F}^{-}]^2 = s \cdot (2 \cdot s)^2 = s \cdot 4 \cdot s^2 = 4 \cdot s^3 \Rightarrow s^3 = \frac{K_s}{4} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1'7 \cdot 10^{-6}}{4}} = 7'52 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

PROBLEMAS Y CUESTIONES DE REACCIONES RÉDOX

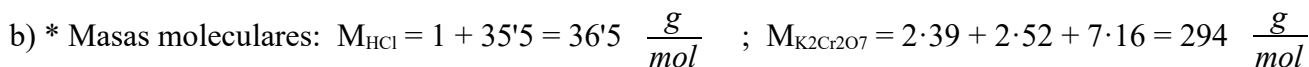
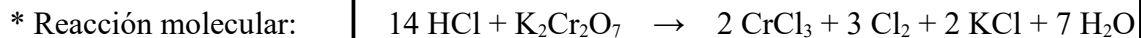
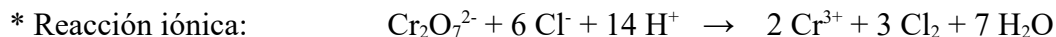
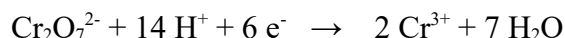
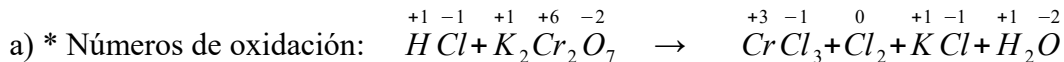
2025

1) Al hacer reaccionar ácido clorhídrico (HCl) con dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) se forma tricloruro de cromo ($CrCl_3$), dicloro (Cl_2), cloruro de potasio (KCl) y agua (H_2O).

a) Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón.

b) ¿Qué volumen de HCl del 37% de riqueza en masa y densidad $1'19 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ se necesitará para que reaccionen 7 g de $K_2Cr_2O_7$?

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16; Cl = 35'5; K = 39; Cr = 52.



* Volumen de disolución de HCl:

$$V = 7 \text{ g de } K_2Cr_2O_7 \cdot \frac{1 \text{ mol } K_2Cr_2O_7}{294 \text{ g } K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{14 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{36'5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{37 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1'19 \text{ g disolución}} = \boxed{27'6 \text{ mL}}$$

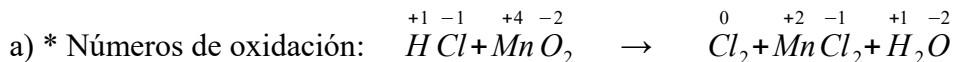
2) Una forma de obtener Cl_2 gaseoso en el laboratorio es adicionar ácido clorhídrico sobre dióxido de manganeso sólido, produciéndose la siguiente reacción:

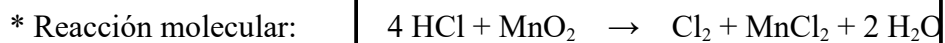
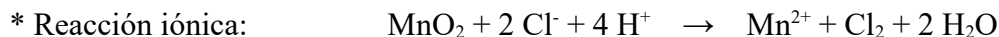


a) Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón.

b) Si se han obtenido 10'3 L de $Cl_2(\text{g})$ a una temperatura de 22°C y una presión de 0'99 atm, ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción si se han empleado 47'5 g de MnO_2 en exceso de HCl?

Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Masas atómicas relativas: O = 16; Cl = 35'5; Mn = 55.





b) * Moles de Cl_2 : $n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0'99 \cdot 10'3}{0'082 \cdot 295} = 0'422 \text{ mol Cl}_2$

* Masa molecular del MnO_2 : $M = 55 + 2 \cdot 16 = 87 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

* Masa de MnO_2 que ha reaccionado:

$$m = 0'422 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{87 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} = 36'7 \text{ g MnO}_2$$

* Rendimiento de la reacción.

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{Masa MnO}_2 \text{ reaccionada} \cdot 100}{\text{Masa total MnO}_2} = \frac{36'7 \cdot 100}{47'5} = 77'3 \%$$

3) Dados los siguientes potenciales normales de reducción:

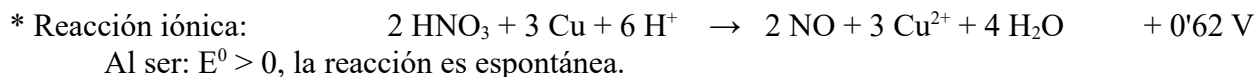
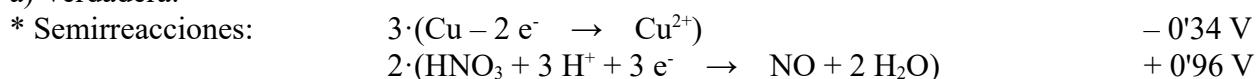
$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0'34 \text{ V}; E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0'25 \text{ V}; E^\circ(\text{HNO}_3/\text{NO}) = +0'96 \text{ V}$$

Razone cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

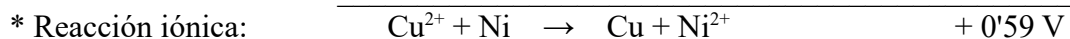
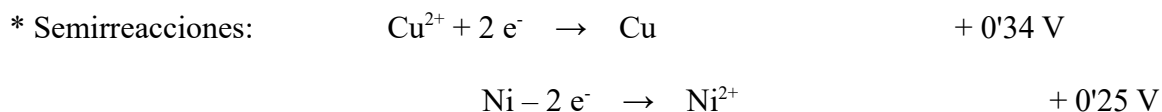
- Cuando se introduce un trozo de Cu metálico en ácido nítrico (HNO_3), el Cu pasa a la disolución como iones Cu^{2+} .
- Al introducir Ni metálico en una disolución de Cu^{2+} , el Ni se oxida a Ni^{2+} .
- Si se añade Ni metálico a una disolución de ácido nítrico, el Ni no se oxida.
- El HNO_3 es la especie más oxidante.

Una reacción ocurre cuando es espontánea. Una reacción es espontánea cuando ocurre por sí misma, sin la intervención de un agente externo. Para que una reacción sea espontánea, su energía libre de Gibbs (ΔG^0) tiene que ser negativa o, lo que es lo mismo, su potencial (E^0) debe ser positivo, pues: $\Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^0$.

a) Verdadera.

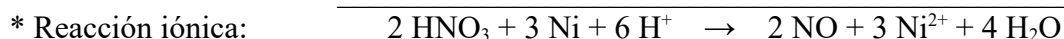
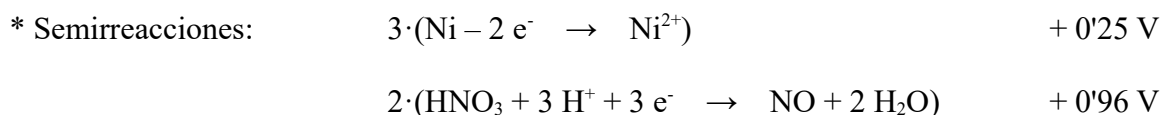


b) Verdadera.



Al ser: $E^0 > 0$, la reacción es espontánea.

c) Falsa.



Al ser: $E^0 > 0$, la reacción es espontánea. Es decir, el Ni pierde electrones, luego se oxida.

d) Verdadera. De los potenciales rédox del enunciado, el del par HNO_3/NO es el más grande y positivo. Eso significa que es la reducción que tiene más tendencia a ocurrir. Como el HNO_3 se reduce, es un oxidante. Como el potencial es el más grande, el HNO_3 es el más oxidante.

4) El magnesio se obtiene por electrólisis de MgCl_2 fundido. Basándose en las semirreacciones correspondientes, calcule:

a) La masa de metal que se depositará si se hace pasar por la cuba electrolítica una corriente de 50 A durante 1 hora.

b) El volumen de $\text{Cl}_2(\text{g})$ generado a 650 K y 1'18 atm.

Datos: $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Masas atómicas relativas: $\text{Cl} = 35'5$; $\text{Mg} = 24'3$.



* Carga: $I = \frac{Q}{t} \Rightarrow Q = I \cdot t = 50 \cdot 3600 = 1'8 \cdot 10^5 \text{ C}$

* Masa de metal que se depositará:

$$m = 1'8 \cdot 10^5 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{2 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{24'3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = \boxed{22'7 \text{ g Mg}}$$

b) * Moles de dicloro: $n = 22'7 \text{ g Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24'3 \text{ g Mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol Mg}} = 0'934 \text{ mol Cl}_2$

* Volumen de dicloro generado: $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'934 \cdot 0'082 \cdot 650}{1'18} = \boxed{42'2 \text{ L Cl}_2}$

PROBLEMAS Y CUESTIONES DE QUÍMICA ORGÁNICA

2025

1) Dados los compuestos: (1) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ y (2) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$.

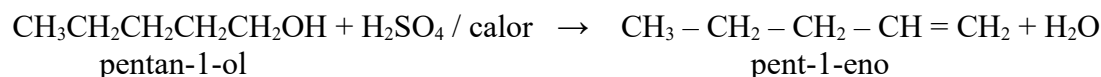
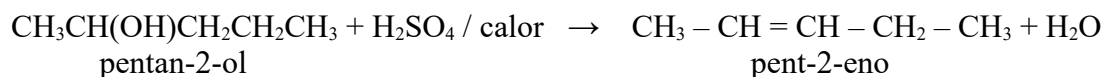
a) Justifique el tipo de isomería que presentan.

b) Identifique cuál de los compuestos se deshidrata con H_2SO_4 y calor para formar un producto con isomería geométrica. Dibuje los isómeros geométricos.

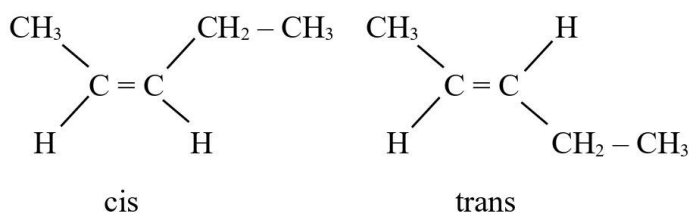
c) Razone cuál de los compuestos presenta isomería óptica.

a) Son isómeros los compuestos que tienen la misma fórmula molecular pero distinta fórmula estructural. Estos dos compuestos tienen isomería de posición porque cambia la posición del grupo funcional en la cadena.

b) El isómero (1), el pentan-2-ol. Ambos isómeros se deshidratan de esta forma según la regla de Saytzeff:



El que presenta isomería geométrica es el pent-2-eno, pues los carbonos con el doble enlace tienen cada uno un hidrógeno y otro grupo. Los isómeros geométricos del pent-2-eno son:



Isómeros geométricos del pent-2-eno

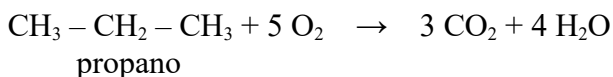
c) El isómero (1), el pentan-2-ol, pues presenta un carbono asimétrico (el carbono 2) por estar unido a cuatro grupos distintos.

2) a) Escriba y ajuste la reacción de combustión del $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$.

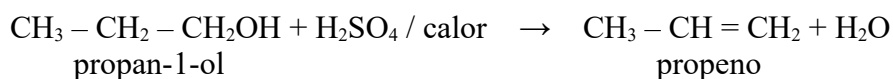
b) Escriba y ajuste la reacción de deshidratación del $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$.

c) Escriba un isómero de función del compuesto $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$.

a) * Reacción general: $\text{hidrocarburo} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



b) * Reacción general: alcohol + H_2SO_4 / calor $\rightarrow$ alqueno + H_2O



c) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$
butanal

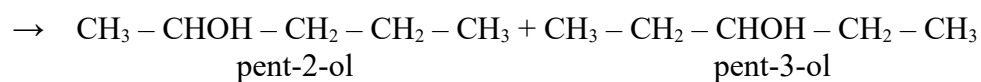
Tiene la misma fórmula molecular ($\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$) y distinto grupo funcional.

3) a) Escriba una reacción que transforme el compuesto $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$ en un alcohol.

b) Dibuje un isómero de cadena del compuesto $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$.

c) Escriba la estructura de un alcohol secundario de tres átomos de carbono en el que haya hibridación sp^2 .

a) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
pent-2-eno



b) $\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3$



metilpropano o isobutano

Tienen la misma fórmula molecular (C_4H_{10}) y distinta estructura de la cadena carbonada.

c) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2\text{OH}$
prop-2-en-1-ol

La hibridación sp^2 supone un doble enlace entre carbono y carbono.

2024

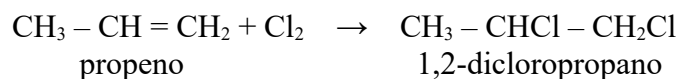
4) Escriba las siguientes reacciones:

a) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$ con Cl_2 .

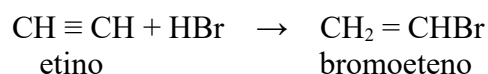
b) $\text{CH}\equiv\text{CH}$ con 1 mol de HBr .

c) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$ con H_2 .

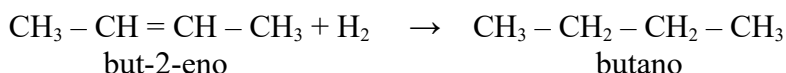
a) * Reacción general: alqueno + dihalógeno $\rightarrow$ dihaluro de alquilo



b) * Reacción general: alquino + HBr $\rightarrow$ haluro de alqueno



c) * Reacción general: alqueno + H₂ (Ni, Pd o Pt) $\rightarrow$ alcano



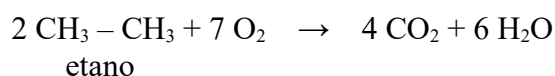
5) Escriba las siguientes reacciones:

a) Combustión del CH₃CH₃.

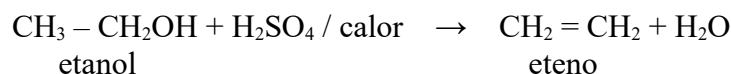
b) Deshidratación del CH₃CH₂OH.

c) Nitración del benceno (C₆H₆).

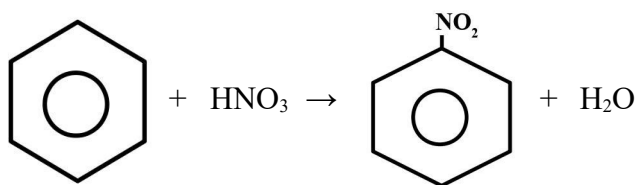
a) * Reacción general: hidrocarburo + O₂ $\rightarrow$ CO₂ + H₂O



b) * Reacción general: alcohol + H₂SO₄ / calor $\rightarrow$ alqueno + H₂O



c) * Reacción general: benceno + HNO₃ $\rightarrow$ nitrobenceno + H₂O



6) Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Los compuestos obtenidos, según la regla de Markovnikov, por adición de HBr al CH₂=CHCH₂CH₃ y CH₃CH=CHCH₃ son iguales.

b) El CH₂=C(CH₃)CH₃ presenta isomería cis-trans, pero el CH₃CH=CHCH₃ no.

c) El CH₃COOH no desvía el plano de la luz polarizada.

a) Verdadera. Según la regla de Markovnikov, cuando se adiciona un haluro de hidrógeno a un alqueno, el H del HBr se une al carbono del doble enlace con más hidrógenos y el halógeno al carbono del doble enlace que tiene menos hidrógenos.

TEMA 8: EJERCICIOS COMPETENCIALES

RESUMEN TEÓRICO

Desde el año 2025, en el examen de Selectividad se incluye un ejercicio competencial. Consiste en un texto del que se realizan tres preguntas. Es un texto relacionado con aspectos prácticos de la Química. Las preguntas son de varios de los temas anteriores, incluido formulación. Se busca fomentar la comprensión lectora mediante este tipo de ejercicios.

PROBLEMAS Y CUESTIONES COMPETENCIALES

2025

ÁCIDO CLORHÍDRICO (HCl) 37%
M= 36,5 g·mol⁻¹
Densidad: 1,19 g·mL⁻¹

R314 Toxic por inhalación y por ingestión
R363/338 Irrita los ojos
S1/2 Conserve bajo llave y manténgase fuera del alcance de los niños
S9 Conserve el recipiente en lugar y enfilado
S16 En caso de contacto con los ojos lávelos inmediata y abundantemente con agua y acuda a un médico
S36/37/39 Usen indumentaria y guantes adecuados y protección para los ojos y la cara
S45 En caso de accidente o malestar acuda inmediatamente al médico (si es posible, muestrele la etiqueta)

CAS 7647-01-8 / EINECS 231-133-1 / NÚMERO 231-133-1 / UN 1825

Cantidad: 1 L

Según la legislación vigente, la responsabilidad de la entrega del residuo de envase o envase usado para su correcta gestión ambiental corresponde al poseedor final

¿MÁS BUENO QUE EL PAN?

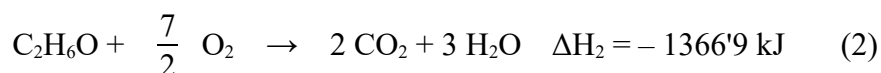
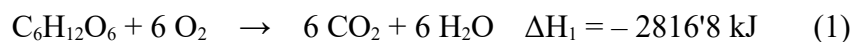
Sin duda uno de los alimentos principales y claves en la evolución del ser humano ha sido el pan. La mezcla original de harina, levadura, agua y sal ha servido como base nutricional de las sociedades desde hace casi 9000 años. Su proceso de elaboración es sencillo: mezclar los ingredientes citados, amasar y hornear. Las levaduras, unos microorganismos vivos, llevan a cabo el proceso de fermentación en el que digieren la glucosa (C₆H₁₂O₆) que contiene la harina, generando entre otros productos CO₂ y etanol (C₂H₆O).

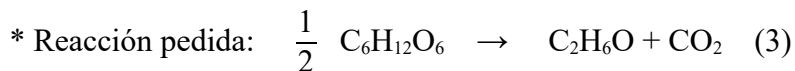
Esto hace que la masa crezca y se llene de gas, según la reacción: C₆H₁₂O₆ → 2 C₂H₆O + 2 CO₂

La glucosa y el etanol tienen valores de entalpías de combustión de -2816'8 kJ·mol⁻¹ y -1366'9 kJ·mol⁻¹, respectivamente. Esta sencillez dista mucho de los panes que podemos encontrar hoy en el mercado. Actualmente, este alimento contiene un exceso de aditivos: agentes para que la masa crezca más, como el **hidrogenocarbonato de sodio**, que produce más CO₂ durante el proceso; agentes que ayudan a retrasar su envejecimiento, como el **fosfato de sodio**; o reguladores del pH como el **H₂SO₄** o el HCl para impedir que proliferen microorganismos.

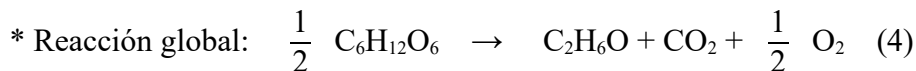
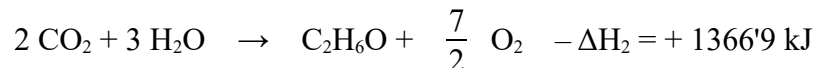
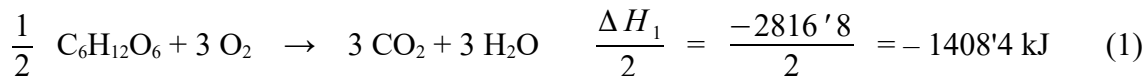
- Calcule el calor desprendido en la producción de un mol de etanol mediante la fermentación de glucosa.
- Para regular el pH de una masa de pan industrial se necesitan 150 L de una disolución de HCl de pH 3'98 ¿qué cantidad de HCl comercial se tendrá que utilizar para prepararla?
- Formule o nombre los cuatro compuestos que aparecen en negrita en el texto.

a) * Reacciones de los datos:





La reacción número (1) la dividimos por 2 tal cual y a la segunda le damos la vuelta.



* Entalpía de la reacción: $\Delta H_R = \frac{\Delta H_1}{2} - \Delta H_2 = -1408'4 + 1366'9 = \boxed{-41'5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}$

La reacción (4) no es exactamente igual que la reacción (3), pero tienen las mismas entalpías, ya que la entalpía de formación del dioxígeno es cero.



* Concentración de ion oxonio: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3'98} = 1'05 \cdot 10^{-4} \text{ M} = c_{M2}$

* Concentración del ácido comercial:

$$c_{M1} = \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36'5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1'19 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 12'1 \text{ M}$$

* Volumen de HCl comercial:

$$c_{M1} \cdot V_{D1} = c_{M2} \cdot V_{D2} \Rightarrow V_{D1} = \frac{c_{M2} \cdot V_{D2}}{c_{M1}} = \frac{1'05 \cdot 10^{-4} \cdot 150}{12'1} = 1'30 \cdot 10^{-3} \text{ L} = \boxed{1'30 \text{ mL}}$$

c) NaHCO_3 , dióxido de carbono, Na_3PO_4 , ácido sulfúrico.