

PLAN DE RECUPERACIÓN EXTRAORDINARIO DEL DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA

NIVEL: 2º BACHILLERATO QUÍMICA

CURSO: 2021/2022

El alumnado que no ha superado la materia debe hacer lo siguiente para la recuperación:

1º) Repasar los contenidos, ejercicios y actividades realizadas durante el curso.

2º) Entregar las actividades del plan de recuperación en el espacio virtual habilitado en el Google Classroom.

3º) Presentarse a la prueba escrita extraordinaria el 14 de junio de 11:00 a 12:30 h.

CRITERIOS, CONTENIDOS Y ESTÁNDARES EVALUADOS DURANTE EL CURSO 2021/2022

CRITERIO DE EVALUACIÓN 3 – ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIÓDICO

Contenidos

1. Descripción de la evolución de los distintos modelos atómicos y sus limitaciones.
2. Explicación de los orígenes de la teoría cuántica con la Hipótesis de Planck.
3. Interpretación del espectro del átomo de hidrógeno a partir del modelo atómico de Böhr.
4. Utilización de la hipótesis de De Broglie y del principio de indeterminación de Heisenberg en el estudio de partículas atómicas, los números cuánticos y los orbitales atómicos.
5. Descripción de las partículas subatómicas y los tipos de quarks presentes en el Universo, sus características y clasificación.
6. Utilización del principio de exclusión de Pauli y el de máxima multiplicidad de Hund para justificar la configuración electrónica de un átomo.
7. Justificación de la reactividad química a partir de la configuración electrónica de los átomos y de su posición en la tabla periódica.
8. Interpretación de propiedades periódicas de los átomos y de su variación: radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.
9. Valoración de las aplicaciones del estudio del átomo en la búsqueda de nuevos materiales, en la nanotecnología, etc.

Estándares de aprendizaje.

8. Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolo con los distintos hechos experimentales que llevan asociados.
9. Calcula el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados relacionándolo con la interpretación de los espectros atómicos.
10. Diferencia el significado de los números cuánticos según Bohr y la teoría mecanocuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.
11. Determina longitudes de onda asociadas a partículas en movimiento para justificar el comportamiento ondulatorio de los electrones.
12. Justifica el carácter probabilístico del estudio de partículas atómicas a partir del principio de incertidumbre de Heisenberg.
13. Conoce las partículas subatómicas y los tipos de quarks presentes en la naturaleza íntima de la materia y en el origen primigenio del Universo, explicando las características y clasificación de los mismos.
14. Determina la configuración electrónica de un átomo, conocida su posición en la Tabla Periódica y los números cuánticos posibles del electrón diferenciador.
15. Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la Tabla Periódica.

16. Argumenta la variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes.

Bloque de aprendizaje III. El enlace químico y las propiedades de las sustancias. CE4

Contenidos

1. Justificación de la formación de moléculas o cristales en relación con la estabilidad energética de los átomos enlazados.
2. Descripción del enlace iónico y las propiedades de los compuestos iónicos.
3. Uso de la TEV, de la TRPECV y de la teoría de hibridación para representar la geometría de moléculas sencillas y para explicar parámetros moleculares en compuestos covalentes.
4. Determinación de la polaridad de una molécula para justificar su geometría.
5. Interpretación del comportamiento anómalo de algunos compuestos a partir de las fuerzas intermoleculares.
6. Explicación de la conductividad eléctrica y térmica mediante el modelo del gas electrónico y la teoría de bandas.
7. Valoración de algunas aplicaciones de los semiconductores y superconductores, y su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad.
8. Manejo de la formulación y nomenclatura inorgánica según las normas de la IUPAC.

Estándares de aprendizaje.

17. Justifica la estabilidad de las moléculas o cristales formados empleando la regla del octeto o basándose en las interacciones de los electrones de la capa de valencia para la formación de los enlaces.
18. Aplica el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos.
19. Compara la fortaleza del enlace en distintos compuestos iónicos aplicando la fórmula de Born-Landé para considerar los factores de los que depende la energía reticular.
20. Determina la polaridad de una molécula utilizando el modelo o teoría más adecuados para explicar su geometría.
21. Representa la geometría molecular de distintas sustancias covalentes aplicando la TEV y la TRPECV.
22. Da sentido a los parámetros moleculares en compuestos covalentes utilizando la teoría de hibridación para compuestos inorgánicos y orgánicos.
23. Explica la conductividad eléctrica y térmica mediante el modelo del gas electrónico aplicándolo también a sustancias semiconductoras y superconductoras.
24. Describe el comportamiento de un elemento como aislante, conductor o semiconductor eléctrico utilizando la teoría de bandas.
25. Conoce y explica algunas aplicaciones de los semiconductores y superconductores analizando su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad.
26. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.
27. Compara la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares justificando el comportamiento fisicoquímico de las moléculas.

Bloque de aprendizaje IV. Síntesis orgánica y nuevos materiales. CE5

Contenidos

1. Análisis de las características del átomo de carbono.
2. Representación gráfica de moléculas orgánicas sencillas.
3. Identificación de isomería plana y espacial en compuestos del carbono.
4. Descripción de los principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox.

5. Manejo de la formulación y nomenclatura de hidrocarburos y compuestos orgánicos con diversos grupos funcionales según las normas de la IUPAC.
6. Valoración de la importancia de las sustancias orgánicas en el desarrollo de la sociedad actual, desde el punto de vista industrial y desde su impacto ambiental.

Estándares de aprendizaje.

56. Relaciona la forma de hibridación del átomo de carbono con el tipo de enlace en diferentes compuestos representando gráficamente moléculas orgánicas sencillas.
57. Diferencia distintos hidrocarburos y compuestos orgánicos que poseen varios grupos funcionales, nombrándolos y formulándolos.
58. Distingue los diferentes tipos de isomería representando, formulando y nombrando los posibles isómeros, dada una fórmula molecular.
59. Identifica y explica los principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox, prediciendo los productos, si es necesario.
60. Desarrolla la secuencia de reacciones necesarias para obtener un compuesto orgánico determinado a partir de otro con distinto grupo funcional aplicando la regla de Markovnikov o de Saytzeff para la formación de distintos isómeros.
61. Relaciona los principales grupos funcionales y estructuras con compuestos sencillos de interés biológico.

Bloque de aprendizaje V. Cinética de las reacciones químicas. CE7

Contenidos

1. Descripción del concepto de velocidad de reacción.
2. Obtención de ecuaciones cinéticas a partir de datos experimentales.
3. Interpretación de las reacciones químicas mediante la teoría de colisiones y del estado de transición, y del concepto de energía de activación.
4. Análisis de la influencia de los factores que modifican la velocidad de reacción.
5. Explicación del funcionamiento de los catalizadores en procesos biológicos, industriales y tecnológicos.
6. Valoración de la repercusión del uso de los catalizadores en el medio ambiente y en la salud.

Estándares de aprendizaje.

28. Obtiene ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.
29. Predice la influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción.
30. Explica el funcionamiento de los catalizadores relacionándolo con procesos industriales y la catálisis enzimática analizando su repercusión en el medio ambiente y en la salud.
31. Deduce el proceso de control de la velocidad de una reacción química identificando la etapa limitante correspondiente a su mecanismo de reacción.

Bloque de aprendizaje VI. Equilibrio químico. CE8

Contenidos.

1. Reconocimiento de la naturaleza del equilibrio químico.
2. Uso del cociente de reacción para prever la evolución de una reacción.
3. Resolución de ejercicios y problemas de equilibrios homogéneos, heterogéneos y de precipitación con el uso de K_c , K_p o K_{ps} .
4. Cálculo de concentraciones, presiones, grado de ionización, o solubilidad.
5. Análisis del efecto de un ion común.
6. Interpretación de los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico.

7. Aplicación del principio de Le Chatelier para predecir la evolución de los equilibrios y optimizar reacciones de interés industrial.

Estándares de aprendizaje.

32. Interpreta el valor del cociente de reacción comparándolo con la constante de equilibrio previendo la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio.
33. Comprueba e interpreta experiencias de laboratorio donde se ponen de manifiesto los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico, tanto en equilibrios homogéneos como heterogéneos.
34. Halla el valor de las constantes de equilibrio, K_c y K_p , para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración.
35. Calcula las concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico empleando la ley de acción de masas y cómo evoluciona al variar la cantidad de producto o reactivo.
36. Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio K_c y K_p .
37. Relaciona la solubilidad y el producto de solubilidad aplicando la ley de Guldberg y Waage en equilibrios heterogéneos sólido-líquido y lo aplica como método de separación e identificación de mezclas de sales disueltas.
38. Aplica el principio de Le Chatelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio al modificar la temperatura, presión, volumen o concentración que lo definen, utilizando como ejemplo la obtención industrial del amoníaco.
39. Analiza los factores cinéticos y termodinámicos que influyen en las velocidades de reacción y en la evolución de los equilibrios para optimizar la obtención de compuestos de interés industrial, como por ejemplo el amoníaco.
40. Calcula la solubilidad de una sal interpretando cómo se modifica al añadir un ion común.

Bloque de aprendizaje VII. Reacciones de transferencia de protones. CE9

Contenidos.

1. Identificación de ácidos y bases con la teoría de Brønsted-Lowry.
2. Aplicación de la ley del equilibrio químico a las reacciones de transferencias de protones y autoionización del agua.
3. Cálculo del pH de disoluciones de ácidos y bases fuertes y débiles.
4. Predicción del comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua mediante el concepto de hidrólisis.

Estándares de aprendizaje.

41. Justifica el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de Brønsted-Lowry de los pares de ácido-base conjugados.
42. Identifica el carácter ácido, básico o neutro y la fortaleza ácido-base de distintas disoluciones según el tipo de compuesto disuelto en ellas determinando el valor de pH de las mismas.
43. Describe el procedimiento para realizar una volumetría ácido-base de una disolución de concentración desconocida, realizando los cálculos necesarios.
44. Predice el comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua aplicando el concepto de hidrólisis, escribiendo los procesos intermedios y equilibrios que tienen lugar.
45. Determina la concentración de un ácido o base valorándola con otra de concentración conocida estableciendo el punto de equivalencia de la neutralización mediante el empleo de indicadores ácido-base.

Bloque de aprendizaje VIII. Reacciones de transferencia de electrones. CE 10

Contenidos.

1. Interpretación de procesos redox como transferencia de electrones entre sustancias oxidantes y reductoras.
2. Ajuste de las ecuaciones químicas redox por el método del ión-electrón.
3. Realización de cálculos estequiométricos en procesos redox.
4. Diseño y representación de una pila a partir de los potenciales estándar de reducción y del cálculo de la fuerza electromotriz.
5. Aplicación de las leyes de Faraday a la electrólisis.
6. Descripción del procedimiento y del material necesario para la realización de una volumetría redox.
7. Valoración de las aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación-reducción en el desarrollo tecnológico de la sociedad y las consecuencias que provocan en el medioambiente.

Estándares de aprendizaje.

47. Define oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras.
48. Identifica reacciones de oxidación-reducción empleando el método del ion-electrón para ajustarlas.
49. Relaciona la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida.
50. Diseña una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes.
51. Analiza un proceso de oxidación-reducción con la generación de corriente eléctrica representando una célula galvánica.
52. Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.
53. Aplica las leyes de Faraday a un proceso electrolítico determinando la cantidad de materia depositada en un electrodo o el tiempo que tarda en hacerlo.
54. Representa los procesos que tienen lugar en una pila de combustible, escribiendo la semirreacciones redox, e indicando las ventajas e inconvenientes del uso de estas pilas frente a las convencionales.

Bloque 0. Formulación Inorgánica

1	HIO₃	dióxido de dilitio	
2	PbSO₃	ácido arsenioso	
3	HClO	monoxidobromato de sodio	
4	Al(HSeO₃)₃	óxido de bario	
5	Na₂O₂	monohidruro de rubido	
6	AgHCO₃	ion/anión clorito	
7	Pb(OH)₂	ácido bromhídrico	
8	AgOH	hidrogenotelurato de cromo (III)	

9	H^+		hidróxido de cobalto (II)	
10	BeO		trihidróxido de hierro	
11	Cu_2Te		peróxido de berilio	
12	HF		dibromuro de cobre	
13	H_2TeO_4		trióxido de dihierro	
14	$FeCl_3$		ácido sulfuroso	
15	NaH		peryodato de oro (III)	
16	H_3BO_3		amoníaco	
17	N^{3-}		hidrogeno(trioxidobotato) de cadmio	
18	Co_2O_3		manganato de cesio (I)	
19	$RbIO_3$		anión fósforo	
20	H_2O		hidrogenomanganato de aluminio	
21	$Pb(SO_4)_2$		hidruro de oro(I)	
22	$HgHCrO_4$		ion plata	
23	PtH_4		fluoruro de berilio	
24	PH_3		dihidrogeno(tetraoxidoseleniato)	
25	BaO_2		clorito de sodio	

Bloque 1. Estructura Atómica y Tabla Periódica

- Dos elementos A y B tienen de números atómicos 16 y 21 respectivamente.
 - Indicar grupo y periodo al que pertenece cada uno indicando además sus familias en caso de tenerlas.
 - Indicar el número de electrones en la capa de valencia de cada uno de ellos.
 - Indicar cuál de ellos tendrá una mayor radio energía de ionización y afinidad electrónica justificando la respuesta.
 - Indicar la valencia iónica del elemento A.
- Tres elementos que se encuentran en el mismo periodo de la tabla periódica presentan las siguientes energías de ionización:
$$A = 731 \quad B = 1008,4 \quad C = 403,0 \quad (\text{medidas en kJ/mol})$$
 - Indicar cuál de ellos es un alcalino, un metal de transición y un no metal justificando la respuesta.
 - ¿Cuál tiene mayor radio? Justifícalo.
 - ¿Cuál de ellos tiene mayor afinidad electrónica? ¿Y electronegatividad?

d) ¿Cómo es la electronegatividad de los gases nobles comparada con la de los anfígenos?

3.- El ion X^- tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

a) ¿Cuál es la configuración electrónica del elemento neutro? Justifíquelo.

b) Indicar cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos es válida para los electrones de la capa de valencia del elemento X. Justifíquelo.

• $(2, 1, 0, +1/2)$

• $(3, 1, 2, -1/2)$

• $(3, 1, 1, +1/2)$

• $(3, 2, 0, +1)$

c) Sabiendo que la masa atómica de X es 35, indicar el número de neutrones que tiene X.

Bloque 2. Enlace Químico.

1. Para las siguientes moléculas: C_2F_2 y HF:

a) Realice sus estructuras de Lewis e indique el número de pares de electrones no compartidos en cada átomo central.

b) Indique de forma razonada la geometría que tiene cada una de las moléculas.

c) Justifique la polaridad de cada molécula.

d) Exponga razonadamente la existencia de puentes de hidrogeno en dichas moléculas.

Datos: C(Z=6); H(Z=1); F(Z=9)

2. Para las siguientes moléculas, NH_3 y CFH_3 :

a) Realice sus estructuras de Lewis e indique el número de pares de electrones no compartidos de cada una.

b) Indique de forma razonada la geometría que tiene cada una de las moléculas.

c) Justifique la polaridad de cada molécula.

Datos: C(Z=6); N(Z=6); F(Z=9); H(Z=1)

1. Para la molécula LiBr:

a. Represente el Ciclo de Born-Haber.

b. Calcule la afinidad electrónica del bromo.

Energía de sublimación del litio = 155,2 kJ/mol

Energía de ionización del litio = 520 kJ/mol

Energía de disociación del Br₂ = 193,0 kJ/mol

Energía reticular = -988 kJ/mol

Entalpía de formación del [LiBr(s)] = -620 kJ/mol

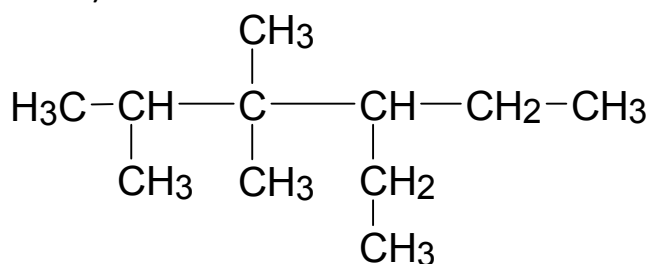
1. Conteste de forma razonada a las siguientes cuestiones:

- Explique en qué consisten los puentes de hidrógeno, indique alguna sustancia en la que se dé este tipo de enlace.
- ¿Qué es la energía reticular?
- ¿En qué consiste la regla del octeto? ¿Existe alguna excepción a esta regla? Nombre todas las que conozca.
- Explique por qué el agua es líquida a temperatura ambiente.

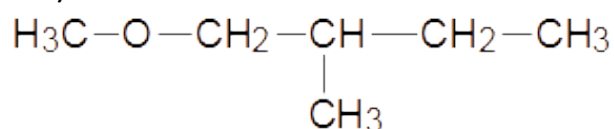
Bloque 3. Química Orgánica

1. Nombre de los siguientes compuestos:

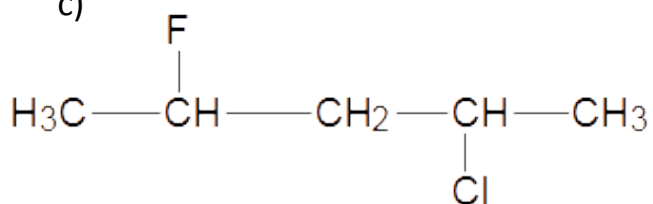
a)



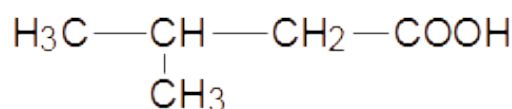
b)



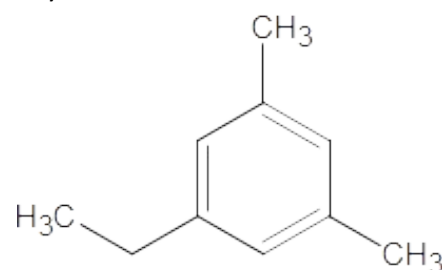
c)



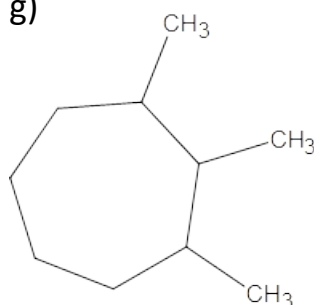
d)



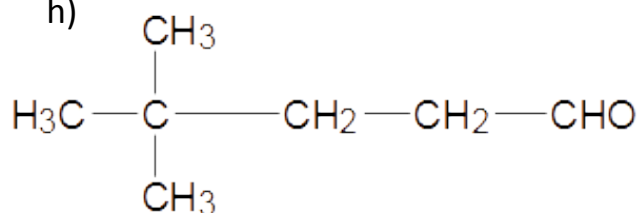
f)



g)



h)



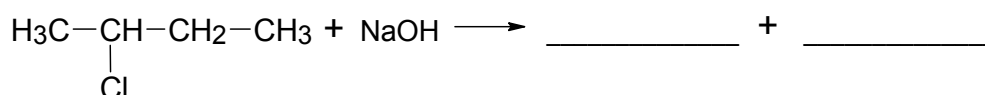
2. Formule los siguientes compuestos:

- | | |
|--------------------------------------|--------------------------------|
| a. 3-fluor-5-metilciclohex-1,3-dieno | e. pent-4-en-2,2-diol |
| b. o-dimetilbenceno | f. 6-etil-2,4,4-trimetiloctano |
| c. 3-metilpentanamida | g. 1,2-dimetilciclopent-1-eno |
| d. propanonitrilo | h. m-dimetilbenceno |

3. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

NOTA: los compuestos a los que se hacen referencia son los del Ejercicio 1 de este bloque.

- a) ¿Qué compuesto se obtendrá a partir de la reacción del compuesto d) y el etanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$)? ¿Qué tipo de reacción se dará?
- b) Complete la siguiente reacción e indique el tipo de reacción de la que se trata:



- c) Si hacemos reaccionar el but-1-eno con agua, ¿qué compuesto se obtiene? ¿Cómo se llama este tipo de reacción?
- d) Escribir la reacción de combustión ajustada del heptano.
- e) ¿Presenta el compuesto e) isomería geométrica? En caso afirmativo indique entre qué carbonos ocurre.
- f) Proponga un isómero de posición y otro de cadena para el compuesto c).
- g) ¿Tiene el compuesto d) un carbono quiral? Justifique su respuesta.

Bloque 4 y 5. Cinética y Equilibrio

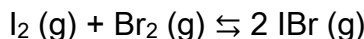
1. Para la reacción $[A + B \rightarrow \text{Productos}]$ se han realizado una serie de experimentos y se han obtenido los siguientes datos experimentales:

	[A] (mol/l)	[B] (mol/l)	v (mol/(l·s))
1	0,8	0,8	$1,28 \cdot 10^{-3}$
2	0,8	0,2	$1,28 \cdot 10^{-3}$
3	0,4	0,5	$3,2 \cdot 10^{-4}$
4	0,5	0,5	$5 \cdot 10^{-4}$

- a) Calcule el orden de reacción parcial de cada reactivo.

- b) Calcule la constante de velocidad.
- c) La velocidad cuando $[A]=[B]=0,4 \text{ mol/l}$.

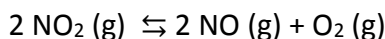
1. En un recipiente de 3 litros se introducen 0,2 moles de I_2 y 0,2 moles de Br_2 y se calienta hasta la temperatura de 200°C . Si el valor de K_p de la reacción es 104,1. Calcule a partir de la reacción:



- a) El grado de disociación del Br_2 , α .
- b) El valor de la K_c .
- c) La presión parcial del Br_2 en el equilibrio.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm l / mol K}$.

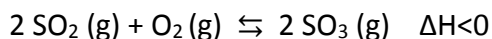
2. En un recipiente de 2 litros se introducen 0,8 moles de NO_2 y se calienta hasta la temperatura de 500°C . Si la presión del recipiente una vez alcanzado el equilibrio es 35,4 atm. Calcule a partir de la reacción:



- a) El grado de disociación, α .
- b) La concentración de todas las especies en equilibrio.
- c) El valor de la K_c de la reacción.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm l / mol K}$.

3. Indique razonadamente si las afirmaciones hechas acerca de la siguiente reacción son verdaderas o falsas:



- a) Al aumentar la temperatura estaremos aumentando la producción de O_2 .
- b) Si se disminuye la presión aumentará la producción de SO_2 .
- c) Para disminuir la producción de SO_3 se puede aumentar la cantidad de O_2 .
- d) Añadir un catalizador se aumentará la producción de SO_2 .

Bloque 6. Ácido-Base

1. A 25°C se disuelven 0,17 g de amoníaco en agua hasta formar un litro de disolución. Si sabemos que dicha disolución se encuentra disociada en un 4,3%, calcular:

- a) El pH de la disolución.
- b) La constante de ionización del amoníaco (K_b) a la temperatura indicada.
- c) La concentración de NaOH necesaria para obtener una disolución de igual pH.

Datos: $A(N)=14$; $A(H)=1$

2. Se tiene una disolución de ácido etanoico (CH_3COOH), cuya $K_a=1,8 \cdot 10^{-5}$. Se añaden 3 g de ácido en un matraz y se rellena hasta tener un volumen de 500ml. Calcule:

- a) El grado de disociación del ácido.

- b) El pH la disolución.
- c) La concentración de HClO₄ necesaria para obtener un pH igual al de dicha disolución.

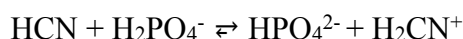
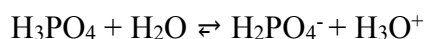
Datos: A(O)=16; A(H)=1; A(C)=12.

3. Realice los siguientes cálculos:

- a) Se mezclan 200ml de una disolución de HCl 0,03M y 100 ml de una disolución 0,02M de NaOH. ¿Cuál es el pH de la disolución resultante? Considere volúmenes aditivos.
- b) El volumen necesario de una disolución de HCl 0,05M para neutralizar 100 ml de una disolución de NaOH 0,02M.
- c) Se han necesitado 200ml de una disolución de HCl 0,04M para neutralizar 100ml de una muestra de NaOH. ¿Cuál es el pH de la muestra?

4. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Sabiendo que las reacciones indicadas se producen espontáneamente en el sentido que indica la flecha se puede afirmar que el ácido más fuerte es el H₂PO₄⁻, seguido del HCN y finalmente, el más débil es el H₃PO₄.



- b) Una disolución de NH₄CN tendrá un pH más bajo que una disolución de KClO₄.

Datos: K_a(HCN) = 5 · 10⁻¹⁰; K_b(NH₃) = 1,8 · 10⁻⁵

- c) La especie HSeO₃⁻ es una sustancia básica según la teoría de Brønsted y Lowry.

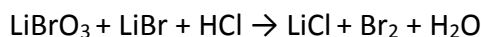
5.- Se sabe que 100 mL de una disolución de ácido hipocloroso (HClO) que contiene 1,05 g de dicho ácido, tiene un pH de 4,1.

Calcula:

- a) La constante de disociación del ácido.
- b) El grado de disociación.

Bloque 7. RedOx

1. Dadas las siguientes reacciones:



- a) Indique la especie química que se reduce y la que se oxida, así como el agente oxidante y reductor en cada una de ellas.
- b) Ajústela mediante el método del ion-electrón.

2.- Una pila galvánica está formada por los electrodos Fe y Ni sumergidos en disoluciones de sus propias sales:

- Realice el esquema de la pila. ¿Dónde se encuentra el ánodo y el cátodo? Justifique su respuesta.
- Escriba las semirreacciones que ocurren en cada electrodo, así como la reacción global.
- Calcule la fem de la pila.
- Escriba la notación de la pila.

Datos: $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}) = -0,04\text{V}$; $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25\text{V}$.

Estados o números de oxidación

3.- Calcule los estados de oxidación de cada elemento para que la suma de: su número de oxidación multiplicado por el número de veces que esté ese elemento en el compuesto, dé como resultado una carga neta de CERO:

H₃	P	O₄
+1		
		-8
	0	

Pb	(O)	(H)₂
	-2	+1
	0	

Cu	S	O₄
+2		-8
	0	

H₂	S	O₃
		-2
+2		

Zn	S	O₄
		-2
+2		-8
	0	

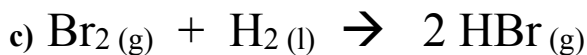
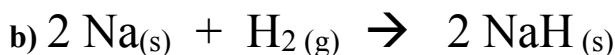
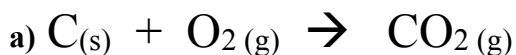
H	N	O₃
		-2
+1		
	0	

Na₂	S₂	O₃
+2	+4	
	0	

H₂	C	O₃
+1		
		-6
	0	

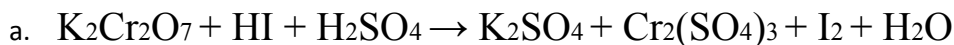
Oxidantes y reductores

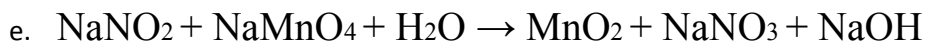
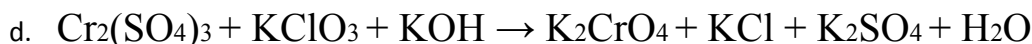
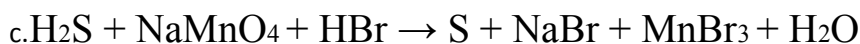
4.- En las siguientes reacciones, identifica que elemento se oxida (O) y cuál se reduce (R):



Ajuste REDOX por ion-electrón

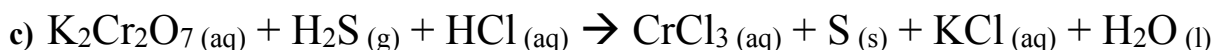
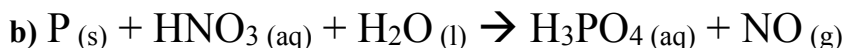
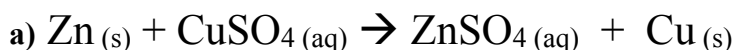
5.- Ajustar por el método de ion-electrón las siguientes reacciones REDOX:





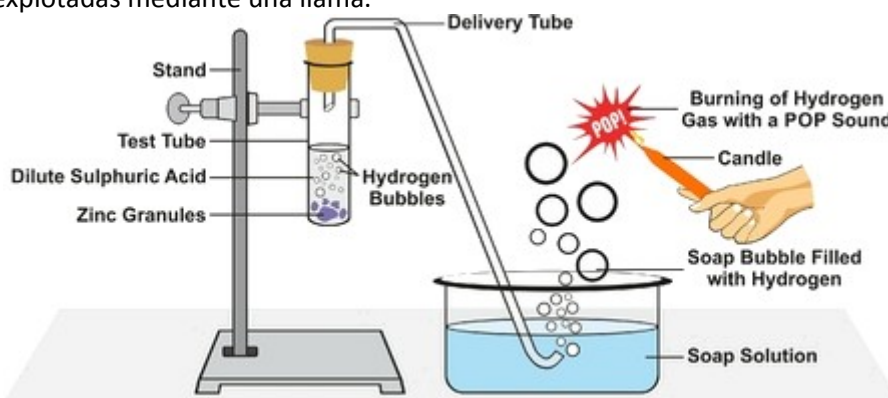
Semirreacciones

6. Para las siguientes reacciones, localiza que elemento se oxida, cual se reduce y escribe las semirreacciones correspondientes:



Espontaneidad de las reacciones REDOX

7. En la imagen siguiente se representa la reacción de unos gránulos de Zinc metálico en un tubo de ensayo con ácido sulfúrico. Se aprecia la producción de burbujas que se pueden conducir por medio del tubo a una disolución jabonosa que forma burbujas con el gas que se desprende (hidrógeno) que pueden ser explotadas mediante una llama.



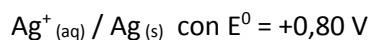
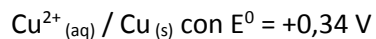
a) Escribe la ecuación del proceso

b) Separa las semirreacciones correspondientes

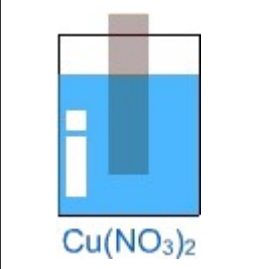
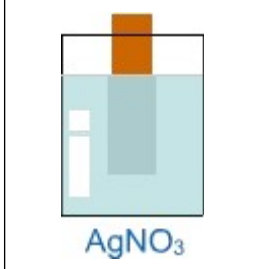
c) Si los potenciales de reducción estándar para el hidrógeno y para el Zinc son los siguientes: $(2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 \quad E^0 = 0,00\text{ V})$ y $(\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn} \quad E^0 = -0,76\text{ V})$, calcula el potencial REDOX de la reacción y determina según el valor obtenido si la reacción es espontánea o no.

Potencial REDOX

8. Tenemos los pares REDOX:



a) Qué proceso debe **ser espontáneo**: ¿la precipitación de cobre metálico desde una disolución de sal de cobre por la plata metálica? O por el contrario: ¿la precipitación de plata metálica desde una disolución de nitrato de plata por el cobre metálico?

$2\text{Ag} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow 2\text{Ag}^{+} + \text{Cu}$			$2\text{Ag}^{+} + \text{Cu} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$
--	---	--	--

b) Recordando que E^0_A es el potencial de reducción estándar del par que se reduce y E^0_B es **menos** el potencial de reducción estándar del par que se oxida, y que para que el proceso sea espontáneo el valor: $(E^0_A - E^0_B) > 0$: **Calcula este valor** para la reacción espontánea.

Santa Cruz de Tenerife, a 19 de mayo de 2022

Fdo: La Jefa del Departamento de Física y Química

M^a Esther Bacallado Adán