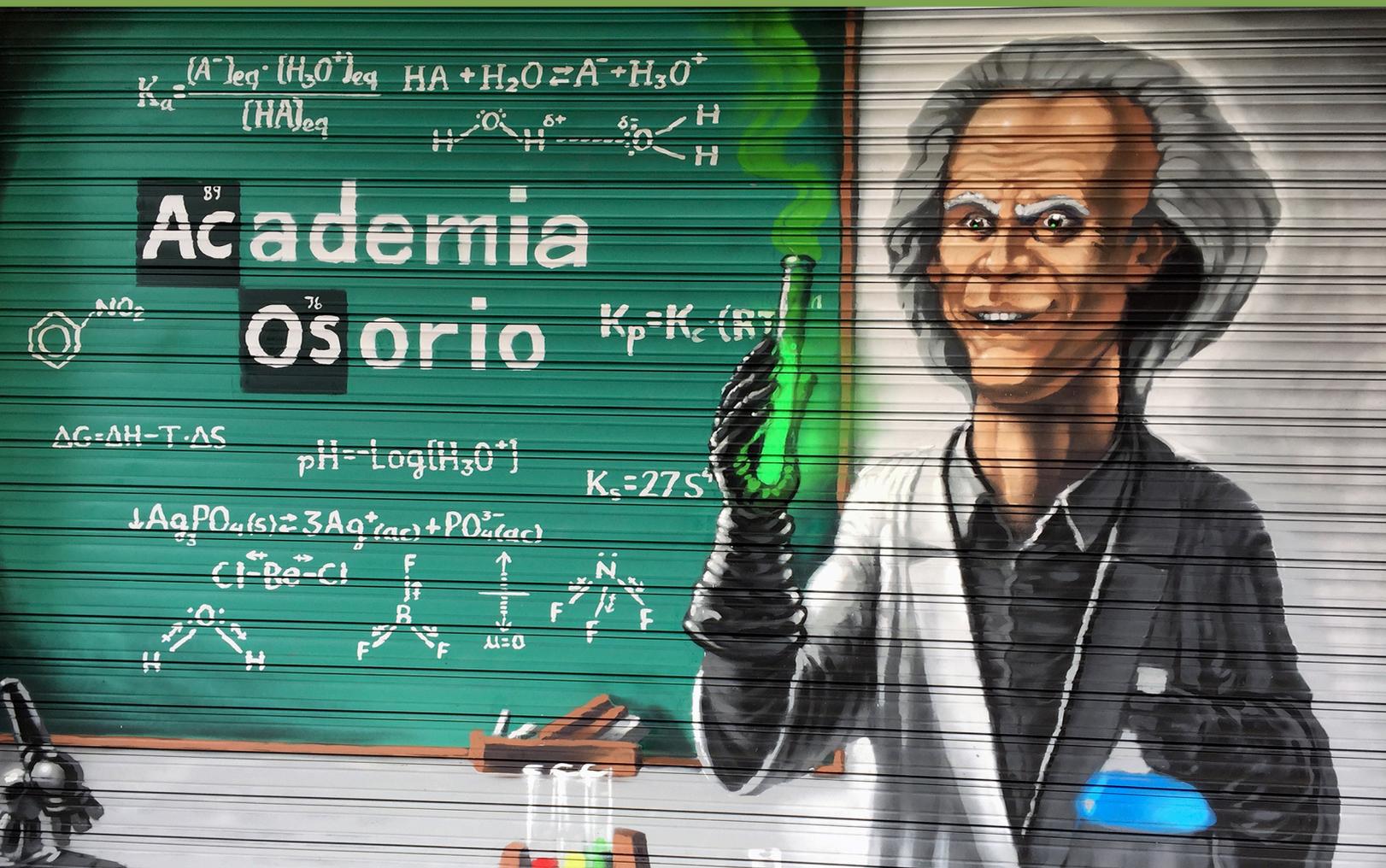
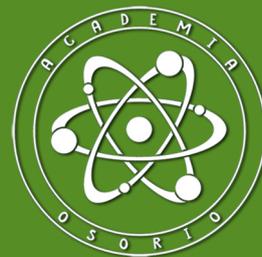


UNA QUÍMICA PARA TODOS POR ESPAÑA 2018



RECOMENDACIONES QUÍMICA SELECTIVIDAD 2018

Academia Osorio
Especialidad en Química de Bachillerato
Pruebas de Acceso a la Universidad



Pablo Osorio Lupiañez

Conceptos y recomendaciones clave

Química Selectividad 2018

Academia Osorio

@Quimicapau



Las siguientes recomendaciones están dirigidas a los alumnos de la Academia Osorio y a todos aquellos seguidores que estén estudiando con el temario de mis libros “Una Química Para Todos” o en la web: www.unaquimicaparatodos.com

El objetivo de este manual es poder sintetizar el estudio de la materia y proporcionar unas pautas y consejos que considero necesarios para obtener una buena calificación en Selectividad. Para ello he seguido la misma estructura que tiene los libros para que podáis complementar con él.

“Una Química Para Todos” está estructurado de forma que si has entendido el tema y cada uno de los ejemplos que explico detalladamente en el **libro principal**, estarás preparado para enfrentarte a los del **cuaderno de ejercicios**. Una vez hayas superado ambos libros, tendrás una excelente base para resolver todos los tipos de problemas y deberás **centrar tu estudio en completar este manual y en la práctica del máximo número de ejercicios de Selectividad de tu comunidad autónoma**. ¡No habrá ninguno que se te resista!

Aprovecho la ocasión para dar las gracias a las miles de personas que este año se han animado a estudiar con esta metodología y a todos los mensajes de agradecimiento y apoyo a esta labor. La mejor recompensa es ver como conseguís mejorar vuestras notas y alcanzar todas vuestras metas académicas.

Me despido de vosotros con la esperanza de que consigáis una excelente nota en Selectividad

Atentamente, vuestro amigo y vecino: Pablo Osorio Lupiáñez

Recuerda: “El éxito es la suma de pequeños esfuerzos repetidos día tras día” Así que... NO TE RINDAS NUNCA...

TEMA 1. FORMULACIÓN INORGÁNICA

En primer lugar vamos a comenzar con un pequeño repaso de formulación inorgánica.

Para ello os aconsejo darle un repaso a la tabla periódica, las valencias que pueden estar más olvidadas y a todos los compuestos grupo a grupo del **tema 1 de "Una Química para todos"**.

Vamos a practicar un poco con los siguientes compuestos. ¡Formula y Nombra!

Sulfuro de estaño (IV)	SnS_2
Dicromato de potasio	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Trióxido de molibdeno	MoO_3
Fosfato de calcio	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Óxido de mercurio (II)	HgO
Bromato de calcio	$\text{Ca}(\text{BrO}_3)_2$
Trihidruro de fósforo	PH_3
Hidrogenofosfato de calcio	CaHPO_4
Dióxido de carbono	CO_2
Hidruro de cinc	ZnH_2
Carbonato de bario	BaCO_3
Cromato de plomo (II)	PbCrO_4

CsCl	Cloruro de cesio
PbBr_2	Bromuro de plomo (II)
$\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$	Nitrito de cinc
SrO	Óxido de estroncio
$\text{Sc}(\text{OH})_3$	Trihidróxido de escandio
HClO	Ácido hipocloroso
CdI_2	Diyoduro de cadmio
Ni_2Se_3	Seleniuro de níquel (III)
HBrO_3	Ácido brómico
$\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$	Hidrogenosulfato de magnesio
H_3PO_3	Ácido fosforoso
CuCl_2	Cloruro de cobre (II)
$\text{Pb}(\text{HS})_2$	Hidrogenosulfuro de plomo (II)
$\text{Pb}(\text{ClO}_3)_4$	Clorato de plomo (IV)

TEMA 2. FORMULACIÓN ORGÁNICA

Igual que antes, os aconsejo repasar los compuestos del **tema 2 de “Una Química para todos”**. Es muy importante recordar el orden de prioridad de los grupos funcionales entre ellos y recordar su prioridad sobre los enlaces múltiples y estos a su vez sobre los radicales. Ello es imprescindible para saber el extremo de la cadena por el que empezar a contar.

Es recomendable un pequeño repaso de todos los grupos funcionales y cómo se nombran.

Es muy importante que usemos los localizadores cuando sean necesarios. Por ejemplo, butanona no necesitaría localizador ya que solo existe una posibilidad. Sin embargo, pentanona si lo necesita ya que existen varias posibilidades: pentan-2-ona o pentan-3-ona.

Recuerda que los localizadores se ponen delante de lo que pretendemos localizar.

Vamos a practicar un poco con los siguientes compuestos. ¡Formula y Nombra!

$\text{CH}_2=\text{CHCH}=\text{CHCH}_3$	Penta-1,3-dieno
$\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CCH}_3$	But-2-ino
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHCl}_2$	1,1-Dicloropropano
$\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CCH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$	5-Cloropent-2-ino
$\text{CH}\equiv\text{CCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	But-3-in-1-ol
$\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$	Butano-1,4-diol
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_3$	Metilpropil éter
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{COOH}$	Ácido but-3-enoico
$\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	Etanoato de propilo
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$	Propilamina
$\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{COOH}$	Ácido 3-Hidroxibutanoico

1,2-dibromoetano	$\text{CHBr}=\text{CHBr}$
5-Cloropent-2-eno	$\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$
Hepta-2-4-dieno	$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
Pent-4-en-2-ona	$\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{COCH}_3$
But-2-enal	$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CHO}$
Butano-1,3-diol	$\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2-\text{CHOH}-\text{CH}_3$
Etanoato de metilo	$\text{CH}_3\text{COOCH}_3$
Dietilamina	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
Hidroxietanal	$\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHO}$
Compuestos con Benceno: Clorobenceno, nitrobenceno, fenol, ácido benzoico....	

TEMA 3. EL ÁTOMO

¿Cuáles son los conceptos y recomendaciones clave de este tema?

1) Cálculo de protones, neutrones y electrones, número atómico (Z) y número másico (A)

El cálculo de protones, neutrones y electrones es fácilmente deducible teniendo en cuenta que el número atómico (Z) es igual al número de protones (y de electrones si el átomo está en estado neutro) y que el número másico (A) es igual al número de protones más neutrones.

2) Números cuánticos que definen un orbital o un electrón

Es importante conocer el significado de los números cuánticos que definen a un orbital (n, l, m) o un electrón (n, l, m, s) así como sus valores posibles y el número de orbitales y/o electrones que puede albergar cada nivel o subnivel.

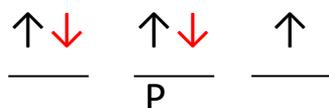
También podremos comparar orbitales, energéticamente, teniendo en cuenta el diagrama de Moeller (ordenación energética de los orbitales) o mediante la regla n+l (el que tenga mayor suma, es más energético. En caso de empate, es más energético el que tenga mayor n).

3) Configuraciones electrónicas de átomos de un elemento dado y notación orbital

Sabiendo su Z, podremos escribir la configuración electrónica de cualquier elemento o de sus iones, aplicando el diagrama de Moeller. Sin embargo, en los casos en los que no conozcamos el número atómico podremos deducirla a partir de su posición en la tabla periódica (punto 5).

Teniendo en cuenta el principio de exclusión de Pauli (2 electrones por cada orbital) y máxima multiplicidad de Hund (los electrones se sitúan en el subnivel lo más desapareado posible y luego apareados) podremos representar en notación orbital su configuración.

Así, por ejemplo, **5 electrones en el subnivel p** se dispondrían de la siguiente manera:



4) Distinguir una configuración incorrecta de una correcta en estado fundamental o excitado

Nos pueden proponer configuraciones incorrectas (por incumplir alguno de los principios anteriormente citados) o correctas en estado fundamental (los electrones se sitúan siguiendo el orden de mínima energía indicado en el diagrama de Moeller) o en estado excitado.

5) Justificar grupo y periodo de un elemento a partir de su configuración electrónica sabiendo la relación que existe entre ellos

Para los casos en los que no conozcamos el Z del elemento, es importante saber relacionar la configuración electrónica de la última capa de un elemento con su grupo y periodo correspondiente. Para ello es fundamental conocer la posición del elemento en la tabla.

El periodo corresponde al “n” de la capa más externa y el grupo a las terminaciones s para los grupos 1-2; p para los grupos 13-18 (excepto el He) y d para los metales de transición (grupos 3-12). Especial cuidado con estos últimos.

6) Justificar el estado de oxidación (ion más estable) de un elemento

Su ion más estable es el que haga coincidir su configuración electrónica con la del gas noble en cuestión (excepto metales de transición) de manera que por ejemplo los grupos 1 y 2 formarán los iones +1 y +2 y los grupos 16 y 17 formarán los iones -2 y -1 respectivamente.

7) Comparar propiedades periódicas (radio atómico/iónico, Energía de ionización, Afinidad electrónica, electronegatividad, carácter metálico/no metálico)

Debemos justificar dichas propiedades en base a la carga nuclear y la distancia al núcleo ya que recuerda que decir que un elemento está más arriba, izquierda... en la tabla periódica **no es una justificación correcta**. En muchos casos hay una relación entre los elementos que se comparan: Se encuentran en el mismo grupo o periodo o la formación de sus iones hace que adquieran el mismo número de electrones (especies isoelectrónicas). Ello no es ayudará a comparar su propiedades periódicas.

TEMA 4. EL ENLACE QUIMICO

¿Cuáles son los conceptos y recomendaciones clave de este tema?

1) Representar estructuras de Lewis

Es de gran importancia saber representar la estructura de Lewis de las moléculas más frecuentes, ya que será la base para establecer el resto de cuestiones del tema. Prestaremos especial atención a excepciones a la regla del octeto como los casos de hipovalencia (B y Be). Otros conceptos a tener en cuenta son: Hipervalencia, resonancia y enlace dativo.

2) Deducir la geometría de las moléculas según la TRPECV

Definimos la hipótesis central de este método e identificamos las nubes electrónicas enlazantes y no enlazantes para poder clasificarlo según **AB(enlazantes)E(no enlazantes)**. Seguidamente dibujaremos la molécula, identificando su geometría y ángulo de enlace. Las geometrías más frecuentes son: AB₂ (Lineal); AB₃ (Plana trigonal); AB₄ (Tetraédrica), AB₂E (angular); AB₂E₂ (angular); AB₃E (pirámide trigonal).

3) Estudiar la polaridad de una molécula

Dibujaremos los momentos dipolares sobre la geometría de la molécula para estudiar si la suma (momento dipolar total) se anula (apolar) o no (polar). Aunque la molécula tenga enlaces polares, esto no quiere decir que la molécula lo sea, ya que pueden anularse por su geometría.

4) Indicar Hibridación del átomo central

En función de las nubes electrónicas podemos deducir la hibridación sp (2 nubes), sp² (3 nubes) o sp³ (4 nubes) correspondiente al átomo central. Podremos justificarlo en función de su configuración electrónica o de la forma de los orbitales.

5) Reconocer enlaces sigma y pi

Los enlaces simples se forman por solapamiento frontal de orbitales con electrones desapareados (tipo sigma), los dobles mediante un solapamiento frontal (tipo sigma) y otro lateral (tipo pi) y los triples mediante uno frontal (tipo sigma) y dos laterales (tipo pi)

Veamos un par de ejemplos de todos estos puntos con las siguientes moléculas: BCl₃ y H₂S

ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
	Molécula tipo AB₃ 3 nubes electrónicas enlazantes Geometría plana trigonal $\alpha=120^\circ$
POLARIDAD	HIBRIDACIÓN
<p>Aunque tiene enlaces polares, los momentos dipolares individuales se anulan por la geometría de la molécula. Molécula apolar ($\mu = 0$)</p>	Se forman 3 orbitales híbridos tipo sp^2 , para solapar con cada uno de los átomos de Cl. Enlaces tipo sigma.

ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
	Molécula tipo AB₂E₂ : 2 nubes electrónicas enlazantes 2 nubes electrónicas no enlazantes Geometría angular $\alpha < 109,5^\circ$
POLARIDAD	HIBRIDACIÓN
<p>Los momentos dipolares individuales se refuerzan y se dirigen hacia el S. Los pares de electrones solitarios del azufre en el mismo sentido que el vector resultante aumentan el efecto polar. Molécula polar ($\mu \neq 0$)</p>	Se forman 4 orbitales híbridos tipo sp^3 , dos de los cuales solapan con cada uno de los átomos de H y los otros dos albergan los electrones solitarios. Enlaces tipo sigma.

2) Clasificar los compuestos en función del tipo enlace (teniendo en cuenta el concepto de electronegatividad y el mecanismo de unión entre sus átomos).

Covalente: Enlace formado compartiendo electrones entre elementos no metálicos.

Ejemplos: HCl, NH₃, Cl₂, CH₃OH, CO₂, CCl₄..... Están formados por enlaces covalentes.

Iónico: Enlace formado por transferencia de electrones entre un metal y un no metal.

Ejemplo: NaCl, CaO, LiF, CaCl₂... Están formados por enlace iónico.

Metálico: Enlace formando compartiendo electrones colectivamente entre los átomos del metal. Ejemplo: Cu, Fe, Li... están formados por enlace metálico.

3) En función del tipo de enlace que posea, identificar las fuerzas que unen la estructura y determinar sus propiedades más relevantes.

Debemos identificar el **tipo de compuesto según su enlace** y las **fuerzas que unen dicha estructura** ya que en función de ella, podremos determinar sus principales propiedades: **Puntos de fusión/ebullición, solubilidad, conductividad eléctrica y térmica, otras...**

Vamos a hacer un pequeño repaso de ello poniendo algún ejemplo de propiedad característica de cada grupo. Es conveniente completarlo con el resto de propiedades:

Covalentes moleculares	Las moléculas de la estructura están unidas por fuerzas intermoleculares que pueden ser de diferentes tipos: - Fuerzas de Van der Waals (Dispersión, dipolo-dipolo...) - Enlaces de Hidrógeno (Si cumple con los requisitos para ello).
	Ejemplo de propiedad: Bajos puntos de fusión y ebullición debidos a que, por lo general, las fuerzas intermoleculares son débiles. Solubilidad entre compuestos polar-polar y entre compuestos apolar-apolar...
Covalentes atómicos	Los átomos de la estructura están unidos por enlaces covalentes .
	Ejemplo de propiedad: Los puntos de fusión más altos debido a que se requiere mucha energía para romper los fuertes enlaces covalentes. No solubles en ningún tipo de disolvente...
Iónicos	La energía reticular es la magnitud que determina la fortaleza del cristal iónico. Importante saber comparar valores de varios compuestos iónicos en base a la carga y radio de los iones que forman un cristal iónico. En este apartado también incluiremos el ciclo de Born-Haber .
	Ejemplo de propiedad: Conductividad eléctrica y térmica cuando están fundidos o en disolución debido a que hay libertad de movimiento entre las cargas. Mientras que en estado sólido no son conductores debido a que las cargas se encuentran fijas en la estructura iónica.
Metálicos	Los átomos del metal están unidos compartiendo electrones de forma colectiva tal y como justifica el modelo gas de electrones .
	Ejemplo de propiedad: El modelo de gas de electrones justifica su gran conductividad eléctrica y térmica en cualquier estado.

TEMA 5. ASPECTOS CUANTITATIVOS

¿Cuáles son los conceptos y recomendaciones clave de este tema?

1) Cálculo de masa, moles, moléculas, átomos y moles de átomos...

Para la resolución de cálculos, podemos recurrir a las equivalencias aunque tenemos que acostumbrarnos a los **factores de conversión** y con un poco de práctica... ¡¡verás que fácil es!!: Únicamente tenemos que saber **de dónde partimos** y **a dónde queremos llegar**, planteando relaciones lógicas y verdaderas y terminando en las unidades que nos piden (teniendo en cuenta que las unidades de un numerador y del denominador siguiente se anulan para poder pasar a la siguiente unidad). De esta forma, para calcular la **masa** de **una molécula de CH₄**:

$$1 \text{ molec } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CH_4} \cdot \frac{16 \text{ g } CH_4}{1 \text{ mol } CH_4} = 2,657 \cdot 10^{-23} \text{ g } CH_4$$

2) Ecuación de los gases ideales (PV=nRT)

Cálculo de las variables en condiciones normales (0° C y 1 atm o 1mol = 22,4 L) u otras. Así, para calcular la presión que ejerce 2 g de C₄H₈S gaseoso a 120°C en un recipiente de 1,5 L:

$$2 \text{ g } C_4H_8S \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_8S}{88 \text{ g } C_4H_8S} = 0,0227 \text{ mol } C_4H_8S \rightarrow$$

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} \rightarrow P = \frac{0,0227 \text{ mol } C_4H_8S \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 393 \text{ K}}{1,5 \text{ L}} = 0,488 \text{ atm}$$

3) Concepto de fórmula empírica, molecular y composición centesimal

La fórmula empírica es aquella en la que los subíndices indican la relación entera más sencilla entre los átomos de los elementos que forman el compuesto.

La **fórmula molecular** es aquella que refleja la relación real entre los átomos que forman el compuesto (múltiplo entero de la fórmula empírica).

La composición centesimal es el porcentaje en masa de cada uno de los elementos que forman el compuesto.

4) Disoluciones. Este apartado será fundamental manejarlo para el tema “Ácido-Base”

4.1) Conceptos básicos de disoluciones y sus relaciones: Los repasaremos para tenerlo claros:

Conceptos básicos	Ejemplo en una disolución de HCl
Concentración o Molaridad (M): $M = \frac{\text{moles SOLUTO}}{\text{Litros DISOLUCIÓN}}$	11,63 M significa que hay $\frac{11,63 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}}$
$\% \text{ masa} = \frac{\text{gramos SOLUTO}}{\text{gramos DISOLUCIÓN}} \cdot 100$	36% en masa significa que hay $\frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}}$
$\text{Densidad } (\rho) = \frac{\text{gramos DISOLUCIÓN}}{\text{Litros DISOLUCIÓN}}$	1180 g/L significa que hay $\frac{1180 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}}$
Fracción molar(X) $X_{HCl} = \frac{\text{moles HCl}}{\text{moles HCl} + \text{moles H}_2\text{O}} \quad X_{H_2O} = \frac{\text{moles H}_2\text{O}}{\text{moles HCl} + \text{moles H}_2\text{O}}$ $(X_{HCl} + X_{H_2O} = 1)$	

4.2) Cálculo de la molaridad de una disolución a la que se le añade agua: La adición de agua no altera los moles de soluto de la disolución, solo se suman los volúmenes de ambos.

4.3) Cálculo de la molaridad de una disolución a la que se le añade otra disolución del mismo compuesto con otra molaridad: Se suman los moles de soluto que aporta cada disolución y se divide entre la suma de ambos volúmenes.

4.4) Cálculo de la molaridad (M) a partir de un % en masa y una densidad.

Tomando como referencia los datos del ejemplo, podemos calcular la molaridad de la disolución de HCl sabiendo que está al 36% de riqueza en masa y una densidad de 1,18 g/mL:

% en masa	Densidad	Masa molar	Molaridad
$\frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}}$	$\frac{1180 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}}$	$\frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}}$	$\frac{11,63 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} = 11,63M$

En estos factores de conversión hemos relacionado los conceptos de molaridad, % en masa, densidad y masa molar. De esta forma, usando correctamente dichas relaciones, podemos calcular cualquiera de ellos (teniendo los otros tres). Por ejemplo, si me pidieran **densidad**:

Molaridad	Masa molar	% en masa	Densidad
$\frac{11,63 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}}$	$\cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}}$	$\cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{36 \text{ g HCl}}$	$= \frac{1180 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}}$

4.4) Cálculo de la fracción Molar.

Tomando como referencia los datos del ejemplo, podemos calcular también la fracción molar:

Primero calculamos los **moles de H₂O en 1 Litro de disolución** de la siguiente manera:

$$\frac{(100 \text{ g disolución} - 36 \text{ g HCl})}{100 \text{ g disolución}} = \frac{64 \text{ g H}_2\text{O}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1180 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{41,95 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ L disolución}}$$

Como ya disponemos de los **moles de HCl en 1 Litro de disolución (11,63)**, ya podemos usar la fórmula:

$$X_{\text{HCl}} = \frac{\text{mol HCl}}{\text{mol HCl} + \text{mol H}_2\text{O}} = \frac{11,63}{11,63 + 41,95} = 0,217$$

$$X_{\text{HCl}} + X_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \rightarrow X_{\text{H}_2\text{O}} = 0,783$$

4.5) Dilución de disoluciones

Tomando como referencia los datos del ejemplo, podemos calcular el **volumen de la disolución concentrada (11,63 M)** necesario para preparar una disolución más diluida.

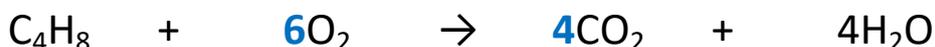
Por ejemplo, para calcular el volumen necesario para preparar 1L de disolución 2M:

Disolución concentrada	→	Disolución preparada (diluida)
11,63 M ¿V?		2 M · 1 L
		↓
2 mol	←	2 mol
↓		
<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; background-color: #e0f0ff;"> <p>Puesto que es una dilución, debe haber el mismo número de moles de soluto en ambas disoluciones</p> </div>		
$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles HCl}}{\text{L disolución}} \rightarrow \text{L disolución} = \frac{2 \text{ mol}}{11,63 \text{ M}} = 0,17 \text{ L}$		
<p>¿Cómo se prepara? → Se toman 0,17L de HCl con una concentración 11,63M y lo introducimos en un matraz aforado. Añadiremos agua destilada hasta completar el volumen de 1L. De esta manera, con esta dilución, obtenemos nuestra disolución de concentración 2M.</p>		

5) Estequiometría. Este apartado es fundamental para diversos temas, por ejemplo, cálculos estequiométricos tras el ajuste de una reacción por el método ion-electrón en tema "Redox"

5.1) Ajustar la reacción mediante los correspondientes coeficientes estequiométricos.

¡No olvidar! A partir de ellos podemos realizar cualquier cálculo relacionándolos con los moles. Por ejemplo para calcular los gramos de H₂O obtenidos en la combustión de 64 g de C₄H₈:



$$64 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32 \text{ g de O}_2} \cdot \frac{4 \text{ moles H}_2\text{O}}{6 \text{ moles O}_2} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 24 \text{ gramos de H}_2\text{O}$$

Otros conceptos a tener en cuenta en este tipo de ejercicios son:

5.2) Reactivo limitante y reactivo en exceso:

Debemos tener cuidado cuando el ejercicio describe varios reactivos, puesto que probablemente uno de ellos sea el limitante (con el que debemos hacer cualquier cálculo estequiométrico) y otro esté en exceso (debes saber calcular la cantidad en exceso). Si están en la misma relación estequiométrica, evidentemente el reactivo limitante es el más pequeño pero debemos tener especial cuidado cuando tienen **diferentes coeficientes**.

$$5.3) \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Cantidad real}}{\text{Cantidad teórica}} \cdot 100$$

La **cantidad teórica** es la máxima cantidad que se puede obtener y se suele sacar mediante una relación estequiométrica con uno de los compuestos de la reacción, mientras que la **cantidad real** es la cantidad que realmente se obtiene. Podremos sacarla en el caso de que el enunciado del ejercicio nos proporcione el rendimiento o viceversa, sacar el rendimiento a partir de que el enunciado nos proporcione la cantidad real que se obtiene.

$$5.4) \text{ Riqueza} = \frac{\text{Masa pura}}{\text{Masa total de la muestra}} \cdot 100$$

La **masa de la muestra** es la cantidad total, que incluye la masa pura más y las impurezas. La **masa pura** es la que podremos usar para hacer relaciones estequiométricas en la reacción. De estas forma, si nos proporcionan la masa de la muestra y su riqueza, podemos calcular la masa pura y hacer las relaciones estequiométricas pertinentes.

TEMA 7.

CINÉTICA QUÍMICA

¿Cuáles son los conceptos y recomendaciones clave de este tema?

1) Repaso de variables termodinámicas: Entalpía (ΔH), entropía (ΔS), energía libre de Gibbs (ΔG) y determinación de la espontaneidad de una reacción (Tema 6).

Aunque este año el temario de termoquímica no será materia de examen en la mayoría de comunidades, es importante saber manejar las variables termodinámicas mencionadas, al menos, de forma cualitativa. De esta manera, podremos determinar si una reacción está en equilibrio o si espontánea, no espontánea o su espontaneidad depende de la temperatura. Todo ello podremos deducirlo mediante la ecuación: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, sabiendo que:

$\Delta H > 0$ Proceso endotérmico (absorbe energía)	$\Delta H < 0$ Proceso exotérmico (desprende energía)	
$\Delta S > 0$ Proceso con aumento del desorden	$\Delta S < 0$ Proceso con disminución del desorden	
$\Delta G > 0$ Proceso No espontáneo	$\Delta G < 0$ Proceso espontáneo	$\Delta G = 0$ Proceso equilibrio

2) Ecuación cinética de velocidad o ley de velocidad

La expresión de la ecuación cinética de velocidad para una reacción determinada es:

$$V = K \cdot [\text{Reactivos}]^{\text{órdenes parciales}}$$

Donde tenemos que tener en cuenta las siguientes consideraciones:

- El **orden total** de la reacción es la suma de los órdenes parciales.
- Deducir las unidades **de la constante cinética** (K) suele ser una pregunta frecuente. Recuerda que dicha constante depende de la temperatura.
- Únicamente podremos establecer que los órdenes parciales coinciden con los coeficientes estequiométricos de la reacción si el enunciado nos especifica que es una reacción **elemental**.
De lo contrario, no podremos establecer dicha relación y hay muchos ejercicios cuyo enunciado nos propondrá otras formas de obtener los órdenes parciales. Por ejemplo:
 - * El enunciado nos proporciona directamente los órdenes parciales.
 - * El enunciado nos proporciona las unidades de la constante para deducir dichos órdenes.

* El enunciado nos propone una tabla de experimentos para deducirlos experimentalmente.

Sobre este último punto, quiero proponer una solución alternativa a los libros “Una Química para Todos” para resolver cierta confusión que puede surgir en algún ejercicio de este tipo:

Determina los órdenes parciales para la reacción $2 \text{NO} + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2 (\text{g})$ a una misma temperatura, un estudio experimental suministró los siguientes datos:

ENSAYO	$[\text{NO}] (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$[\text{O}_2] (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	Velocidad $(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$
1	0,0010	0,0010	7,10
2	0,0010	0,0040	28,40
3	0,0030	0,0040	255,60

$$V = K \cdot [\text{NO}]^\alpha \cdot [\text{O}_2]^\beta$$

- Para calcular el orden parcial de NO (α) buscaremos los ensayos donde $[\text{O}_2]$ se mantenga constante (entre 2 y 3) y sustituimos los valores de velocidad y $[\text{NO}]$ en ambas ecuaciones cinéticas. Simplificamos las fracciones para obtener la relación entre ellos:

$$\frac{28,40}{255,60} = \frac{\cancel{K} \cdot (0,0040)^\beta \cdot (0,0010)^\alpha}{\cancel{K} \cdot (0,0040)^\beta \cdot (0,0030)^\alpha} \rightarrow \frac{1}{9} = \left(\frac{1}{3}\right)^\alpha \rightarrow \alpha = 2$$

- Para calcular el orden parcial de O_2 (β) buscaremos los ensayos donde $[\text{NO}]$ se mantenga constante (entre 1 y 2) y sustituimos los valores de velocidad y $[\text{O}_2]$ en ambas ecuaciones cinéticas. Simplificamos las fracciones para obtener la relación entre ellos:

$$\frac{7,10}{28,40} = \frac{\cancel{K} \cdot (0,0010)^\alpha \cdot (0,0010)^\beta}{\cancel{K} \cdot (0,0010)^\alpha \cdot (0,0040)^\beta} \rightarrow \frac{1}{4} = \left(\frac{1}{4}\right)^\beta \rightarrow \beta = 1$$

3) Factores que modifican la velocidad de la reacción y su justificación

Los principales factores para aumentar la velocidad de la reacción:

- **Aumentando la concentración de los reactivos:** Justificamos con la propia ecuación cinética.
- **Aumentando la temperatura:** Justificamos con ecuación de Arrhenius $\rightarrow K = A \cdot e^{-E_a/RT}$
- **Añadir un catalizador:** Justificamos con ecuación de Arrhenius, ya que disminuye la energía de activación directa e inversa del sistema (aunque sin modificar ΔH ni ΔG de la reacción).

4) Gráficas o perfil energético de una reacción

Tendremos que tener en claros los siguientes conceptos:

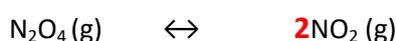
- Dibujar gráficas endotérmicas y exotérmicas y todos sus componentes.
- Calcular la entalpía de la reacción: $\Delta H = H_{\text{Productos}} - H_{\text{Reactivos}}$ ó $\Delta H = E_{a\text{directa}} - E_{a\text{inversa}}$
- Influencia de un catalizador sobre la gráfica.

TEMA 8. EQUILIBRIO QUÍMICO

¿Cuáles son los conceptos y recomendaciones clave de este tema?

1) Planteamiento básico de un problema de equilibrio

Así por ejemplo, si en un recipiente de 1L se introducen 0,5 mol de N_2O_4 estableciéndose el equilibrio $N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$ siendo $K_c = 4,48 \cdot 10^{-3}$, podremos calcular el valor de x:



Moles iniciales	0,5	0
Moles equilibrio	0,5 - x	2 · x
Concentraciones en el equilibrio	$\frac{0,5 - x}{1}$	$\frac{2 \cdot x}{1}$

CUIDADO CON LOS COEFICIENTES ESTEQUIOMÉTRICOS

$$K_c = \frac{[NO_2]_{eq}^2}{[N_2O_4]_{eq}} = \frac{(2x/1)^2}{(0,5 - x)/1}$$

Conociendo K_c podemos obtener el valor de x resolviendo la ecuación de segundo grado de arriba (cogiendo el resultado positivo) para calcular lo que nos pida el ejercicio.

Otro posible ejercicio es aquel en el que el enunciado nos proporcione la manera de obtener la x previamente y entonces la incógnita sería ahora el valor de K_c (ejercicio al revés).

2) Manejo de fórmulas para resolver problemas de equilibrio con presiones

Los recursos que usaremos para la resolución de equilibrios con presiones son los siguientes:

Para el equilibrio: $2A(g) + B(g) \leftrightarrow C(g) + 3D(g)$			
$K_c = \frac{[C]_{eq} \cdot [D]_{eq}^3}{[A]_{eq}^2 \cdot [B]_{eq}}$	$K_p = \frac{P_{C eq} \cdot P_{D eq}^3}{P_{A eq}^2 \cdot P_{B eq}}$	$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$ $\Delta n = \text{Variación de moles gaseosos}$ (En este caso 1)	
$P_{Total} = \sum P_{parciales}$	$P_{Total} = \frac{n_{total} \cdot R \cdot T}{V}$	$P_{gas} = \frac{n_{gas} \cdot R \cdot T}{V}$	$P_{gas} = \frac{\text{moles gas}}{\text{moles totales}} \cdot P_t$

3) Grado de disociación (α)

El grado de disociación se puede calcular como: $\alpha = \frac{\text{moles disociados (x)}}{\text{moles iniciales (n}_0)}$

En el caso de no conocer los moles iniciales, podremos calcularlo haciendo el planteamiento del equilibrio con α y expresando las presiones en forma de fracciones molares.

4) Problemas de cociente de reacción (Q_c)

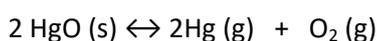
Q_c es la magnitud que utilizamos para conocer si el sistema está en equilibrio y de no ser así, el sentido hacia el que debe evolucionar para alcanzarlo (reactivos o productos).

$K_c = Q_c$ El sistema se encuentra en equilibrio
 $K_c > Q_c$ El sistema debe desplazarse hacia el lado de los productos para alcanzar el equilibrio.
 $K_c < Q_c$ El sistema debe desplazarse hacia el lado de los reactivos para alcanzar el equilibrio.

5) Problemas de equilibrios heterogéneos

Es importante recordar que en la expresión de la constante de equilibrio (K_c y K_p) no se incluyen ni sólidos ni líquidos puros ya que la concentración de éstos se considera constante. Recuerda que en estos ejercicios es muy útil reflejar las presiones en el planteamiento.

Así por ejemplo, para calcular la presión en el equilibrio: $2 \text{ HgO (s)} \leftrightarrow 2 \text{ Hg (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$ sabiendo que cierta cantidad de HgO se descompone y la constante de equilibrio, K_p , vale 0,186:



Moles iniciales	n_0	-	-
Moles equilibrio	$n_0 - 2x$	$2x$	x
Presión en el equilibrio	-	$2p$	p

$$K_p = (P_{\text{Hg}})^2 \cdot P_{\text{O}_2} = (2P)^2 \cdot P = 4P^3 = 0,186 \rightarrow$$

$$P = \sqrt[3]{\frac{0,186}{4}} = 0,36 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Total}} = 2p + p = 3p = 1,08 \text{ atm}$$

6) Principio de Le Chatelier y factores que modifican el estado de equilibrio

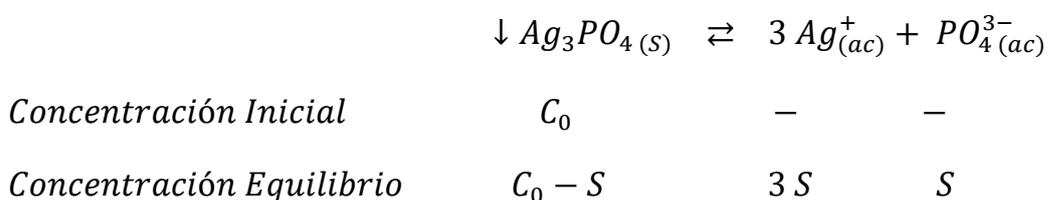
Empezaremos **definiendo dicho principio** para justificar como un sistema retomaría el equilibrio tras ser perturbado por alguna de las siguientes modificaciones:

- **Cambios en las concentraciones de las sustancias:** Por ejemplo, al retirar cantidad de una sustancia se desplaza hacia ese sentido para compensar, mientras que al añadir cantidad se desplazará hacia el lado contrario para compensar (no influyen sólidos ni líquidos).
 - **Cambios en el volumen o presión del sistema.** Por ejemplo, si aumentamos la presión del sistema, se desplaza hacia el lado donde haya menos presión, es decir, menos número de moles gaseosos para compensarlo.
 - **Cambios en la temperatura:** Aumentar la temperatura favorece la reacción endotérmica y disminuirla favorece la reacción exotérmica para compensar dicha variación de temperatura.
 - **Cambios al adicionar un catalizador** (no modifica el equilibrio ya que no influye sobre ΔG)
- * **Fundamental:** Recuerda que la constante, K_c o K_p , solo varía con la temperatura.

7) Equilibrio de Solubilidad y precipitación

7.1) Establecer la relación entre la solubilidad (S) y el producto de solubilidad (Ks) de una sal así como calcular su valor en la disolución:

Para ello debemos saber disociar correctamente la sal en su catión y anión, ajustar la reacción y establecer dicha relación de la siguiente forma. Por ejemplo:



$$K_s = [Ag^+]^3 \cdot [PO_4^{3-}] \rightarrow K_s = (3S)^3 \cdot S \rightarrow K_s = 27 S^4 \text{ por tanto } S = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}}$$

Sabiendo la relación entre ambas y conociendo el valor de una, podremos calcular el otro.
Recuerda que la solubilidad se expresa en mol/L y que Ks varía con la temperatura.

7.2) Variación de la solubilidad de una sal por el efecto ion común:

La adición de una sal que aporta un ion común a nuestra sal inicial hace que, para compensar dicha adición, la reacción se desplace hacia la **izquierda (principio de Le chatelier)**, con lo que la solubilidad de la sal disminuye y aumenta la cantidad de precipitado en el fondo.
Recuerda que este efecto no varía el producto de solubilidad (varía con la temperatura).

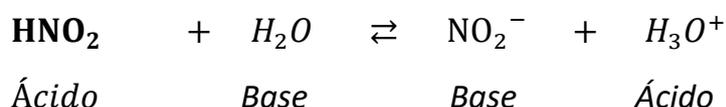
También nos pueden pedir que calculemos el valor numérico de la nueva solubilidad (S') que adquiere la sal tras la adición del ion común. Para ello debemos sumar el aporte del ion común y sustituirlo en Ks que, como sólo varía con la temperatura, conserva su valor.

TEMA 9. REACCIONES ÁCIDO-BASE

¿Cuáles son los conceptos y recomendaciones clave de este tema?

1) Equilibrios de Bronsted-Lowry

Es necesario identificar el comportamiento ácido, básico o anfótero de una sustancia en disolución acuosa (o con otra sustancia) e identificar los pares ácido/base conjugado.



HNO₂/NO₂⁻
H₃O⁺/H₂O

2) Concepto y fórmulas básicas del tema

$pH = -\log [H_3O^+]$	$pOH = -\log [OH^-]$	$pH + pOH = 14$		
$[H_3O^+] = 10^{-pH}$	$[OH^-] = 10^{-pOH}$	$pH > 7$ Básico	$pH = 7$ Neutro	$pH < 7$ Ácido

3) Problemas de ácidos fuertes o bases fuertes

Ácidos fuertes (HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄ y HClO₄) y bases fuertes (Hidróxidos del grupo 1 y 2) son aquellos que se disocian por completo (→), por lo tanto son problemas de estequiometría, y en el caso del HCl, por ejemplo, **la concentración del ácido es la misma que la de H₃O⁺**.



De esta manera, podremos calcular el pH a partir de la concentración del ácido o viceversa.

Especial cuidado en los ácidos polipróticos (H₂SO₄) e hidróxidos del grupo 2 ya que deberemos ajustar las reacción.

4) Problemas de ácidos débiles o bases débiles

Los ácidos o bases débiles son aquellos que se disocian parcialmente (\rightleftharpoons), por lo tanto son problemas que debemos plantearlos como un equilibrio.

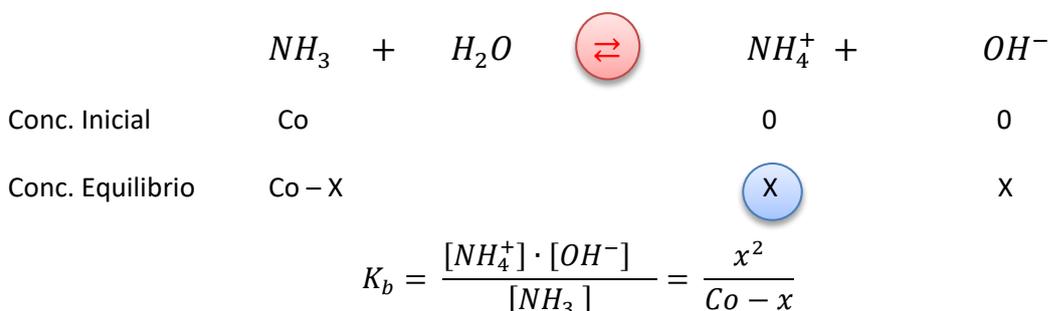
Su fuerza viene determinada por su constante de equilibrio (K_a para los ácidos o K_b para las bases) que cuanto mayor sea su valor, más fuerza tendrán.

Ambas constantes están relacionadas por la fórmula $K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$ de la cual se deduce que cuanto mayor sea la constante de un ácido (o base) menor será su conjugado.

El grado de disociación de un ácido o base débil puede calcularse como:

$$\alpha = \frac{\text{Concentración disociada (consumida)}}{\text{Concentración inicial } (C_o)}$$

El planteamiento será de la siguiente forma (también puede plantearse con α):



De esta manera, sabiendo por ejemplo C_o de la base débil y el pH (con el que podemos sacar el valor de la x) podríamos deducir fácilmente K_b , α y K_a del ácido conjugado.

5) Problemas de Neutralización entre ácidos y bases fuertes

Plantear la reacción **AJUSTADA** entre ambos, sabiendo que el producto es una sal y agua.



Conocidas las relación estequiométrica entre el ácido y la base podremos calcular el volumen de uno de ellos de concentración conocida, necesario para neutralizar por completo un volumen determinado del otro cuya concentración también conocemos (estequiometría).

Otro tipo de ejercicio pudiera ser aquel en el que conoces la concentración y volumen tanto del ácido como de la base fuerte. De esta manera, podría generarse un exceso de uno de ellos que haría que el pH variara de 7. Calculamos la cantidad del reactivo que está en exceso (en moles), lo dividimos entre la suma de ambas volúmenes para calcular la concentración en exceso (ya que suponemos volúmenes aditivos) y por último hacemos la reacción correspondiente del ácido o la base en exceso para calcular el pH final.

6) Hidrólisis de sales

Debemos estudiar si una sal da lugar a un pH ácido, básico o neutro en función de la procedencia de los cationes y aniones en los que se disocia. Por ejemplo, NH_4Cl se disocia en:



NH_4^+ procede del NH_3 (base débil) por lo que su especie conjugada (NH_4^+) sí tendrá la suficiente fuerza como ácido para reaccionar con el agua generando **exceso de iones H_3O^+** :



Cl^- procede del HCl (ácido fuerte) por lo que su especie conjugada (Cl^-) no tendrá la suficiente fuerza como base para reaccionar con el agua

De esta manera, el exceso de iones H_3O^+ aportados modifica el pH de agua (**disolución ácida**).

(Repasad los 4 casos posibles expuestos en “Una Química para todos”)

7) Otras cuestiones de razonamiento

Pueden ser relativas a la fuerza de ácido o bases, grado de disociación, pH, hidrólisis...

TEMA 10. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

¿Cuáles son los conceptos y recomendaciones clave de este tema?

1) Ajuste de una reacción por el método ion electrón

- Debemos tener claro los conceptos básicos referentes a un proceso redox:

Proceso	Agente	Electrones	Número de oxidación
Oxidación	Reductor	Pierde electrones	Aumenta
Reducción	Oxidante	Gana electrones	Disminuye

Proceso
Redox



- **Formulación de reacción.** Existe la posibilidad de que el ejercicio nos proporcione la reacción **nombrada**, por lo que tenemos que tener buen manejo de formulación inorgánica (Tema 1).

- **Aplicación de los números de oxidación.** Así podremos identificar la especie que se oxida y se reduce y plantear las semirreacciones. Dichas especies deberemos disociarlas en sus iones siempre que se requiera. Por ejemplo: $K_2Cr_2O_7$ aparecerá disociado en sus iones K^+ y $Cr_2O_7^{2-}$.

- **Ajuste de las semirreacciones de reducción y oxidación.** Para el ajuste en masa de un medio ácido, ajustaremos con H_2O y H^+ y en medio básico se realizará mediante H_2O y OH^- . Para el ajuste en carga, se suman electrones a la izquierda en la reacción de reducción y a la derecha en la de oxidación de manera que ambas reacciones estén equilibradas. Finalmente, multiplicamos y sumamos las reacciones de manera que quitemos los electrones.

- **Paso de la ecuación iónica a su forma molecular.** Ajustamos la reacción del enunciado aplicando coeficientes estequiométricos (cumpliendo con los requisitos de la ecuación iónica). Comprobamos que la reacción no se ha desajustado al añadir los iones espectadores o por cualquier otra especie. De ser así, realizamos un ajuste final mediante tanteo.

- **Cálculos estequiométricos.** Tras el ajuste de la reacción, es muy probable este tipo de cálculos por lo que tenemos que tener un buen manejo de la estequiometría. (Tema 5)

2) Ejercicios de pilas (celdas electroquímicas)

Los potenciales estándar de reducción (E°) indica la **tendencia que tiene una especie a reducirse**. Se darán por tanto en el orden de reducción (oxidante/reductor).

Recuerda que una pila tiene dos electrodos:

- En el cátodo (polo +) se produce el proceso de reducción y por tanto colocamos la especie con mayor E° , en el orden en que se reduce y con el mismo valor y signo E° .
- En el ánodo (polo -) se produce el proceso de oxidación y por tanto colocamos la especie con menor E° , en el orden en que se oxida y con el valor E° , cambiado de signo.

Es conveniente escribir las semirreacciones de reducción y oxidación que ocurren en la pila así como la reacción global de la pila. La suma de los potenciales de las reacciones nos dará la fuerza electromotriz (f.e.m) o potencial de la pila. Su signo debe ser positivo ya que ello significa que la pila funciona espontáneamente en el sentido indicado por la reacción.

La notación de la pila se representa como: (Proceso de oxidación // proceso de reducción).

3) Ejercicios sobre espontaneidad de reacciones

El ejercicio nos enunciará una hipotética situación para determinar si se produce o no. De esta manera, plantearemos los procesos de oxidación y reducción como el ejercicio nos diga (no como una pila) y si la suma de ambos procesos (E° total) es positiva, implicaría que en la fórmula sobre espontaneidad de oxidorreducción ($\Delta G = -nFE$) daría una energía libre de Gibbs negativo, es decir, proceso espontáneo (se produce la situación que nos enuncian).

4) Problemas de electrólisis

- **Plantearemos las reacciones que ocurren en la celda electrolítica.**

Por ejemplo, una sal fundida de NaCl se disociará en sus iones Na^+ y Cl^-

En el cátodo (polo -) se producirá la reducción del Na^+ a Na

En el ánodo (polo +) se produce la oxidación del Cl^- a Cl_2

De esta manera, al ajustar las reacciones, podremos obtener la estequiometría que relaciona los compuestos entre sí y con los moles de electrones. Cuidado con los casos en los que se produce la electrólisis del agua dentro de la celda electrolítica.

- **Aplicamos la ecuación $Q = I \cdot T$ donde:**

Q= cantidad de corriente (Unidad: C)

I= Intensidad de corriente (Unidad: A)

T= Tiempo (Unidad: s)

- Sabiendo que la **carga que tiene 1 mol de electrones es de 96500 C (1F)** y relacionando estos 3 puntos, podremos calcular la cantidad de corriente que está circulando, la masa del metal que se depositará a partir de la electrólisis de la sal, tiempo, intensidad de corriente...

TEMA 11.

QUÍMICA DEL CARBONO

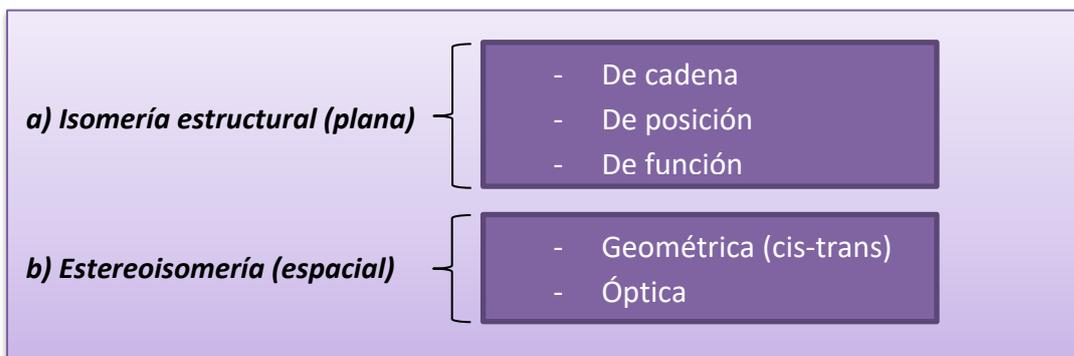
¿Cuáles son los conceptos y recomendaciones clave de este tema?

1) Conceptos básicos:

- **Formulación de compuestos orgánicos.** Es muy posible que para la resolución del ejercicio debamos formular compuestos orgánicos, por lo que tenemos que tener un buen manejo de formulación orgánica y de los grupos funcionales más relevantes (Tema 2).
- **Otros conceptos básicos a tener en cuenta:** Carbono primario, secundario, terciario y cuaternario, hibridación de cada átomo de carbono, fórmula molecular, fórmula empírica, propiedades de los compuestos según enlace, serie homóloga...

2) Isomería

Dos compuestos son isómeros cuando teniendo la misma fórmula molecular, poseen diferente fórmula estructural. Hay diferentes tipos de isomería:



- **Cadena:** Cambiando la estructura de la cadena (por ejemplo, haciendo un radical) podemos obtener un isómero de cadena. Por ejemplo: **butano y metilpropano son isómeros de cadena.**
- **Posición:** Cambiando el grupo funcional de posición podemos obtener un isómero de posición. Por ejemplo: **pentan-1-ol, pentan-2-ol y pentan-3-ol son isómero de posición.**
- **Función:** Cambiando el grupo funcional por otro diferente obtenemos un isómero de función. Recuerda que las funciones interconvertibles entre sí para formar isómeros de función son:

Alcohol ↔ éter cetona ↔ aldehído ácido ↔ éster

- **Geométrica:** Para tener este tipo de isomería, deben cumplir los siguientes requisitos:

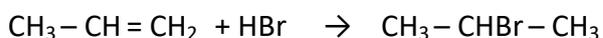
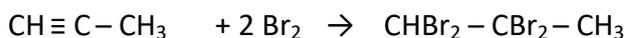
- * Tener enlace doble
- * Cada átomo de carbono tiene que tener sus dos sustituyentes diferentes.
- * En la forma cis- los sustituyentes iguales de cada átomo de carbono del doble enlace se encuentran en la misma región del espacio con respecto al plano, mientras que en la forma trans- se encuentran en distintas regiones del espacio.

Un ejemplo de compuesto con este tipo de isomería es $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$, sin embargo, compuestos como $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$ **no la poseen** ya que un C tiene 2 sustituyentes iguales (2 H).

- **Óptica:** Debe tener un carbono asimétrico, es decir, todos los sustituyentes diferentes
Ejemplo: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$ (el segundo C es asimétrico).

3) Reacciones orgánicas

Uno de los tipos de reacciones más preguntados son las de adición de alquenos o alquinos. Implica una ruptura del enlace múltiple y adición del compuesto con el que reacciona que puede ser H_2 , un halógeno (Cl_2 , F_2 ...), un haluro de Hidrogeno (HCl , HF ...) o con H_2O .



Regla de Markovnikov:
El H va al átomo de C con
más Hidrógenos

También conviene repasar diferentes tipos de reacciones como:

- * **Reacciones de sustitución** en alcanos, benceno, derivados halogenados...
- * **Reacciones de eliminación** en alcoholes, derivados halogenados...
- * **Reacciones de esterificación y reacciones de combustión** (recuerda ajustarla)...
- * **Reacciones de oxidación-reducción...**

Tweets @QUIMICAPAU

Estoy seguro de que ha sido un año más duro que un enlace covalente....Que a estas alturas, estás tan saturad@ que empiezas a precipitar....Que tus ganas de verano tienden a infinito...Por eso creo que merecemos un momento de relax con los tweets de @quimicaPau:



Una Química Para Todos @quimicaPau

A mí no me repliques eh
- Dijo el ADN enfadado



Una Química Para Todos @quimicaPau

$\text{pH} + \text{pOH} =$ La nota de mis sueños para el acceso a la universidad.
Esperemos mantener el pH bien alto.



Una Química Para Todos @quimicaPau

Mis ganas de verano tienden a infinito



Una Química Para Todos @quimicaPau

Si yo no pido mucho....
Solo salud, amor y dos puntos más en la media.



Una Química Para Todos @quimicaPau

Época de hincar los CO₂



Una Química Para Todos @quimicaPau · 20 may.

-¿Te gusta la Química?
+ Sí... ¿y a ti?
-NH²
+ ¿Y eso?
- NO₃⁻ de entenderla



Una Química Para Todos @quimicaPau · 18 may.

El estudiante. El único animal capaz de tropezar dos veces con el mismo ejercicio... y volver a hacerlo mal.



Una Química Para Todos @quimicaPau

En la vida hay 3 clases de personas:
- El que usa factores de conversión
- El que usa proporciones
- El que usa reglas de tres a escondidas

Tweets @QUIMICAPAU



Una Química Para Todos @quimicaPau

Tengo ganas de que llegue ese momento del año donde $0=3...$ ya sabéis, cero estrés.



Una Química Para Todos @quimicaPau

Hola soy tu calculadora. Hemos pasado momentos buenos y otros de syntax error. Cámbiame las pilas si no quieres un infarto para el próximo examen.



Una Química Para Todos @quimicaPau

Si eres estudiante de 2 bachillerato, céntrate en dar lo máximo de ti ahora y motivate pensando en uno de los mejores veranos de tu vida



Una Química Para Todos @quimicaPau

Madurar es aprender a elegir la opción de examen correcta y no arrepentirse a la mitad



Una Química Para Todos @quimicaPau

Yo paso de todas las reglas... Bueno, menos las de la IUPAC para formular. Soy un rebelde, no un loco.



Una Química Para Todos @quimicaPau

Los consejos de mi madre me han ayudado toda mi vida:

- Come bien, abrígate...

- No olvides ajustar la reacción y poner todas las unidades.

- Recuerda que los sólidos y líquidos puros no se reflejan en K_c , $K_p...$ y que dicha constante varía con la temperatura...



Una Química Para Todos @quimicaPau

Este es Protón...

Protón siente ganas de matar conforme se acercan los exámenes de Mayo/Junio... pero Protón siempre se mantiene positivo.

SÉ COMO PROTÓN

Lista de errores a tener en cuenta

Vamos a completar este apartado con todos aquellos errores graves que hayamos cometido, ya que la clave para no recaer en ellos es... ¡¡Anotarlos y repasarlos todos antes del examen!! 😊😊

ERROR	CORRECCIÓN

