QUÍMICA

2º DE BACHILLERATO.

LAVOISIER, PADRE DE LA QUÍMICA.
INTRODUCE LA MEDIDA EN ESTA CIENCIA.
SUYA ES LA LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA.

Juan Fernández
IES AMÉRICO CASTRO

PROLOGO.

En estos apuntes se pretende cubrir toda la química que se imparte realmente en el aula, siguiendo la LOMLOE, planteando situaciones de aprendizaje en cada unidad y atendiendo a las recomendaciones que hacen los ponentes de química de Andalucía de la Universidad Pablo de Olavide de Sevilla, que son los que coordinan las pruebas de acceso a la universidad en Andalucía (tradicionalmente llamadas selectividad). Las llamaremos PAU.

El curso de química, propiamente dicho, comienza en el tema 1, el tema 0 es el repaso de conceptos supuestamente conocidos de años anteriores.

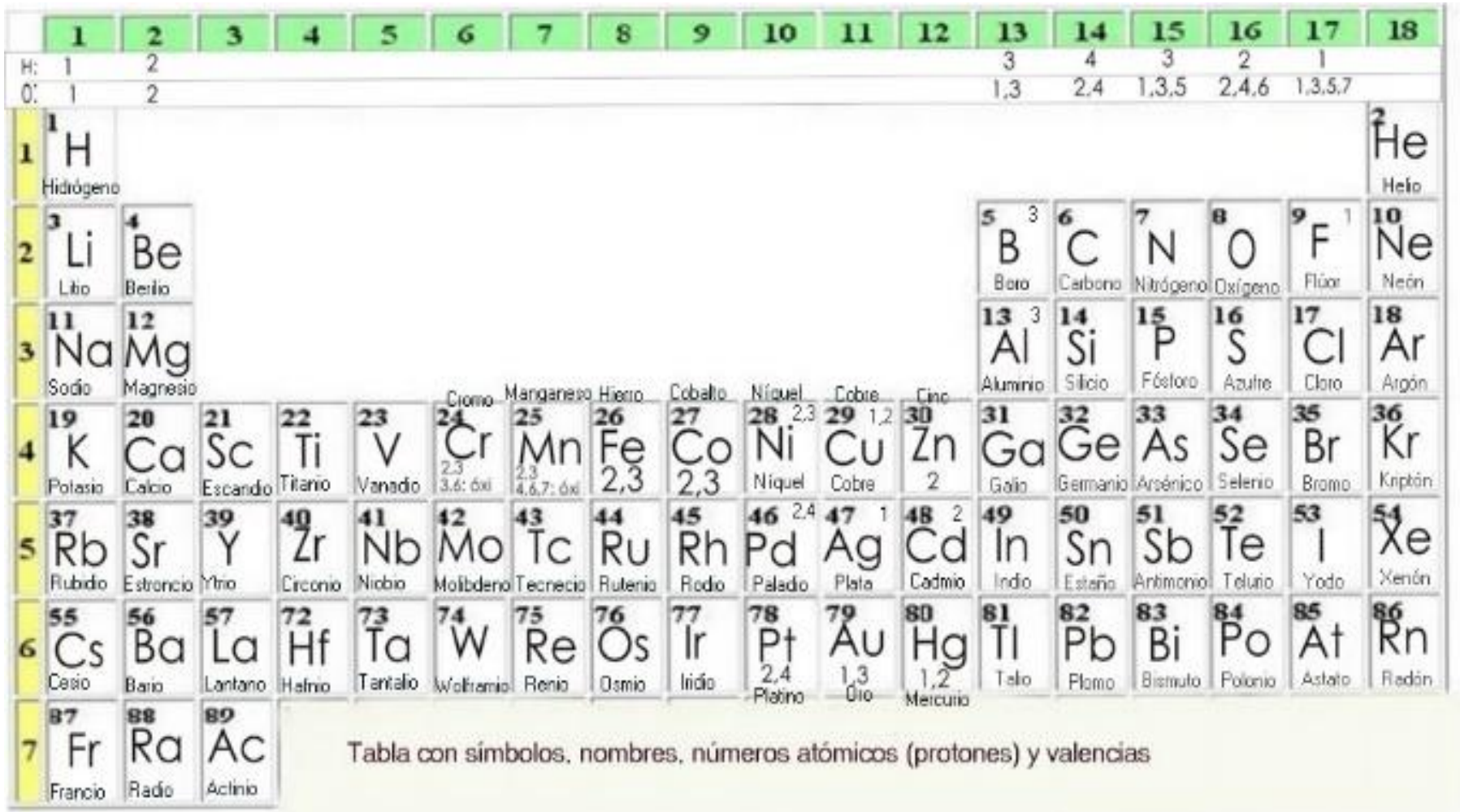
TEMPORALIZACIÓN.

La idea es repasar en septiembre hasta mediados de octubre. Entre octubre y noviembre dar hasta el tema 2. La teoría de enlace en diciembre, para que quede evaluada antes de navidad. En el segundo trimestre se impartiría hasta las redox, pero sin examen, y en el tercero, un poco después de la semana santa, haríamos la prueba de redox y se impartiría la química del carbono, con su correspondiente prueba. Ello proporciona unos días de repaso hasta las PAU.

INDICE

CONTENIDOS	**PÁGINA**
PORTADA	1
PRÓLOGO	2
TEMPORALIZACIÓN	2
ÍNDICE	2
TEMA 0. REPASO. FORMULACIÓN INORGÁNICA (1er trimestre)	3
TEMA 0. REPASO. FORMULACIÓN ORGÁNICA. (1er trimestre)	16
TEMA 0. REPASO BREVE DE LEYES BÁSICAS. ESTEQUIOMETRÍA. (1er trimestre)	28
TEMA 1. ESTRUCTURA INTERNA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS. (1er trimestre)	35
TEMA 2. SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS. (1er trimestre)	49
TEMA 3. TEORÍA DE ENLACE. (1er trimestre)	64
TEMA 4. ENERGÉTICA, CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICOS. (2º trimestre)	87
TEMA 5. REACCIONES ÁCIDO-BASE. (2º trimestre)	122
TEMA 6. REACCIONES REDOX. (3er trimestre)	143
TEMA 7. QUÍMICA DEL CARBONO. (3er trimestre)	163

QUÍMICA 2º - JRL



	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H:	1	2											3	4	3	2	1	
O:	1	2											1,3	2,4	1,3,5	2,4,6	1,3,5,7	
1	1 H Hidrógeno																	2 He Helio
2	3 Li Litio	4 Be Berilio											5 B 3 Boro	6 C Carbono	7 N Nitrógeno	8 O Oxígeno	9 F 1 Flúor	10 Ne Neón
3	11 Na Sodio	12 Mg Magnesio											13 Al 3 Aluminio	14 Si Silicio	15 P Fósforo	16 S Azufre	17 Cl Cloro	18 Ar Argón
4	19 K Potasio	20 Ca Calcio	21 Sc Escandio	22 Ti Titanio	23 V Vanadio	24 Cr Cromo 2,3 3,6: óxi	25 Mn Manganeso 2,3 4,6,7: óxi	26 Fe Hierro 2,3	27 Co Cobalto 2,3	28 Ni Níquel 2,3	29 Cu Cobre 1,2	30 Zn Cinc 2	31 Ga Galio	32 Ge Germanio	33 As Arsénico	34 Se Selenio	35 Br Bromo	36 Kr Kriptón
5	37 Rb Rubidio	38 Sr Estroncio	39 Y Ytrio	40 Zr Circonio	41 Nb Niobio	42 Mo Molibdeno	43 Tc Tecnecio	44 Ru Rutenio	45 Rh Rodio	46 Pd Paladio 2,4	47 Ag Plata 1	48 Cd Cadmio 2	49 In Indio	50 Sn Estaño	51 Sb Antimonio	52 Te Teluro	53 I Yodo	54 Xe Xenón
6	55 Cs Cesio	56 Ba Bario	57 La Lantano	72 Hf Hafnio	73 Ta Tantalio	74 W Wolframio	75 Re Renio	76 Os Osmio	77 Ir Iridio	78 Pt Platino 2,4	79 Au Oro 1,3	80 Hg Mercurio 1,2	81 Tl Talio	82 Pb Plomo	83 Bi Bismuto	84 Po Polonio	85 At Astato	86 Rn Radón
7	87 Fr Francio	88 Ra Radio	89 Ac Actinio															

Tabla con símbolos, nombres, números atómicos (protones) y valencias

TABLA PARA FORMULACIÓN.
HUÉTOR-TÁJAR. __-____-20____

Nombre:_____

DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA

JUNTA DE ANDALUCIA
CONSEJERÍA DE EDUCACIÓN
I.E.S AMÉRICO CASTRO
C/. Eras Bajas, s/n.
Fax: 958 336963 - Telf.: 958 336944/671 535 374
e-mail: averroescastro@telefonica.net
18360 HUÉTOR TÁJAR (Granada)

1. Conceptos básicos.

Nos encontramos en un laboratorio, hay muchos productos, huele raro, por qué existen esas sustancias y no otras, parece que existen fuerzas esotéricas en los átomos…¿por qué en el hidrógeno sólo existe una y en el oxígeno dos?

La valencia, iónica o covalente, representa la posibilidad de un elemento de combinarse con otro, se toma como referencia al hidrógeno al que se le asigna valencia 1. En la tabla anterior, se muestran las principales. Desde un punto de vista burdo sería como el número de ganchos de un elemento, teóricamente representa el número usual de fuerzas cuánticas de que dispone, en condiciones concretas.

El número de oxidación de un elemento es su capacidad para captar o ceder electrones para adquirir estructura de gas noble o una estructura energéticamente más estable, desde el punto de vista mecanocuántico. El número de oxidación viene reflejado en la tabla periódica, que hay que aprenderse de memoria. La valencia o el número de oxidación se intercambian al formular. El número de oxidación de un compuesto es cero, el del O es -2, el del H es +1, el del F es -1, el de los alcalinos es +1, ….El número de oxidación de un ión coincide con su carga.

El catión (+) debe preceder al anión (-). En los compuestos neutros las cargas deben compensarse. Para ver la diferencia entre ambos conceptos podemos ver que la valencia del carbono en los compuestos: CH_4, CH_3Cl, CH_2Cl_2 y CCl_4 es 4, mientras que su número de oxidación es respectivamente: -4, -2, 0 y +4.

En cuanto a las nomenclaturas, vamos a optar por las recomendaciones de la ponencia de química de Andalucía, iremos comentando, en cada caso, las nomenclaturas permitidas. La nomenclatura sistemática usa los prefijos multiplicadores: mono (1), di (2), tri (3), tetra (4), penta (5), hexa, hepta, octa, enea, deca, endeca, dodeca, ...Por ejemplo: Cl_2O_5, se leerá en la nomenclatura sistemática pentaóxido de dicloro (dicloruro de pentaoxígeno). El mono se usa sólo para recalcar la estequiometría, pero es superfluo.

Podemos también expresar el número de oxidación con números romanos entre paréntesis. Por ejemplo, en el caso anterior, óxido de cloro(V).

En la nomenclatura tradicional hay que saber cuántas valencias tiene el elemento:

- →<u>dos valencias</u>: el nombre del compuesto que use la valencia más pequeña terminará en oso, el nombre del compuesto que use la valencia mayor terminará en ico. Por ejemplo, el carbono tiene valencias 2 y 4, formará dos óxidos, CO (óxido carbonoso) y CO_2 (óxido carbónico). Recalcamos que hay que saberla a efectos de distinguir posteriormente el ácido carbonoso y el carbónico, pero en las PEvAU usaremos sólo la nomenclatura de composición, óxido de carbono (II) u óxido de carbono y óxido de carbono(IV) o dióxido de carbono.
- →<u>tres valencias</u>: el nombre del compuesto que use la valencia más pequeña terminará en oso y comenzará en hipo, el nombre del compuesto que use la valencia intermedia terminará en oso y el nombre del compuesto que use la valencia mayor terminará en ico. Por ejemplo, el azufre tiene valencias 2, 4 y 6, formará tres óxidos, SO (óxido hiposulfuroso), SO_2 (óxido sulfuroso) y SO_3 (óxido sulfúrico). Excepción: el manganeso. Tiene tres valencias: 4, 6 y 7, pero se usa oso, ico y per..ico. En las PEvAU sólo usaremos la nomenclatura de composición
- →<u>cuatro valencias</u>: siguiendo los casos anteriores formularemos los óxidos del cloro, Cl_2O (óxido hipocloroso), Cl_2O_3 (óxido cloroso), Cl_2O_5 (óxido clórico) y Cl_2O_7 (óxido perclórico). Repetimos lo de las PEvAU.

2.- Sustancias simples.

Son aquellas constituidas por un sólo elemento. Se usa la nomenclatura sistemática.

Por ejemplo, H_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2, N_2, O_2 (dioxígeno), O_3 (trioxígeno), S_8 (octaazufre), S_6 (hexaazufre) o P_4 (tetrafósforo).

QUÍMICA - JER

3.- Formulación de los hidruros.

Los hidruros son combinaciones binarias, de hidrógeno y otro elemento, el hidrógeno siempre actúa con valencia 1. Los hidruros metálicos se forman al combinarse el hidrógeno con un metal, es decir cuando el elemento es muy electropositivo. En estos casos el hidrógeno actúa con número de oxidación -1. Por ejemplo, SnH_4, tetrahidruro de estaño. Fíjense que se coloca antes el más metálico (posible catión). Los más comunes son de las columnas 1 y 2, aunque existen otros como CrH_2. Los hidruros metálicos se nombran de la siguiente forma:
NaH : hidruro de sodio.
CaH_2: hidruro de calcio (Cuando el número de oxidación es único no se usa).
PH_3: hidruro de fósforo (fosfano).
H_2S: sulfuro de hidrógeno.
HCl: cloruro de hidrógeno, como vemos todos terminan en –uro.
H_2Se: Selenuro de dihidrogeno.

Sus valencias respecto a los grupos representativos (como regla mnemotécnica, sube hasta el 4 y luego, baja al uno, de uno en uno) son:

Número de columna o grupo	0	1	2	13	14	15	16	17	18
Valencia con el hidrógeno	0	1	2	3	4	3	2	1	0

Las demás valencias están en la tabla anterior.

Los elementos de la columnas 13,14, 15, 16 y 17 tienen nombres especiales: borano, alumano, galano, indigano, talano, metano, silano, germano, estannano, plumbano, azano, fosfano, arsano, estibano, bismutano, oxidano,….En el caso de las columnas 16 y 17 se usan muy poco. Podemos optar por la nomenclatura sistemática, por ejemplo, en el caso del metano, tetrahidruro de carbono.

Los hidruros que se forman con los elementos de las columnas 16 y 17 se llaman hidrácidos, cuando están en disolución acuosa, el hidrógeno actúa con número de oxidación +1. Se nombran terminando en –uro. En disolución acuosa se antepone la palabra ácido. Por ejemplo:

HF Fluoruro de hidrógeno ó ácido fluorhídrico (en disolución acuosa).
H_2S Sulfuro de dihidrógeno o ácido sulfhídrico (en disolución acuosa).

Al catión NH_4^+ se le llama ión amonio y actúa como catión monovalente.

4.- Formulación de los óxidos

Son combinaciones binarias entre el oxígeno y otro elemento. El oxígeno siempre actúa con número de oxidación -2 o valencia 2.

Los óxidos metálicos tienen comportamiento básico, por ejemplo FeO, óxido de hierro u óxido de hierro(II).
Como regla mnemotécnica, sus valencias de los grupos representativos, serán estas:

Número de columna	0	1	2	13 B,Al: sólo 3.	14	15	16	17	18
Valencia con O	0	1	2	1,3	2,4	1,3,5	2,4,6	1,3,5,7	0

Las demás se encuentran en la tabla anterior, como en el caso de los hidruros.

QUÍMICA 2º - JFL

Por ello, habremos de conocer las valencias de los metales de transición más significativos, vienen en la tabla periódica del principio. En la primera posición se coloca siempre el más metálico.

Los óxidos de las columnas 1 y 2, se nombran como óxido de (metal). Para el resto de los óxidos se recomienda la nomenclatura sistemática, la tradicional se considera anticuada, pero hay que conocerla para las sales. Algunos ejemplos son:

Cu_2O: óxido de dicobre. Óxido de cobre(I).
V_2O_5: pentaóxido de divanadio.
BaO: óxido de bario.
BaO_2: dióxido de bario. Peróxido de bario
Cr_2O_3: trióxido de dicromo.
O_3Cl_2: dicloruro de trioxígeno.

5.- Formulación de los peróxidos.

Formados por el ión peróxido, O_2^{2-}. El oxígeno tiene aquí número de oxidación -1, el ión peróxido actúa con número de oxidación -2. Los principales peróxidos conocidos son de las columnas 1 y 2. En la nomenclatura tradicional se formulan anteponiendo la palabra peróxido al óxido del que provienen. Por ejemplo:

BaO_2 Dióxido de bario peróxido de bario
H_2O_2 Dióxido de dihidrógeno dioxidano (IUPAC), su nombre usual es agua oxigenada.

6.- Formulación de combinaciones binarias.

Las más comunes provienen de los ácidos hidrácidos, son sales binarias, los grupos que quedan al eliminar todos (o parte) de los hidrógenos actúan con valencia igual al número de hidrógenos que han perdido. Se usan las valencias del hidrógeno para formularlas. Sus compuestos se nombran terminados en -uro. Pueden ser compuestos iónicos. Ejemplos:

CaF_2 difluoruro de calcio fluoruro de calcio.
NaHS Hidrógenosulfuro de sodio (sal binaria ácida).

Existen otras más raras, combinación de no metal-no metal, son sales volátiles, en las cuales no se recomienda la nomenclatura tradicional. Suelen ser compuestos covalentes. Por ejemplo:

BrF_3 Trifluoruro de bromo fluoruro de bromo.
IF_7 Heptafluoruro de yodo fluoruro de yodo(VII). No se deja espacio, entre yodo y (VII).
SiC Carburo de silicio
GaAs Arseniuro de galio

A veces existen elementos autoenlazados, más complicados, como:

KI_3 Triyoduro de potasio.
S_2Cl_2 Dicloruro de diazufre.

En estos casos se usa siempre la sistemática, llamada de composición, con prefijos multiplicadores..

7.- Formulación de los hidróxidos.

El grupo OH^{-1} ,el ión hidróxido (hidroxilo), OH^-, actúa con número de oxidación -1. Se conocen como bases, en la nomenclatura tradicional. Se antepone la palabra hidróxido. En la sistemática se coloca el prefijo delante de la palabra hidróxido. Por ejemplo:

$Fe(OH)_3$ trihidróxido de hierro hidróxido de hierro(III).
$Al(OH)_3$ trihidróxido de aluminio hidróxido de aluminio.
NH_4OH hidróxido de amonio.

QUÍMICA 2º - JFL

8.- Oxoácidos.

Recordamos que existían dos tipos de ácidos:
Hidrácidos, no contienen oxígeno y son hidruros en disolución acuosa.
Oxoácidos, contienen oxígeno y derivan de los óxidos.

Acido es toda sustancia que contiene H sustituibles total o parcialmente por metales, dando sales. El hidrógeno en las fórmulas de los ácidos se escribe siempre en primer lugar.

Para construir los oxoácidos, se añade 1 H_2O (prefijo meta) al óxido del cual proceden. En la nomenclatura tradicional, se nombran igual que los óxidos, pero poniendo ácido en vez de óxido. La suma de los números de oxidación debe dar cero en todo compuesto, no ocurre lo mismo en los iones, ya sean cationes o aniones. Por ejemplo, sin nos dicen que nombremos el H_2SO_2, vemos que en el oxígeno tenemos -4, en el hidrógeno +2, luego el azufre está actuando con +2, para que la suma sea cero. Si el azufre actúa con +2, es el hipo….oso, será el ácido hiposulfuroso, que formará hiposulfitos.

Existen ácidos polihidratados, en este caso se puede sumar 2 H_2O (prefijo piro o di) y tres H_2O (prefijo orto), si la columna es impar. Si la columna es par, el prefijo orto indica 2 aguas y el piro, indica dos óxidos más un agua.

También existen ácidos polimerizados, los prefijos di, tri, tetra, indican el grado de polimerización del ácido, se formulan sumando tantas moléculas de ácido como indique el prefijo y restando un número menos de moléculas de agua.

Los prefijos di indican que la molécula central es doble, tri que es triple y así sucesivamente. Por ejemplo, el ácido sulfúrico: H_2SO_4, el ácido disulfúrico $H_2S_2O_7$, el ácido trisulfúrico $H_2S_3O_{10}$.
Otro ejemplo sería:
Ácido trifosfórico: 3 H_3PO_4 - 2 H_2O=$H_5P_3O_{10}$.

La ponencia de química sólo usará los nombres tradicionales de los ácidos, pero admite los que se muestran en la tabla siguiente, como ejemplo:
Respecto a los ácidos de los elementos de transición y otras excepciones, vamos a verlas con detalle:

Fórmula	**Nombre tradicional**	**Nombre de adición**	**Nombre de hidrógeno**
HBrO	Ácido hipobromoso	Hidroxidobromo	Hidrogeno(oxidobromato)
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	Dihidroxidooxidoazufre	Dihidrogeno(trioxidosulfato)
$H_4P_2O_7$	Acido difosforico	Tetrahidroxidotrioxidodifosforo	Tetrahidrogeno(heptaoxidodifosfato)

En el caso de la columna 4, se puede aceptar que el titanio sólo puede actuar con valencia 3 y 4, y el circonio con valencia 4 sólamente y usualmente como metal.

En el caso de la columna 5 sólo se conocen los ácidos: HVO_3 (metavanádico, valencia 5), H_3VO_4 (ortovanádico), $H_3V_3O_9$ (trivanádico), $H_8Nb_6O_{19}$ (hexanióbico) y $H_8Ta_6O_{19}$ (hexatantálico).

En el caso de la columna 6, tenemos al cromo, molibdeno y wolframio, que se puede considerar que actúan con valencia 3,6 en la formación de ácidos, cromitos, cromatos, molibdatos y wolframatos.

En el caso de la columna 7, teníamos que el manganeso actuaba con valencias 4, 6 y 7, nombrándose la última como per____ato, al igual que en el caso del tecnecio y el renio, pero en el renio se nombra al revés, los perrenatos son con valencia 6.

QUÍMICA 2º - IES

En la columna 8, sólo tenemos el Fe, Co, Ni que actúan con 2,3 y el platino y el paladio que actúan con valencias 2, 4.

Algunos ácidos aceptados por la IUPAC, famosos o raros con nombres tradicionales son:HCN: ácido cianhídrico (cianuros), HCNO: ácido ciánico (cianatos), son orgánicos.

Cuando el fósforo actúa con valencia 1, sólo existe la forma orto. Los hidrógenos que puede perder el P cuando actúa con valencia uno son todos menos 2, cuando actúa con valencia tres, son todos menos uno.

En el caso de los ácidos siempre sumaremos un agua, excepto en los siguientes ácidos: **boro, silicio, fósforo, arsénico y antimonio**, la forma normal es orto. De estos ácidos se formarán las sales pertinentes: boratos, silicatos, fosfatos, arsenatos y antimonatos. Nos preguntarán por el ácido bórico y tendremos que poner el ortobórico, como excepciones a la regla de sumar un agua. Esto es, responderemos así, sólo en estos cinco casos:

- **Ácido bórico**: $B_2O_3 + 3\ H_2O$: H_3BO_3. Respondemos **H_3BO_3.**
- **H_3BO_3**.: respondemos: **ácido bórico o trihidrogeno(trioxidoborato) o trihidroxidoboro**.

Insertamos una tabla con la nomenclatura actual para las PAU, no se admite la nomenclatura de Stock:

Fórmula	Nomenclatura de Stock	IUPAC, recomendaciones del 2005 ACEPTADA POR LA PONENCIA		
		Nombre tradicional	Nombre de adición	Nombre de hidrógeno
HBrO	Ácido oxobrómico(I) Oxobromato(I) de hidrógeno	Ácido hipobromoso	Hidroxidobromo Br(OH)	Hidrogeno(oxidobromato)
HIO_3	Ácido trioxoiódico(V) Trioxidoyodato(V) de hidrógeno	Ácido iódico/yódico	Hidroxidodioxidoyodo $IO_2(OH)$	Hidrogeno(trioxidoyodato)
$HClO_2$	Ácido dioxoclórico(III) Dioxoclorato(III) hidrógeno	Ácido cloroso	hidroxidooxidocloro $ClO(OH)$	Hidrogeno(dioxidoclorato)
HNO_2	Ácido dioxonítrico(III) Dioxonitrato(III) de hidrógeno	Ácido nitroso	Hidroxidooxidonitrógeno $NO(OH)$	Hidrogeno(dioxidonitrato)
$HClO_4$	Ácido tetraoxoxlórico(VII) Tetraoxoclorato(VII) de hidrógeno	Ácido perclórico	hidroxidotrioxidocloro $ClO_3(OH)$	Hidrogeno(tetraoxidoclorato)
H_2SO_3	Ácido trioxosulfúrico(IV) Trioxosulfato(IV) de hidrógeno	Ácido sulfuroso	Dihidroxidooxidoazufre $SO(OH)_2$	dihidrogeno(trioxidosulfato)
H_3PO_4	Ácido tetraoxofosfórico(V) Tetraoxofosfato(V) de hidrógeno	Ácido fosfórico	Trihidroxidooxidofosforo $PO(OH)_3$	Trihidrogeno(tetraoxidofosfato)
H_4SiO_4	Ácido tetraoxosilícico Tetraoxosilicato de hidrógeno	Ácido silícico	Tetrahidroxidosilicio $Si(OH)_4$	Tetrahidrogeno(tetraoxidosilicato)
H_2CrO_4	Ácido tetraoxocrómico(VI) Tetraoxocromato(VI) de hidrógeno	Ácido crómico	dihidroxidodioxidocromo $CrO_2(OH)_2$	Dihidrogeno(tetraoxidocromato)

9.- Sales de los oxoácidos (oxosales).

Proceden de sustituir total o parcialmente los H de los ácidos por metales, de ahí que puedan ser neutras o ácidas. Sólo nos limitaremos a estos dos tipos.

Comencemos por las sales neutras; provienen de la sustitución total de los H. Por ejemplo, sea el HNO_3, esto es el ácido nítrico o hidroxidodioxidonitrogeno. Al descomponerse queda un catión H^+ y un anión NO^-_3, con lo cual el anión podrá ligarse a otro catión metálico como la plata, por ejemplo, Ag^+. Se forma una sal, $AgNO_3$, llamada nitrato de plata o trióxidonitrato de plata.

Las sales actualmente se nombran de la siguiente forma, se desecha la nomenclatura de Stock en las PAU:

Fórmula	Nomenclatura de Stock	IUPAC, recomendaciones del 2005 ACEPTADA POR LA PONENCIA			Nombre antiguo incorrecto
		Nombre tradicional	Nomenclatura de composición o sistemática estequiométrica	Nomenclatura de adición	
K_2CO_3	Trioxocarbonato(IV) de potasio	Carbonato de potasio	Trioxidocarbonato de dipotasio	Trioxidocarbonato(2-) de potasio	Carbonato potásico
$NaNO_2$	Dioxonitrato(III) de sodio	Nitrito de sodio	Dioxidonitrato de sodio	Dioxidonitrato(1-) de sodio	
$Ca(NO_3)_2$	Trioxonitrato(V) de calcio	Nitrato de calcio	Bis(trioxidonitrato) de calcio	Trioxidonitrato(1-) de calcio	
$AlPO_4$	Tetraoxofosfato(V) de aluminio	Fosfato de aluminio	Tetraoxidofosfato de aluminio	Tetraoxidofosfato(3-) de aluminio	
Na_2SO_3	Trioxosulfato(IV) de sodio	Sulfito de sodio	Trioxidosulfato de disodio	Trioxidosulfato(2-) de sodio	
$Fe_2(SO_4)_3$	Tetraoxosulfato(VI) de hierro(III)	Sulfato de hierro(III) (*)	Tris(tetraoxidosulfato) de dihierro	Tetraoxidosulfato(2-) de hierro(3+)	Sulfato férrico
$NaClO$	Oxoclorato(I) de sodio	Hipoclorito de sodio	Oxidoclorato de sodio	Clorurooxigenato(1-) de sodio Oxidoclorato(1-) de sodio	
$Ca(ClO_2)_2$	Dioxoclorato(III) de calcio	Clorito de calcio	Bis(dioxidoclorato) de calcio	Dioxidoclorato(1-) de calcio	
$Ba(IO_3)_2$	Trioxoyodato(V) de bario	Yodato de bario	Bis(trioxidoyodato) de bario	Trioxidoyodato(1-) de bario	
KIO_4	Tetraoxoyodato(VII) de potasio	Peryodato de potasio	Tetraoxidoyodato de potasio	Tetraoxidoyodato(1-) de potasio	
$CuCrO_4$	Tetraoxocromato(VI) de cobre(II)	Cromato de cobre(II) (**)	Tetraoxidocromato de cobre	Tetraoxidocromato(2-) de cobre(2+)	Cromato cúprico
$K_2Cr_2O_7$	Heptaoxodicromato(VI) de potasio	Dicromato de potasio	Heptaoxidodicromato de dipotasio	μ-oxidobis(trioxidocromato)(2-) de potasio	
$Ca(MnO_4)_2$	Tetraoxomanganato(VII) de calcio	Permanganato de calcio	Bis(tetraoxidomanganato) de calcio	Tetraoxidomanganato(1-) de calcio	
$KHCO_3$	Hidrogenotrioxocarbonato(IV) de potasio	Hidrógenocarbonato de potasio	Hidrogeno(trioxidocarbonato) de potasio	Hidroxidodioxidocarbonato(1-) de potasio	Bicarbonato de potasio
$Ba(H_2PO_4)_2$	Dihidrogenotetraoxofosfato(V) de bario	Dihidrógenofosfato de bario	Bis[dihidrogeno(tetraoxidofosfato)] de bario	Dihidroxidodioxidofosfato(1-) de bario	Dibifosfato de bario
Na_2HPO_4	Hidrogenotetraoxofosfato(V) de sodio	Monohidrógenofosfato de sodio	Hidrogeno(tetraoxidofosfato) de disodio	Hidroxidotrioxidofosfato(2-) de sodio	Bifosfato de sodio

Las sales ácidas resultan de la sustitución parcial de los átomos de hidrógeno, los hidrógenos sustituidos vienen indicados por prefijos: mono (uno), di (dos), tri (tres), ...Se nombran colocando el número de hidrógenos que hay en la fórmula, como podemos comprobar en la tabla superior.

Por ejemplo:

Hidrógenocarbonato de calcio: procede del ácido carbónico que ha perdido uno de los hidrógenos y por tanto el HCO_3 actúa con valencia 1, el calcio actúa con valencia 2, por ello:

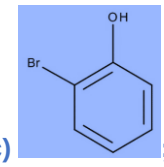
$Ca(HCO_3)_2$.

NaH_2PO_4: Dihidrógenofosfato de sodio

EJERCICIOS DE FORMULACIÓN PAU 2025.

JUNIO 2025

4A. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) But-3-en-1-ol; **b)** $(CH_3)_3N$; **c)** *o*-Bromofenol; **d)** $CH_2=CHCH_2CH_3$

a) $CH_2OHCH_2CH=CH_2$; b) Trimetilamina o N,N-dimetilmetanamina; c) 

; d) But-1-eno

5C. a) Sulfuro de plomo(II): PbS; b) Óxido de plomo(II): PbO ; c) $PbCO_3$: Carbonato de plomo(II);

d) $PbSO_4$.: Sulfato de plomo(II).

JULIO 2025

4A. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a)CH_3-CH_2-O-CH_3; b)CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CHO; c) Etanamina; d)Penta-1,3-dieno.
a) Metoxietano; b) 3-Metilbutanal; c) CH_3-CH_2NH_2 ; d) CH_2=CH-CH=CH-CH_3

5C. a) Hidrógenocarbonato de sodio: $NaHCO_3$; b) Fosfato de sodio: Na_3PO_4 ; c) CO_2: Dióxido de carbono;

d) H_2SO_4.: Ácido sulfúrico.

EJERCICIOS DE FORMULACIÓN PAU 2024.

JUNIO 2024

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Sulfuro de hidrógeno; **b)** Perclorato de cromo(III); **c)** Ácido hidroxietanoico; **d)** $Co(OH)_3$; **e)** HIO;
f) $CH_3CH(CH_3)CH(CH_3)CH_2CH_3$
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Peróxido de estroncio; **b)** Nitrato de magnesio; **c)** 1,2-diclorobenceno; **d)** PbF_2; **e)** $Cu(BrO_2)_2$; **f)** CH_3NHCH_3

JULIO 2024

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Sulfuro de plomo(II); **b)** Hidróxido de berilio; **c)** Etanoato de metilo; **d)** TiF_4; **e)** $Ni_3(PO_4)_2$; **f)** $CH_3CH_2CH_2NH_2$
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Peróxido de hidrógeno; **b)** Arsenato de hierro(III); **c)** 2,2,4-trimetilpentano; **d)** O_3I_2; **e)** $Cr(OH)_3$; **f)** CH_3CH_2CHO

SUPLENTE 1

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Fluoruro de estroncio; **b)** Sulfito de amonio; **c)** But-3-en-1-ol; **d)** Mn_2O_7; **e)** $HClO_2$; **f)** $(CH_3)_3N$
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Óxido de plomo(II); **b)** Ácido bórico; **c)** *o*-Bromofenol; **d)** K_2O_2; **e)** $Mg(HSO_4)_2$; **f)** $CH_3CH_2OCH_2CH_3$

QUÍMICA 2º - JFL

SUPLENTE 2

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Óxido de platino(IV); **b)** Perclorato de potasio; **c)** Nitrobenceno; **d)** HIO_3; **e)** $HgSO_3$; **f)** $CH_3COCH_2CH_2CH_3$
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Hidróxido de cesio; **b)** Permanganato de litio; **c)** Etanamida; **d)** $(NH_4)_2S$; **e)** PH_3; **f)** $CH_2{=}CHCH_2CH{=}CH_2$

SUPLENTE 3

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Hidróxido de vanadio(V); **b)** Bromato de aluminio; **c)** Etilbenceno; **d)** CuH_2; **e)** H_3AsO_3; **f)** $HOOCCH_2COOH$
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Óxido de aluminio; **b)** Ácido cloroso; **c)** But-2-ino; **d)** $Sn(OH)_2$; **e)** $Ba(MnO_4)_2$; **f)** $CH_3CH_2CONH_2$

SUPLENTE 4

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Óxido de molibdeno(IV); **b)** Sulfato de manganeso(II); **c)** Penta-1,3-dieno; **d)** $Al(OH)_3$; **e)** $HClO_4$;
f) $CH_3CHOHCOOH$
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Fluoruro de plata; **b)** Ácido nitroso; **c)** *p*-metilfenol; **d)** O_7Cl_2; **e)** $Ca(HCO_3)_2$; **f)** $CH_3OCH_2CH_3$

EJERCICIOS DE FORMULACIÓN PAU 2023.

JUNIO 2023
A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Óxido de manganeso(VII); **b)** Dicromato de potasio; **c)** Hexa-1,4-dieno; **d)** $Cd(OH)_2$; **e)** H_3AsO_4;
f) $CH_2OHCHOHCH_2CH_2OH$
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Selenuro de plata; **b)** Ácido clórico; **c)** 1,3,5-Trimetilbenceno; **d)** Li_2O_2; **e)** $NaHSO_3$;
f) $CH_3OCH_2CH_2CH_3$

JULIO 2023
A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Óxido de vanadio(V); **b)** Hidruro de plomo(IV); **c)** *N,N*-dimetiletanamina; **d)** $Co(OH)_2$; **e)** $Sn(ClO_3)_2$;
f) $CH_3CH_2CHOHCOOH$
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Peróxido de rubidio; **b)** Hidrogenocarbonato de sodio; **c)** Ciclohexanona; **d)** O_3Cl_2; **e)** H_2SO_3; **f)** $HCOOCH_2CH_3$

SUPLENTE 1
A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Peróxido de sodio; **b)** Sulfuro de amonio; **c)** *p*-Metilfenol; **d)** H_2TeO_4; **e)** $KClO_4$;
f) $(CH_3)_2CHCOCH_2CH_3$
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Hidróxido de hierro(III); **b)** Ácido nitroso; **c)** Butanamida; **d)** Sb_2O_3; **e)** CaH_2;
f) $CH_3CH_2COOCH_2CH_2CH_3$

SUPLENTE 2
A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) a) Telururo de hidrógeno; **b)** Sulfato de amonio; **c)** Ácido benzoico; **d)** CrO_3; **e)** AgOH; **f)** $(CH_3)_3N$
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) Peróxido de bario; **b)** Bromuro de calcio; **c)** Propanodial; **d)** ZnH_2; **e)** $HClO_4$; **f)** $CH_3CH_2CONH_2$

QUÍMICA 2º - JFL

SUPLENTE 3

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Sulfuro de aluminio; **b)** Ácido peryódico; **c)** Etanoato de propilo; **d)** CaO_2; **e)** $Hg(ClO)_2$; **f)** $CHCl_3$

A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Hidruro de estroncio; **b)** Hidróxido de bario; **c)** 1,1,2-Trimetilciclohexano; **d)** MoO_3; **e)** $HClO_3$; **f)** $(CH_3)_3CCOOH$

SUPLENTE 4

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Hidróxido de plomo(IV); **b)** Nitrato de calcio; **c)** 2,2,3-Trimetilhexano; **d)** $AlCl_3$; **e)** H_2SeO_4; **f)** $CH_2OHCHOHCH_2OH$

A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Dióxido de titanio; **b)** Ácido hipobromoso; **c)** Fenilamina; **d)** AuH_3; **e)** $NaMnO_4$; **f)** $(CH_3)_2CHOCH_2CH_3$

EJERCICIOS DE FORMULACIÓN PAU 2022.

JUNIO 2021

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Bromato de aluminio; **b)** Sulfuro de antimonio(V); **c)** 1,1-Dicloro-2-metilciclohexano; **d)** PtO_2; **e)** $Cr(OH)_3$; **f)** CH_3NO_2

A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Nitrato de hierro(III); **b)** Hidróxido de estaño(IV); **c)** Tricloroetanamida; **d)** $CaCl_2$; **e)** $HClO_3$; **f)** $CH_3CH_2CH_2COOCH_2CH_3$

JULIO 2021

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Peróxido de estroncio; **b)** Hidrogenosulfito de mercurio(II); **c)** Ciclopropano; **d)** KNO_3; **e)** $V(OH)_5$; **f)** $(CH_3)_2CHCH_2CHO$

A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Ácido perclórico; **b)** Dihidruro de plomo; **c)** 2-Nitropropeno; **d)** $Ba(ClO)_2$; **e)** PtO; **f)** $CH_3CH(OH)CH(OH)COOH$

SUPLENTE 1

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Hidróxido de vanadio(V); **b)** Cromato de oro(III); **c)** Benzoato de metilo; **d)** Na_2CO_3; **e)** CoH_2; **f)** $CH_3CH_2CH_2CH(CH_3)CH_2OH$

A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Ácido nítrico; **b)** Hidróxido de plomo(II); **c)** 2-Cloropropanal; **d)** Al_2O_3; **e)** Au_2S; **f)** CH_3OCH_3

SUPLENTE 2

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Selenuro de hidrógeno; **b)** Óxido de estaño(IV); **c)** Pentan-2-ona; **d)** $HClO_4$; **e)** $CaCO_3$; **f)** $CH_2OHCH(CH_3)_2$

A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Hexafluoruro de azufre; **b)** Hidrogenofosfato de potasio; **c)** Hexan-2-amina; **d)** $HBrO$; **e)** TiO_2; **f)** $CH_2{=}CHCH_2CONH_2$

SUPLENTE 3

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Sulfuro de manganeso(III); **b)** Fosfato de aluminio; **c)** 1,2-Diclorobenceno; **d)** CrO_3; **e)** MgH_2; **f)** $CH_3CH_2COOCH_3$

A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Hidróxido de cobalto(II); **b)** Hidrogenocarbonato de magnesio; **c)** Metilbenceno; **d)** MoO_3; **e)** Ni_2Se_3; **f)** $CH_2OHCH_2CH_2COOH$

QUÍMICA 2º - JFL

SUPLENTE 4

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Bromuro de magnesio; **b)** Hipoyodito de calcio; **c)** Ciclobuteno; **d)** NaH; **e)** $Ba(MnO_4)_2$; **f)** CH_2FCH_2COOH

A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Dicromato de plata; **b)** Hidróxido de hierro(II); **c)** Ácido propanodioico; **d)** HNO_2; **e)** Li_2O; **f)** $CH_2BrCH_2CHBrCH_2Br$

EJERCICIOS DE FORMULACIÓN PAU 2021.

JUNIO 2021

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a)Tricloruro de cromo; **b)** Carbonato de bario; **c)** Óxido de vanadio(V); **d)** PbH_4; **e)** $Fe_3(PO_4)_2$; **f)** HNO_3

A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a)Bromato de potasio; **b)** Hidróxido de aluminio; **c)** 4-Metilfenol; **d)** H_2SO_3; **e)** TiO_2; **f)** $(CH_3)_2CHCH_2CHO$

JULIO 2021

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a)Peróxido de mercurio(II); **b)** Hidruro de litio; **c)** Hidrogenocarbonato de bario; **d)** $HBrO_4$; **e)** $Cd(OH)_2$; **f)** $Ca_3(PO_4)_2$

A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a)Hidróxido de platino(IV); **b)** Ácido peryódico; **c)** 3-Etil-3-metilpent-1-ino; **d)** P_2O_5; **e)** $Fe(HSO_4)_2$; **f)** $(CH_3)_3CCONH_2$

SUPLENTE 1

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Ácido hipocloroso; **b)** Sulfuro de cadmio; **c)** Permanganato de potasio; **d)** Ag_2O; **e)** $Al(OH)_3$; **f)** $PbCrO_4$ **A2.** Formule o nombre los siguientes compuestos**:**

a) Nitrito de sodio; **b)** Hidróxido de cobalto(II); **c)** Metanol; **d)** KBr; **e)** H_3BO_3; **f)** $CH_3CH_2CH_2COOH$

SUPLENTE 2

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Pentacloruro de fósforo; **b)** Peróxido de calcio; **c)** Yodato de mercurio(II); **d)** Fe_2O_3; **e)** NiH_2; **f)** NH_4Br **A2.** Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Ácido cloroso; **b)** Dihidrogenofosfato de sodio; **c)** Nitrobenceno; **d)** PbO; **e)** CaS; **f)** $CH_2=CBrCH_2CH_2CH_3$

SUPLENTE 3

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Sulfuro de hidrógeno; **b)** Dióxido de estaño; **c)** Nitrato de cobre(II); **d)** HBrO; **e)** Ag_2CrO_4; **f)** $Fe(OH)_3$ **A2.** Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Tetracloruro de carbono; **b)** Hidrogenosulfato de sodio; **c)** Octan-2-ol; **d)** H_3PO_4; **e)** As_2O_5; **f)** $CH_2=CHCH(CH_3)_2$

SUPLENTE 4

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Hidróxido de amonio; **b)** Clorato de potasio; **c)** Óxido de cinc; **d)** $MgSO_4$; **e)** AsH_3; **f)** $SnBr_4$ **A2.** Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Ácido sulfuroso; **b)** Hidróxido de cobre(II); **c)** 3,3-Dimetilciclopenteno; **d)** Mn_2O_7; **e)** CoS; **f)** CH_2FCOOH

QUÍMICA 2º - JFL

EJERCICIOS DE FORMULACIÓN PAU 2020.

JUNIO 2020

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Sulfito de potasio; **b)** Peróxido de sodio; **c)** Ácido cloroso; **d)** $BaCO_3$; **e)** SO_2; f) $Sr(OH)_2$.
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Pentafluoruro de antimonio; **b)** Fosfato de calcio; **c)** Ácido butanodioico; **d)** ZnH_2; e) Au_2O_3; f) CH_3CH_2CHO.

JULIO 2020

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Hidrogenocarbonato de plata; **b)** Hidróxido de cobre(I); **c)** bromuro de cesio; **d)** HNO_2; **e)** PH_3; **f)** SiO_2.
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Nitrato de manganeso(II); **b)** Dihidruro de estroncio; **c)** Pent-4-en-2-ol; **d)** PbO; **e)** CaS; **f)** $CH_3CH_2CONH_2$.

SUPLENTE 1

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Bromuro de hidrógeno**; b)** Óxido de plomo(IV); **c)** Hidruro de bario; **d)** V_2O_5; e) $CaHPO_4$; f) H_2SO_3.
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Permanganato de bario; **b)** Hidróxido de cesio; **c)** Pent-2-ino; **d)** Hg_2SO_4; **e)** $CoBr_2$; f) $CH_3CH_2CH_2OCH_3$.

SUPLENTE 2

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Cromato de plata; **b)** Dióxido de estaño; **c)** Acido nitroso; **d)** $CaBr_2$; **e)** $Zn(OH)_2$; f) Na_2SO_3.
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Nitruro de aluminio; **b)** Ácido hipocloroso; **c)** Buta-1,3-dieno; **d)** K_2O_2; **e)** $Ca(BrO_3)_2$; f) $CH_3CH_2COCH_3$.

SUPLENTE 3

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Peróxido de hidrógeno; **b)** Hidrogenosulfito de sodio; **c)** Hidruro de boro; **d)** AgBr; **e)** $Au(OH)_3$; **f)** $Ca(NO_2)_2$.
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Pentafluoruro de fósforo; **b)** Hidróxido de níquel(II); **c)** Propanoato de etilo; **d)** $PbCrO_4$; **e)** FeH_3; **f)** CH_3COOH.

SUPLENTE 4

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Peróxido de rubidio; **b)** Hidrogenofosfato de calcio; **c)** Hidróxido de plata; **d)** SrH_2; e) $KClO_3$; f) NiO
A2. Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Sulfuro de cobre(I); **b)** Dióxido de azufre; **c)** 2-Hidroxipropanal; **d)** H_3AsO_3; **e)** PtO_2; f) CH_3CONH_2.

QUÍMICA 2º - JFL

Ahora que hemos visto varios casos prácticos, proponemos unos ejercicios.

EJERCICIOS DE FORMULACIÓN INORGÁNICA.

Formula o nombra los siguientes compuestos:

1.- Cloruro de nitrógeno(III):	2.-$Mg_2P_2O_7$:
3.- Hidróxido de calcio:	4.-$(NH_4)_2Cr_2O_7$:
5.- Peróxido de litio:	6.-H_2SO_2:
7.- Sulfuro de sodio:	8.-BaO_2:
9.- Hidróxido de plomo(II):	10.- Ag_2CrO_4:
11.- Ácido mangánico:	12.- NH_4NO_3:
13.- Sulfuro de hierro(III):	14.- $Pb_3(PO_4)_2$:
15.- Anión sulfito:	16.- As_2Se_5:
17.- Bromuro de fósforo (III):	18.- NiB:
19.- Catión mercurio(II):	20.- HBr:
21.- Ácido nítrico:	22.- ZrO_2:
23.- Dihidrógenofosfito de sodio:	24.- HCN:
25.- Fosfano:	26.- $LiHSO_4$:
27.- Hipobromito de mercurio(II):	28.- $Na_2S_2O_5$:
29.- Ácido fosfórico:	30.- GeH_4:
31.- Ácido bromhídrico:	32.- La_2O_3:
33.- Permanganato de calcio:	34.- $HgCl_2$:
35.- Peróxido de potasio:	36.- GaAs:
37.- Hidróxido de plata:	38.- Sc_2O_3:
39.- Óxido de estaño (IV):	40.- NH_4ClO_2:
41.- Perclorato de potasio:	42.- $NaMnO_4$:
43.- Ácido sulfúrico:	44.- $NaHCO_3$:
45.- Yodato de cobre(II):	46.- H_2CrO_4:
47.- Dihidruro de cobre:	48.- $Fe_2(SO_4)_3$:
49.- Sulfato de hierro(III):	50.- $Cu(OH)_2$:
51.- Ácido hipoyodoso:	52.- $AgBO_2$:
53.- Antimonato de hierro(III):	54.- NaOH:
55.- Ácido permangánico:	56.- $CrBr_3$:
57.- Ácido crómico:	58.- CaO:
59.- Ácido dicrómico:	60.- FeI_3:
61.- Ácido silícico:	62.- $H_4V_2O_7$:
63.- Ácido bórico:	64.- $CdCr_2O_7$:
65.- Hidruro de estroncio:	66.- $In(OH)_3$:
67.- Fosfuro de boro:	68.- Ni_3O_4:
69.- Perclorato de amonio:	70.- $Au(CN)_3$:
71.- Sulfuro de vanadio(V):	72.- $Zr(OH)_4$:
73.- Hidrógenocarbonato de rubidio:	74.- $Ag_4As_2O_5$:
75.- Cromato de cadmio:	76.- Tc_2O_7:
77.- Manganito de potasio:	78.- HBO_2:
79.- Cloruro de hidrógeno:	80.- $H_5P_3O_{10}$:

QUIMICA 2º - JFL

TEMA 0. FORMULACIÓN ORGÁNICA.

1. Conceptos básicos.

El carbono siempre actúa con valencia 4, los compuestos se llaman hidrocarburos.

Los hidrocarburos están constituidos sólo por C e H. Se clasifican en acíclicos, cíclicos y aromáticos (derivados del benceno o ciclohexatrieno). Los carbonos se clasifican en primarios si van unidos a un único carbono, secundarios si van unidos a dos, terciarios si van unidos a tres y cuaternarios si van unidos a cuatro. Seguiremos en lo posible las indicaciones de la ponencia de química de Andalucía.

2. Alcanos, hidrocarburos lineales sin ramificar (acíclicos)

Los primeros de este grupo funcional son los siguientes, todos terminan en ano.

Carbonos	Nombre	Fórmula	Carbonos	Nombre	Fórmula
1	Metano	CH_4	14	Tetradecano	CH_3-$(CH_2)_{12}$-CH_3
2	Etano	CH_3-CH_3	15	Pentadecano	CH_3-$(CH_2)_{13}$-CH_3
3	Propano	CH_3-CH_2-CH_3	16	Hexadecano	CH_3-$(CH_2)_{14}$-CH_3
4	Butano	CH_3-$(CH_2)_2$-CH_3	17	Heptadecano	CH_3-$(CH_2)_{15}$-CH_3
5	Pentano	CH_3-$(CH_2)_3$-CH_3	18	Octadecano	CH_3-$(CH_2)_{16}$-CH_3
6	Hexano	CH_3-$(CH_2)_4$-CH_3	19	Nonadecano	CH_3-$(CH_2)_{17}$-CH_3
7	Heptano	CH_3-$(CH_2)_5$-CH_3	20	Eicosano	CH_3-$(CH_2)_{18}$-CH_3
8	Octano	CH_3-$(CH_2)_6$-CH_3	21	Heneicosano	CH_3-$(CH_2)_{19}$-CH_3
9	Nonano	CH_3-$(CH_2)_7$-CH_3	22	Docosano	CH_3-$(CH_2)_{20}$-CH_3
10	Decano	CH_3-$(CH_2)_8$-CH_3	23	Tricosano	CH_3-$(CH_2)_{21}$-CH_3
11	Undecano	CH_3-$(CH_2)_9$-CH_3	24	Tetracosano	CH_3-$(CH_2)_{22}$-CH_3
12	Dodecano	CH_3-$(CH_2)_{10}$-CH_3	30	Triacontano	CH_3-$(CH_2)_{28}$-CH_3
13	Tridecano	CH_3-$(CH_2)_{11}$-CH_3	40	Tetracontano	CH_3-$(CH_2)_{38}$-CH_3

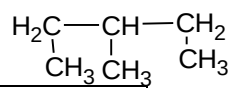
LLamaremos grupos metilos a -CH_3 y van al final, con carbonos primarios, sustituyen un hidrógeno de un carbono.

LLamaremos grupos metilenos a -CH_2-. Van en medio de la cadena, secundarios. Una serie homóloga es el conjunto de compuestos orgánicos con el mismo grupo funcional, sólo se diferencian en el número de metilenos.

3. Alcanos ramificados (acíclicos, compuestos saturados.)

La cadena principal es la más larga, asignando un localizador a cada carbono. Se numeran asignando los números más bajos por el extremo más cercano al que tiene la ramificación. Se elige siempre la que tiene más ramificaciones principales.

Ejemplo: el compuesto de la derecha, tiene 5 carbonos en su cadena más larga, por ello se nombra 3-metilpentano.



Hay sustituyentes con nombres propios aceptados por la IUPAC:

-$CH(CH_3)$-CH_3	isopropilo	-CH_2-$CH(CH_3)$-CH_3	isobutilo

Las reglas para nombrar las ramificaciones son las siguientes:

Regla I. Encontrar y nombrar la cadena más larga de la molécula. El resto de grupos unidos a la cadena principal y que no sean H se denominan sustituyentes. Si la molécula tiene dos o más cadenas de igual longitud, la cadena principal será la cadena con mayor número de sustituyentes.

Regla II. Nombrar todos los grupos unidos a la cadena principal como sustituyentes alquilo.

Regla III. Se numera de un extremo a otro, asignando los números más bajos posibles a los carbonos con cadenas laterales. Si coinciden por ambos lados, se usa el orden alfabético para decidir cómo numerar la cadena principal.

Regla IV. El nombre del alcano se escribe comenzando por el de los sustituyentes en orden alfabético, cada uno precedido por el número de C al que está unido (localizador) y un guion y a continuación se añade el nombre de la cadena principal. Si una molécula contiene más de un sustituyente alquilo del mismo tipo, su nombre irá precedido del prefijo di, tri, tetra, penta, etc. Estos prefijos no se tienen en cuenta a la hora de ordenar alfabéticamente los sustituyentes, excepto cuando estos forman parte de un sustituyente complejo (no tratados en este texto).

Regla V. En el nombre final del compuesto, recordar que entre letra y número se escribe un guión, y entre dos números se escribe una coma.

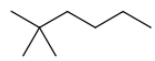
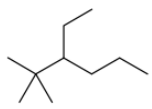
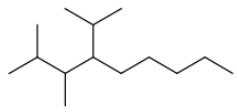
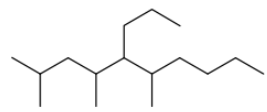
Ejemplos:

a) 2,2-dimetilhexano $CH_3C(CH_3)_2CH_2CH_2CH_2CH_3$

b) 3-etil-2,2-dimetilhexano $CH_3C(CH_3)_2CH(CH_2CH_3)CH_2CH_2CH_3$

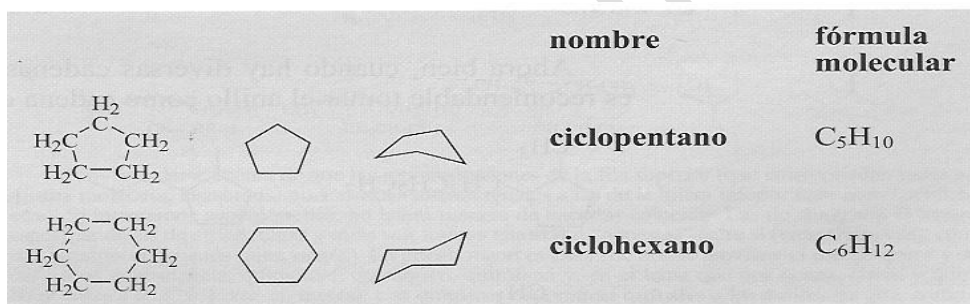
c) 4-isopropil-2,3-dimetilnonano $CH_3CH(CH_3)CH(CH_3)CH(CH(CH_3)_2)CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$

d) 2,4,6-trimetil-5-propildecano $CH_3CH(CH_3)CH_2CH(CH_3)CH(CH_2CH_2CH_3)CH(CH_3)(CH_2)_3CH_3$

a)  b)  c)  d) 

4. Alcanos cíclicos.

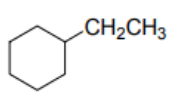
Pierden un H de cada extremo y se unen por los mismos. La numeración de los ciclos se hace teniendo en cuenta que los localizadores deben ser lo más bajos posible. Se nombran anteponiendo ciclo al nombre del compuesto correspondiente. Por ejemplo:



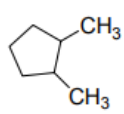
Los radicales se denominan: ciclopropilo, ciclobutilo, ciclopentino,....

Si tienen varios sustituyentes se suele tomar el anillo como principal, se busca una secuencia numérica que asigne los valores más bajos a los sustituyentes. Si son posibles dos de estas secuencias, el orden alfabético de los sustituyentes adquiere prioridad.

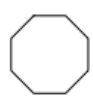
Ejemplos:

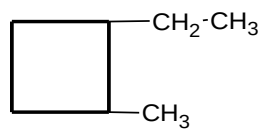


etilciclohexano



1,2-dimetilciclopentano


ciclooctano



1-etil-2-metilciclobutano

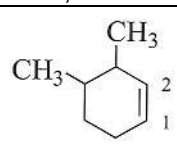
5. Alquenos u olefinas (doble enlace, compuestos insaturados)

Los hidrocarburos con dobles enlaces en lugar de terminar en ano, terminan en eno. Los que tienen triple enlace terminan en ino.

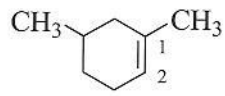
A la hora de numerar se elige la cadena más larga que contiene al doble enlace, colocamos uno en el extremo más cercano al doble enlace. Si tienen más de un doble enlace se indica con di, tri,…., se les llama polienos. El doble enlace predomina sobre el triple. Ejemplos:

CH_2=CH-CH_2-CH_3	but-1-eno.
CH_3-CH=CH-CH_3	but-2-eno.
CH_3-CH(CH_3)-CH=CH-CH_3	4-metilpent-2-eno.
CH_3-CH=CH-CH_2-CH_2-CH_3	hex-2-eno
CH_3-CH=CH-CH_2-CH=CH-CH_2-CH_3	octa-2,5-dieno

En el caso de los cicloalquenos, los dos carbonos del doble enlace tienen prioridad:



3,4-dimetilciclohexeno



1,5-dimetilciclohexeno

6. Alquinos (triple enlace, compuestos insaturados).

Los hidrocarburos con triples enlaces en lugar de terminar en ano, terminan en ino.

A la hora de numerar se elige la cadena más larga que contiene al triple enlace, colocamos uno en el extremo más cercano al triple enlace. Si tienen más de un triple enlace se indica con di, tri,…., se les llama poliinos. El doble enlace predomina sobre el triple. Ejemplos:

$CH{\equiv}C\text{-}CH_2\text{-}CH_3$	but-1-ino
$CH_3\text{-}C{\equiv}C\text{-}CH_3$	but-2-ino
$CH_3\text{-}CH(CH_3)\text{-}C{\equiv}C\text{-}CH_3$	4-metilpent-2-ino.
$CH_3\text{-}CH_2\text{-}C{\equiv}C\text{-}CH_2\text{-}CH_3$	hex-3-ino.
$CH_3\text{-}CH_2\text{-}C{\equiv}C\text{-}CH_2\text{-}C{\equiv}CH$	hepta-1,4-diino
	ciclobutino

Un caso conflictivo se plantea cuando coexisten dobles y triples enlaces:

$CH_2{=}CH\text{-}CH_2\text{-}C{\equiv}CH$	pent-1-en-4-ino
$HC{\equiv}C\text{-}CH_2\text{-}CH{=}CH\text{-}CH_2\text{-}C{\equiv}CH$	oct-4-eno-1,7-diino
$CH_3\text{-}C{\equiv}C\text{-}CH_2\text{-}CH{=}CH\text{-}CH{=}CH\text{-}CH_3$	nona-2,4-dien-7-ino
$CH_2{=}CH\text{-}CH{=}CH\text{-}CH_2\text{-}C{\equiv}C\text{-}CH{=}CH_2$	nona-1,3,8-trien-6-ino
$CH_3\text{-}CH{=}CH\text{-}CH_2\text{-}C{\equiv}CH$	Hex-4-en-1-ino.
$HC{\equiv}C\text{-}C{\equiv}C\text{-}CH_2\text{-}CH{=}CH_2$	Hep-6-eno-1,3-diino

7. Benceno y derivados.

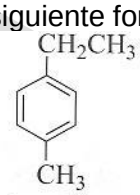
El benceno es el ciclohexatrieno, lo tenemos a la derecha.

El radical del benceno se llama fenil (Ph) o fenilo. Al metilbenceno se le conoce como tolueno:

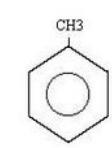
Cuando tiene dos sustituyentes se nombra de la siguiente forma:

1-etil-2-metilbenceno
(*o*-etilmetilbenceno)

1-etil-3-metilbenceno
(*m*-etilmetilbenceno)

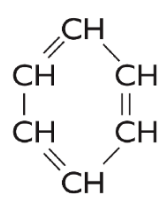


1-etil-4-metilbenceno
(*p*-etilmetilbenceno)



Metil benceno

TOLUENO



Cuando varios anillos se unen forman el naftaleno (dos), antraceno (tres), fenantreno (tres, no lineal)…pero no los veremos en química.

8. Derivados halogenados.

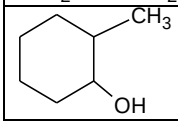
Cuando sustituimos un H por un halógeno, o varios, tendremos un derivado halogenado. Normalmente se usa la nomenclatura sustitutiva (en la columna central). Por ejemplo:

CH_3Cl	Clorometano	Cloruro de metilo
$CHCl_3$	Triclorometano	Cloroformo
$CH_2Cl\text{-}CH_2\text{-}CH_3$	1-cloropropano	
$CH_2Cl\text{-}CHCl\text{-}CH_3$	1,2-dicloropropano	
$CH_3\text{-}CCl(CH_3)\text{-}CH_3$	2-cloro-2-metilpropano	
$CH_3CH{=}CHCHClCH_2CH_3$	4-clorohex-2-eno	
$CH_3CHBrCH_2CHClCH_2CH_2CH_3$	2-bromo-4-cloroheptano	
$CH_3CH{=}CHCHClCH_2CH_3$	4-clorohex-2-eno.	

QUÍMICA 2º - JFL

9. Alcoholes, fenoles y éteres.

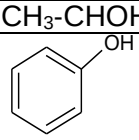
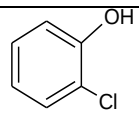
Los **alcoholes** proceden de la sustitución de un H, o varios de distintos carbonos, por un grupo OH monovalente, dando lugar a un alcohol, terminan todos en -ol. Por ejemplo:

CH_3-CHOH-CH_2-CH_2-CH_3	Pentan-2-ol
CH_2=CH-CH_2-CHOH-CH_3	Pen-4-en-2-ol
CH_2OH-CH_2-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-CH_3	3-metilhexan-1-ol
	2-metilciclohexanol

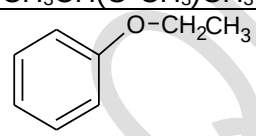
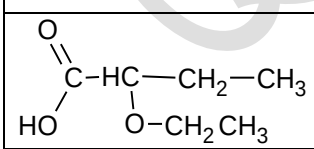
Cuando hay más de un grupo –OH en una misma molécula se usan los sufijos diol, triol, tetrol, pentol, hexol, …Por ejemplo:

CH_3-CHOH-CH_2-CH_2OH	Butano-1,3-diol
CH_2OH-CHOH-CH_2OH	Propano-1,2,3-triol (glicerina)
CH_2OH-CH_2-CH_2-CHOH-CH=CH_2	Hex-5-eno-1,4-diol

Cuando el alcohol es grupo secundario se antepone el prefijo –hidroxi .El **fenol** es el alcohol del benceno monosustituido.

CH_3-CHOH-COOH	Ácido 2-hidroxipropanoico
	Fenol (bencenol), hidroxibenceno
	2-clorofenol (o-clorofenol)
$CH_3CHOHCONH_2$	2-hidroxipropanamida

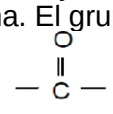
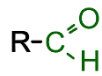
Los **éteres** resultan de la unión de dos cadenas mediante un puente de oxígeno, como si procediesen del agua, que ha perdido los dos hidrógenos, R_1-O-R_2. Se suele nombrar primero el radical R, después el R= terminado en éter, aunque también se usa la nomenclatura sustitutiva, por ser más completa, usando el prefijo –oxi en la cadena más corta. Por ejemplo:

	Nomenclatura sustitutiva	**Nomenclatura funcional (PAU)**
CH_3CH_2-O-CH_3	Metoxietano	Etil metil éter
CH_3CH_2-O-CH_2CH_3	Etoxietano	Dietil éter
$CH_3CH(O\text{-}CH_3)CH_3$	2-metoxipropano	
	Etoxibenceno	Etil fenil éter
	Ácido 2-etoxibutanoico	

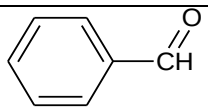
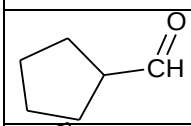
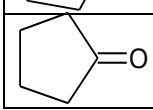
QUÍMICA 2º BACH. JFL

10- Aldehidos y cetonas.

Se sustituyen dos H de un hidrocarburo por un oxígeno divalente, si el carbono es de un extremo tendremos un **aldehido** y terminación en al. Si el carbono es del medio de la cadena tendremos una **cetona** y terminación en ona. El grupo aldehído es:

El grupo cetona es:  , llamado grupo carbonilo. 

Se pueden repetir en la misma cadena, y habremos de especificar en ese caso la ubicación exacta, predominan sobre todos los vistos hasta ahora, los aldehidos predominan sobre las cetonas. Al grupo CHO se le denomina formil (figura de arriba, en verde). Sean los ejemplos:

HCHO	Metanal
$CH_3CH_2CH_2CH_2CHO$	Pentanal
CH_3COCH_3	Propanona
$CH_3CH_2COCH_2CH_3$	Pentan-3-ona
CH_3-CO-CH_2-CO-CH_2-CH_3	Hexano-2,4-diona
CHO-CHO	Etanodial
	Bencenocarbaldehído Benzaldehído
	Ciclopentanocarbaldehido
	Ciclopentanona

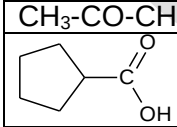
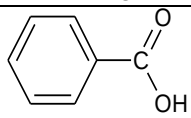
Si actúan como grupos secundarios, se anteponen los prefijos oxo o formil:

$CH_3COCOOH$	Ácido 2-oxopropanoico
CHO-CH_2-CO-CHOH-CH_2-COOH	Ácido 5-formil-3-hidroxi-4-oxopentanoico Ácido 3-hidroxi-4,6-dioxohexanoico
CHO-CH_2-CH_2-CO-CH_2-CH_2-CH_3	4-oxoheptanal

11. Ácidos carboxílicos y ésteres.

Se sustituyen 3 H por un oxígeno divalente y un grupo OH, terminan en -oico.

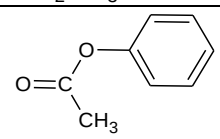
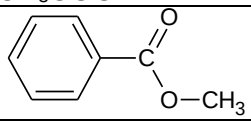
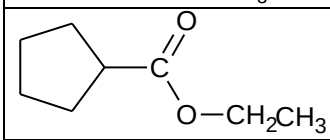
Todos los **ácidos orgánicos** pueden dar sales, como en el caso de los inorgánicos. Tienen prioridad sobre todos los demás compuestos. Al grupo –COOH, se le llama grupo carboxilo, cuando actúan como grupo secundario se usa el prefijo carboxi. Si existen ciclos se añade el sufijo carboxílico. Ejemplos:

HCOOH	Ácido metanoico (IUPAC)	Ácido fórmico (tradicional)
CH_3COOH	Ácido etanoico	Ácido acético
CH_3CH_2COOH	Ácido propanoico	Ácido propiónico
COOH-CH_2-CH(COOH)-COOH	Ácido 2-carboxibutanodioico	
COOH-COOH	Ácido etanodioico	Ácido Oxálico
CH_3-CO-CH_2-COOH	Ácido 3-oxobutanoico	
	Ácido ciclopentanocarboxílico	
	Ácido bencenocarboxílico	Ácido benzoico

Los **ésteres** más sencillos provienen de la sustitución de un hidrógeno de un hidrocarburo lineal por un anión inorgánico. Por ejemplo, fosfato de metilo: PO_4 $(CH_3)_3$.

Los ésteres totalmente orgánicos, se nombran en función del ácido del cual proceden, terminando en ato. En el grupo carboxilo, se sustituye el hidrógeno del grupo alcohol por un radical, R-COO-R´.Por ejemplo:

QUÍMICA 2º - JFL

$HCOOCH_2CH_3$	Metanoato de etilo
$CH_3CH_2CH_2COONa$	Butanoato de sodio
$CH_3CH_2COOCH=CH_2$	Propanoato de etenilo
$COOCH_3$-$COOCH_2CH_3$	Etanodioato de etilo y metilo
 CH_3COOPh	Etanoato de fenilo
	Bencenocarboxilato de metilo
	Ciclopentanocarboxilato de etilo

Cuando actúan como grupo secundario se antepone el prefijo: -iloxicarbonil. Esto es:

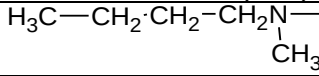
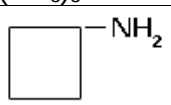
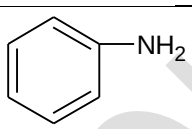
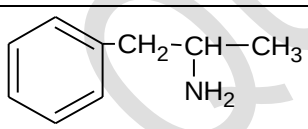
$COOH$-CH_2 -CH_2 -$COOCH_2CH_3$	Ácido 3-etoxicarbonilpropanoico.
$COOH$-$CH(COOCH_3)CH_2CH_3$	Ácido 2-metoxicarbonilbutanoico

12. Derivados nitrogenados.

Sólo veremos las aminas, las amidas, nitrilos y los nitrocompuestos. Comenzaremos por las **aminas**. Un hidrógeno es sustituido por un grupo NH_2. Por ejemplo:

CH_3NH_2	Metanamina o Metilamina (PAU)
$CH_3CH_2CH_2CH_3NH_2$	Butan-1-amina o Butilamina (PAU)
CH_3-$CH(NH_2)$-CH_2-$CH(NH_2)$-CH_2-CH_3	Hexano-2,4-diamina

Si la amina es secundaria o terciaria:

CH_3-CH_2-CH_2-NH-CH_3	N-metilpropan-1-amina
$CH_3CH_2CH_2CH_2N(CH_3)_2$	N,N-dimetilbutan-1-amina
	N-etil-N-metilbutan-1-amina
$(CH_3)_3N$	Trimetilamina o N,N-Dimetilmetanamina
	Ciclobutilamina o ciclobutanamina
	Fenilamina, bencenamina o anilina.
	1-fenilpropan-2-amina o anfetamina

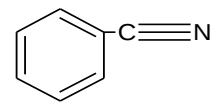
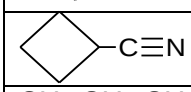
Si actúa como grupo secundario, se antepone el prefijo amino u otros:

$COOHCH(NH_2)CH_3$	Ácido 2-aminopropanoico
$CH_3CH(NH_2)CH(CH_3)CH(OH)NH_2$	1,3-diamino-2-metilbutan-1-ol
$CH_3CH(NH_2)CH_2CHO$	3-aminobutanal
$CH_3CH(NH.CH_2CH_3)CH_2CHO$	3-etilaminobutanal
$CH_3CH(CH_2CH_2CH_2NH_2)CH_2CHO$	3-aminopropilbutanal

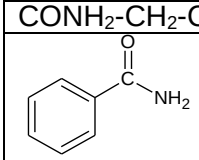
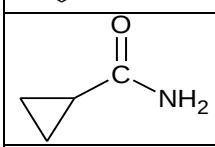
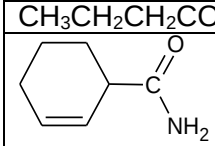
En el caso de los **nitrilos**, tenemos el grupo -C≡N (nitrilo). Se nombran con la terminación nitrilo cuando son grupo principal, como carbonitrilo en ciclos. Si actúan como grupo secundario se antepone el prefijo ciano. Por ejemplo:

CH_3CN	etanonitrilo

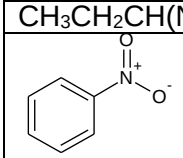
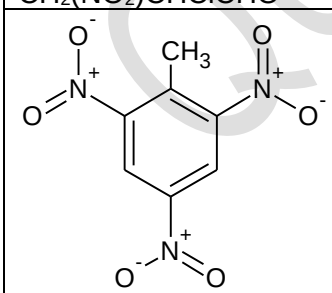
QUIMICA 2º - IFL

$CH_3CH_2CH_2CH_2CN$	pentanonitrilo
$CN\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CN$	butanodinitrilo
	bencenocarbonitrilo
	ciclobutanocarbonitrilo
$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH{=}CH\text{-}CH_2\text{-}CN$	Hex-3-enonitrilo
$CH_3CH(CN)\ CH_2COOCH_3$	3-cianobutanoato de metilo

Las **amidas** se pueden considerar derivadas de los ácidos, al sustituir el grupo -OH por el grupo -NH_2. Si no son grupo principal se antepone la palabra, carbamoil. Si el grupo forma parte de un anillo como grupo principal, se nombra carboxamida. Por ejemplo:

$HCONH_2$	metanamida
$CH_3CH_2CH_2CONH_2$	butanamida
$CONH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CONH_2$	butanodiamida
	bencenocarboxamida
	Ciclopropanocarboxamida
$CH_3CH_2CONHCH_3$	N-metilpropanamida
$CH_3CH_2CH_2CON(CH_3)_2$	N,N-dimetilbutanamida
	ciclohex-2-enocarboxamida
$CH_3CH(CONH_2)CH_2COOH$	Ácido 3-carbamoilbutanoico
$CH_3CH_2CON(CH_3)(Ph)$	N-fenil-N-metilpropanamida

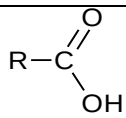
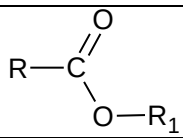
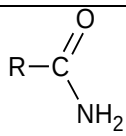
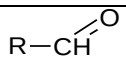
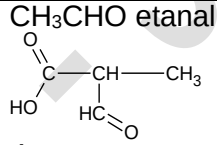
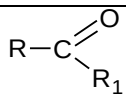
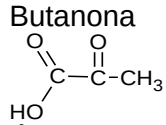
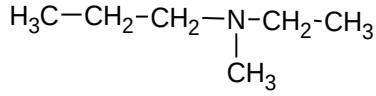
Por último, los **nitrocompuestos** resultan de sustituir un hidrógeno de un compuesto por un grupo NO_2. El grupo nitro nunca es una función principal y se designa con el prefijo nitro.Por ejemplo:

CH_3NO_2	nitrometano
$CH_3CH_2CH(NO_2)\text{-}CH_2CH_3$	3-nitropentano
	nitrobenceno
$CH{\equiv}C\text{-}CH(NO_2)\text{-}CH_3$	3-nitrobut-1-ino
$CH_2(NO_2)CH_2COOCH_2CH_3$	3-nitropropanoato de etilo
$CH_2(NO_2)CHClCHO$	2-cloro-3-nitropropanal
	1-metil-2,4,6-trinitrobenceno o TNT

QUÍMICA 2º - JFL

13. Preferencia de grupos funcionales.

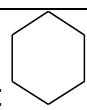
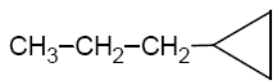
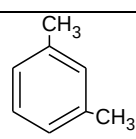
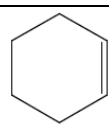
En el siguiente cuadro se da la preferencia de grupos funcionales:

Compuestos orgánicos y prioridad	**Grupo funcional**	**Prefijo**	**Sufijo**	**Ejemplo**
1.- Ácidos carboxílicos -COOH. - carboxilo		-carboxi	-oico	CH_3-COOH ácido etanoico
2.- Ésteres -COO- -carboxilato, carbonil		-iloxicarbonil-	-oato de ilo.	CH_3-COO-CH_3 Etanoato de metilo COOH-CH(COO-CH_3)-CH_2-CH_3 Ácido 2-metoxicarbonilbutanoico
3.- Amidas -$CONH_2$. - carboxamida		carbamoil	-amida	CH_3-CH_2-$CONH_2$ propanamida
4.- Nitrilos -C≡N - carbonitrilo	R−C≡N	Ciano-	-nitrilo	CH_3CH_2CN Propanonitrilo.
5.- Aldehidos -CHO - carbaldehído		Oxo- Formil(CHO)	-al	CH_3CHO etanal  Ácido 2-formilpropanoico
6.- Cetonas -CO- - carbonilo		Oxo-	-ona	$CH_3COCH_2CH_3$ Butanona  Ácido oxopropanoico
7.- Alcoholes -OH - hidroxilo		Hidroxi-	-ol	$CH_3CH_2CH_2OH$ Propanol COOH-CHOH-CH_2 Ácido 2-hidroxipropanoico
8.- Áminas -NH_2 : primarias -NH- : secundarias -N-(-): terciarias	R-NH_2 R-NH-R_1 R-N(R_1)-R_2	-amino	-amina	$CH_3CH_2NH_2$ etanamina $CH_3CH_2NHCH_3$ N-metiletanamina  N-etil-N-metilpropanamina
9.- Éteres	R-O-R_1	-oxi	-éter.	CH_3-O-CH_3 Dimetil éter o metoximetano COOH-CH(O-CH_3)-CH_2-CH_3 Ácido 2-metoxibutanoico
10.- Alquenos	R-C=C-R_1	-enilo	-eno	CH_3-CH=CH_2 propeno
11.- Alquinos	R-C≡C-R_1	-inilo	-ino	CH≡C-CH_2-CH_3 But-1-ino
12.- Derivados halogenados	R-X	Flúor, cloro,...	-cloro,..	CH_3CH_2Cl cloroetano
13.- Nitroderivados	-NO_2	Nitro-	Nitro-	$CH_3CH_2NO_2$ nitroetano
14.- Alcanos	R-CH_2-R_1	-il o -ilo	-ano	CH_4 metano

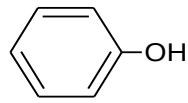
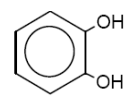
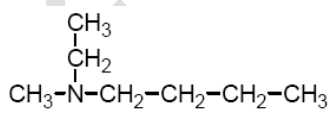
QUÍMICA 2º BTO

EJERCICIOS DE FORMULACIÓN ORGÁNICA.

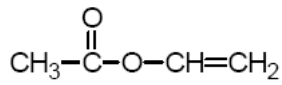
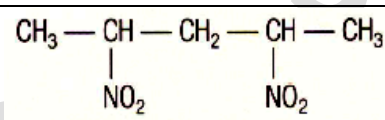
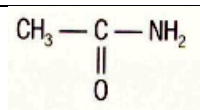
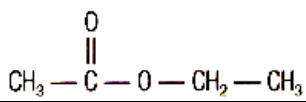
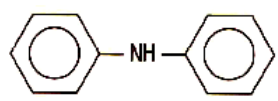
Formula o nombra los siguientes compuestos orgánicos:

1.- Butano:	2.-CH_3-CH_3:
3.- Metano:	4.-CH_3-CH_2- CH_2-CH_2-CH_2-CH_3:
5.- Propil o propilo:	6.-CH_3-CH_2-CH_2-:
7.- 2,3-dimetil-5-propilundecano:	8.- CH_3-CH_2-$C(CH_3)_2$-CH_3
9.- 4-etil-2,5,7-trimetil-5-propilnonano:	10.- CH_3-$C(CH_3)_2$-$C(CH_3)_2$-CH_3
11.- but-1-eno:	12.- CH_3-CH_2-CH=CH-CH_3:
13.- pent-2-ino:	14.- HC≡CH:
15.- 3,3-dietilhexa-1,4-dieno:	16.- CH_2=CH-CH=CH-CH=CH-CH_3:
17.- Hexa-1,3,5-triino:	18.- CH_3-CH(CH_3)-C≡C-C≡CH:
19.- Hex-3-en-1-ino:	20.- CH_3-CH_2-CH=CH- C≡C –$C(CH_2$-$CH_3)$=CH_2:
21.- Ciclobutano:	22.- : 
23.- Metilciclopropano:	24.- 
25.- Metilbenceno (tolueno):	 26.-
27.- 3-metilciclopenteno:	28.- 

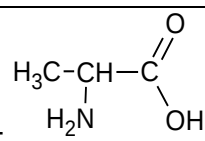
QUIMICA 2º - JFL

29.- Etanol:	30.- 
31.- Pentan-3-ol:	32.- CH_2=CH-CH_2-CH_2OH:
33.- 2-metilpropan-2-ol:	34.- CH_2=CH-CH=C(CH_2-CH_3)-CH_2OH:
35.- Propano-1,2,3-triol:	36.- CH_2=CH-CHOH-CH_2OH:
37.-Benceno-1,2,3-triol :	38.-  :
39.- Etanamina:	40.- .- CH_3-CH_2- CH(NH_2)-CH_2-CH_2-CH_3:
41.- N-metilpropan-1-amina:	42.- .- CH_3-NH-CH_3:
43.- N-etil-N-propilpentan-3-amina:	44.- 
45.- Metanal:	46.- CH_3-CH_2- COH:
47.- Butanodial:	48.- CHO-C(CH_3)$_2$-CH_2-CHO:
49.-Propanona (acetona):	50.- CH_3-CH_2- CO-CH_2-CH_3:
51.- Pentano-2,4-diona:	52.- CH_2=C(CH_3)-CH_2-CO-CO-CH_3:
53.-Ácido butanoico:	54.- CH_3-COOH:
55.- Ácido butanodioico:	56.- COOH-COOH:
57.- Ácido 2-metilpent-3-enoico:	58.- CH_3CHOHCOOH

QUIMICA 2º - UFL

59.- Metanoato de metilo:	60.- CH_3-COO- CH_2-CH_2-CH_2-CH_3:
61.- 2-metilpropanoato de etilo:	62.- 
63.- 3-bromopentano:	64.- CH_3Cl:
65.- 1,2,3-trifluoropropano:	66.- CH_2Br-CH_2Br:
67.- 1-nitrobutano:	68.- CH_3NO_2:
69.- m-dinitrobenceno:	70.- 
71.- Etanonitrilo:	72.- C≡N- CH_2-CH_2-CH_2-CH_3:
73.- Propanodinitrilo:	74.- CN-CN
75.- Butanamida:	76.- 
77.- But-3-enamida:	78.- CH_3-CH_2-CO-N (CH_3)-CH_3:
79.- Cianuro de potasio:	80.- 
81.- 2,3-dimetilbut-1-ino:	82.- CH_3-CH_2-NH-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3:
83.- Ácido 3-oxopropanoico:	84.- HCOOH:
85.- Metanoato de butilo:	86.- 
87.- Metilbutenona:	88.- CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-CH_2-CHO:

QUIMICA 2 JFL

89.- Metilciclopentano:	90.- $CHOCH_3$:
91.- Dimetilamina:	92.- $CH_2=CHBr$:
93.- Butanona:	94.- $CH_3CH(CH_3)CH=CH_2$:
95.- Butanamida:	96.- $CH_3CHBrCHBrCH_3$:
97.- Dietil éter:	98.- $CH_3CH(CH_3)CH_2COOH$:
99.- Etanamida:	100.- $CH_3CH(CH_3)COOH$:
101.- Metoxietano:	102.- $CH_3CH_2CH_2NH_2$:
103.- Ácido butanodioico:	104.- CH_3COOCH_3:
105.- But-2-ino:	106.- CH_2OHCH_2OH:
107.- Pentano-2,4-diona:	108.- $CH_2=CHCH_2CH_2CH_2OH$:
109.- 1,2-Dicloropropano:	110.- HCHO:
111.- Propanoato de metilo:	112.- 
113.- Etilbenceno:	114.- $CH_3CH_2CONH_2$::
115.- Propanal:	116.- $CH_3CHOHCH_3$::

QUIMICA 2º - JFL

TEMA 0. REPASO BREVE DE LEYES BÁSICAS Y ESTEQUIOMETRÍA.

1. MATERIA.

La *Ley de Conservación de la Masa de Lavoisier,* establece que la suma de las masas de los reactivos ha de coincidir con la suma de las masas de los productos. Por ejemplo, en la combustión del propano:

	Reactivos		Productos	
Reacción ajustada	C_3H_8 +	5 O_2 →	3 CO_2	+ 4 H_2O
Proporciones	44 g	160 g	132 g	72 g
Suma de masas	204 g		204 g	

Observamos que 204 g, la suma de las masas de los reactivos coincide con 204 g, la suma de las masas de los productos.

La *Ley de las Proporciones Definidas de Proust*, establece que los reactivos reaccionan siempre en una proporción definida para formar los mismos productos, de acuerdo con su masa molar o un múltiplo de la misma, dado por los coeficientes estequiométricos de la ecuación química. Por ejemplo, nos preguntamos por las cantidades que se forman, o reaccionan, habiendo suficiente reactivo, a partir de 88 g de propano:

C_3H_8 +	5 O_2 →	3 CO_2	+ 4 H_2O
44 g	160 g	132 g	72 g
88 g	320 g	264 g	144 g
100 g	363,64 g	300 g	163,64 g
463,64 g		463,64 g	

Vemos que se cumple la Ley de Lavoisier para estas nuevas cantidades.Observamos que a partir de 88 g, que es el doble de 44 g, se forma el doble de la cantidad de agua. El determinante de orden dos ordenado, siempre vale 0, porque todo es proporcional. Por ejemplo, si nos preguntan qué cantidad de agua se forma a partir de 88g de propano, podemos calcularlo así: $\begin{vmatrix} 44 & 72 \\ 88 & x \end{vmatrix}$=0, 44x-72·88=0, x=144g de agua.

2. MOL.

El mol es la unidad de masa química en el SI, es la masa contenida en $6{,}022 \cdot 10^{23}$ partículas, pueden ser átomos, moléculas, electrones, iones, …A ese número se le llama "Número de Avogadro".

La unidad de masa atómica es la doceava parte del carbono 6-12, ${}^{12}_{6}C$, muy similar a la masa de un átomo de hidrógeno, que fue la primera que se tomó como referencia desde el punto de vista histórico.

La masa atómica, u, es la masa de un átomo, del orden de 10^{-27} kg, la masa molecular es la suma de las masas de los átomos que la componen. La masa molar es la masa de un mol de partículas.

QUÍMICA 2º BTO IES

3. GASES IDEALES.

La ecuación de los gases ideales es: **PV=nRT**, donde P es la presión en atmósferas, V el volumen el litros, n es el número de moles, T es la temperatura en kelvin y R es la constante de los gases ideales, cuyo valor es: R=0,082 atm·L·K^{-1}·mol^{-1}.

Si la masa no cambia, n es constante, R es constante, por ello, llegamos a: $\frac{PV}{T} = nR = \frac{P_0 V_0}{T_0}$**,**ecuación de los gases perfectos.

La *Ley de Avogadro*, establece que en las mismas condiciones de presión y temperatura, en el mismo volumen hay las mismas moléculas de cualquier gas ideal.

El volumen molar es el volumen que ocupa un mol de gas en unas condiciones concretas.

En una mezcla de gases ideales:$P_i = \frac{n_{i \cdot R \cdot T}}{V} = [c_i]RT$**.** C_i es la concentración molar del gas, se usará mucho en los problemas de equilibrio químico.. P_i es la presión de uno de los gases de la mezcla, n_i es el número de moles de ese gas concreto en la mezcla.

La presión parcial de un gas se puede obtener multiplicando la presión total por su fracción molar, $P_i = P \cdot X_i = P \cdot \frac{n_i}{n}$**.** La fracción molar se obtiene dividiendo los moles de ese gas entre el número total de moles de todos los gases. La presión total es la suma de todas las presiones parciales de los gases: $P = \sum P_i$ **.**

La densidad se obtiene dividiendo la masa entre el volumen, $d_D = \frac{m_D}{V_D}$., en esta fórmula nos referimos a la disolución, tenemos que gastar cuidado de no mezclar solutos, disolventes y disolución en la misma fórmula de la densidad.

4. DISOLUCIONES.

Existen diversas formas de expresar la concentración de una disolución (mezcla homogénea):

- **Tanto por ciento en masa**: $\%(m) = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100$**.** Iguales unidades.
- Tanto por ciento en volumen: $\%(V) = \frac{V_s}{V_D} \cdot 100$**.** Iguales unidades.
- Suma de masas: $m_D = m_s + m_d$**.** Iguales unidades (gramos).
- **Molaridad**: $M = \frac{n_s}{V_D(L)}$**.** Moles entre litros. Tiene una notación característica: [CO_2], es la concentración molar de dióxido de carbono.
- Molalidad: $M = \frac{n_s}{m_d(Kg)}$**.** Moles entre kilogramos.
- **Fracción molar**: $X_i = \frac{n_i}{n_t}$ **.** Adimensional, como los tantos por ciento, n_t es el número total de moles.
- Normalidad: $N = \frac{N_e}{V(L)} = \frac{m_s}{M_e \cdot V(L)} = \frac{m_s \cdot valencia}{M_m \cdot V(L)}$**.**

  D significa disolución, s soluto y d disolvente. La i significa un componente y t significa total.

QUÍMICA 2º - JFL

5. ESTEQUIOMETRÍA.

No entra como tal en PAU, la preguntan en los apartados b de problemas de redox y de ácido-base. Hay que recordar los siguientes conceptos:

- *Reactivo limitante y reactivo en exceso*: siempre trabajaremos con el reactivo limitante.
- En una ecuación química todos los compuestos se suponen puros.
- Rendimientos de una reacción: si la reacción tiene un rendimiento del 80% o el reactivo tiene una pureza del 80%, multiplicaremos la masa de partida por 0,8 y así obtendremos la cantidad pura del compuesto.
- Se pueden hacer cálculos: gramos-mol, mol-gramos, gramos-gramos, moles-moles, moles-litros,…..la mayoría de los cálculos son proporcionales.
- También podemos hacer cálculos litros-litros, si todos son gases.
- A veces usaremos el pH=-log[H^+], en algunos problemas, para ácidos fuertes, totalmente disociados. Recordamos que es un número entre 0 y 14, cuanto más bajo, más ácida es la disolución. Si pH=7 es neutra, si su valor es próximo a 14 es muy básica.

6. RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS.

En química los problemas se pueden abordar de distintas formas, veamos un problema tipo: Dada la siguiente reacción HCl + Fe → $FeCl_3$ + H_2 , se pide la cantidad de hidrógeno que se forma a partir de 10 gramos de ácido clorhídrico puro. Nos dan las masas atómicas de todos los elementos: H=1; Cl=35,5; Fe=55,85.

Podemos comenzar el problema con el cálculo de las masas molares de todos los compuestos y elementos de la reacción: M_m(HCl)=36,5 g, M_m(Fe)=55,85 g, M_m(FeCl3)=(55,85+35,5·3) g=162,35 g, M_m(H_2)=2 g.

Podemos empezar usando tablas:

Reacción:	HCl +	Fe →	$FeCl_3$ +	H_2
Ajuste:	6 HCl+	2 Fe→	2 $FeCl_3$ +	3 H_2
Comprobación, Ley de Lavoisier:	Reactivos: 6H, 6 Cl, 2 Fe		Productos: 6H, 6 Cl, 2 Fe (coinciden, **bien**)	
Ley de Proust, procedente del cálculo de masas molares.	6·36,5 g= 219 g.	2·55,85g=111,7 g.	2·162,35 g =324,7 g	3·2 g=6 g
Cálculos del problema	**10 g**	10·111,7/219= =5,1 g	10·324,7/219= =14,83 g	10·6/219= =0,27 g.

Vemos que la respuesta es de 0,27 g, aunque en la tabla también se obtiene que esos 10 g de ácido reaccionan con 5,1 g de hierro para dar 14,83 g de tricloruro de hierro y 0,27 g de hidrógeno.

7. PRÁCTICA.

Preparar 250 mL de disolución 1M de sulfato de cobre(II)

QUÍMICA 2º - JFL

Veamos un problema típico desde diversos puntos de vista:

1. **Se preparan 187 mL a partir de una disolución comercial, extrayendo 3 mL de HCl al 37% y de densidad d=1,184 g·mL^{-1}. Calcular la molaridad. Datos: H=1, Cl=35,5.**
   Usando fórmulas elaboradas. Ponemos la densidad en g·L^{-1}= 1184 g·L^{-1}.
   Calculamos la masa molar: M_m=35,5 +1 g=36,5 g.
   Calculamos la molaridad de la disolución comercial con la fórmula: $M = \frac{\%\cdot d_D}{100M_m}$ expresando la densidad en gramos·L^{-1}., con lo cual sale 12M.
   Aplicando la fórmula: $V_{extraido}$·M=V_f·M_f, nos queda: 12·3mL= M·187 mL, **M=0,19.**
2. **Se preparan 187 mL a partir de una disolución comercial, extrayendo 3 mL de HCl al 37% y de densidad d=1,184 g·mL^{-1}. Calcular la molaridad. Datos: H=1, Cl=35,5.**
   Usando definiciones. Calculamos la masa de la disolución: m_D= 1,184·3 g=3,552 g.
   Calculamos la masa del soluto: m_s= 3,552·0,37 g= 1,31 g de HCl puro.
   Calculamos la masa molar: M_m=35,5 +1 g=36,5 g.
   Calculamos el número de moles: $n_s = \frac{m}{M_m} = \frac{1{,}31\ g}{36{,}5\ g}$, con lo cual n_s=0,036 moles de HCl puro.
   Calculamos la molaridad: $\frac{n_s}{V(L)} = 0{,}19$. Con lo cual: **M=0,19.**
3. **Se preparan 187 mL a partir de una disolución comercial, extrayendo 3 mL de HCl al 37% y de densidad d=1,184 g·mL^{-1}. Calcular la molaridad. Datos: H=1, Cl=35,5.**
   Usando factores de conversión. Calculamos la masa molar: M_m=35,5 +1 g=36,5 g.
   Aplicando factores de conversión y sabiendo que tenemos que obtener moles·L^{-1},
   $\frac{1{,}184\ g}{mL} \cdot \frac{3mL}{0{,}187L} \cdot \frac{37}{100} \cdot \frac{1\ mol}{36{,}5\ g} = 0{,}19\ mol \cdot L^{-1}$., con lo cual: **M=0,19.**
4. **Se preparan 187 mL a partir de una disolución comercial, extrayendo 3 mL de HCl al 37% y de densidad d=1,184 g·mL^{-1}. Calcular la molaridad. Datos: H=1, Cl=35,5.**
   Usando proporciones. Calculamos la masa de la disolución: $\frac{1{,}184g}{m_D} = \frac{1\ mL}{3\ mL}$ con lo cual m_D= 1,184·3 g=3,552 g.
   Calculamos la masa del soluto, al 37%: $\frac{100\ g\ (D)}{3{,}552\ g\ (D)} = \frac{37\ g\ (s)}{m_s\ g\ (s)}$, con lo cual obtenemos que: m_s= 3,552·0,37 g= 1,31 g de HCl puro.
   Calculamos la masa molar: M_m=35,5 +1 g=36,5 g.
   Calculamos el número de moles: $\frac{1mol}{n_s} = \frac{36{,}5\ g}{1{,}31\ g}$, con lo cual n_s=0,036 moles de HCl puro. Ahora obtengo la molaridad: $\frac{0{,}187\ L}{1\ L} = \frac{0{,}036\ moles}{n\ moles}$, Con lo cual: **M=0,19.**

   Observamos que el mismo problema se puede hacer en función del estilo cognitivo del alumno.

QUIMICA 2º - JFL

Problemas de estequiometría.

1.- El cinc reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción:

$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$ (g). Calcule:

a) La masa de $ZnSO_4$ obtenida a partir de 10 g de Zn y 100 mL de H_2SO_4 de concentración 2 M.

b) El volumen de H_2 desprendido, medido a 25ºC y a 1 atm, cuando reaccionan 20 g de Zn con H_2SO_4 en exceso.

Datos: Masas atómicas Zn=65,4; S=32; O=16; H=1. R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

Comprobamos que esté ajustada, lo está.

a) Vamos a trabajar con moles, en este caso.

Reacción:	Zn +	H_2SO_4 →	$ZnSO_4$ +	H_2
Ley de Proust:	65,4 g	98 g	161,4 g	2 g
En moles	1 mol	1 mol	1 mol	1 mol
Datos para cálculo	10/65,4 =0,153 moles	0,2 moles		
Cálculos con reactivo limitante	0,153 moles	0,153 moles	0,153 moles	0,153 moles

Se observa que la proporción es 1-1-1-1 en moles, con lo cual obtenemos la última fila, se producen 0,153 moles de sulfato de cinc, como un mol es 161,4 g, entonces 0,153 moles=24,694 g de $ZnSO_4$.

b) Usamos la ecuación de los gases perfectos, pero 20 g son 0,306 moles de cinc, obtenemos los mismos moles de H_2 : $V = \frac{nRT}{P} = \frac{0{,}153 \cdot 0{,}082 \cdot 298}{1}\ L = 7{,}473\ L$.

2.- Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1,05 g/mL a 20ºC, y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcule:

a) La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución.
Sol: X_S=0,019, X_d=0,981

b) ¿Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar 500 mL de disolución 0,5 M del citado ácido?
Sol: V=250 mL
Datos: Masas atómicas H=1; O=16; S= 32.

3.- Una disolución acuosa de HNO_3 15 M tiene una densidad de 1,40 g/mL. Calcule:

a) La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de HNO_3.
Sol: V=67,5%

b) El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 1 L de disolución de HNO_3 0,5 M.
Sol: 33,3 mL
Datos: Masas atómicas N=14; O=16; H=1.

4.- Se dispone de una disolución acuosa de NaOH 0,8 M. Calcule:

a) La concentración y el pH de la disolución resultante de mezclar 20 mL de esta disolución con 80 mL de otra disolución 0,5 M de la misma sustancia, suponiendo que los volúmenes son aditivos. **Sol: [NaOH]=0,56 M, pH=13,75**

b) El volumen de la disolución de NaOH 0,8 M necesario para neutralizar 100 mL de HNO_3 0,25 M. **Sol: V=31,25 mL**

QUÍMICA 2º BTO

5.- Reaccionan 230 g de carbonato de calcio con una riqueza del 87% en masa con 178 g de dicloro según: **$CaCO_3$ (s) + $2Cl_2$ (g) → OCl_2 (g) + $CaCl_2$ (s) + CO_2 (g)**
Los gases formados se recogen en un recipiente de 20 L a 10ºC. En estas condiciones, la presión parcial del OCl_2 es 1,16 atm. Calcule:
a) El reactivo limitante y el rendimiento de la reacción. **Sol: R_L=Cl_2, R=79,78%**
b) La molaridad de la disolución de $CaCl_2$ que se obtiene cuando a todo el cloruro de calcio producido se añade agua hasta un volumen de 800 mL. **Sol: 1,25 M**
Datos: Masas atómicas C=12; O=16; Cl=35,5; Ca=40. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

6.- En la reacción del carbonato de calcio con el ácido clorhídrico se producen cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Calcule:
a) La cantidad de caliza con un contenido del 92% en carbonato de calcio que se necesita para obtener 2,5 kg de cloruro de calcio. **Sol: m=2448,1 g**
b) El volumen que ocupará el dióxido de carbono desprendido a 25ºC y 1,2 atm. **Sol: V=458,6 L**
Datos: Masas atómicas Ca=40; C=12; O=16; Cl=35,5. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

7.- **a)** Se desea preparar 1 L de una disolución de ácido nítrico 0,2 M a partir de un ácido nítrico comercial de densidad 1,5 g/mL y 33,6% de riqueza en peso. ¿Qué volumen de ácido nítrico comercial se necesitará? **Sol: V=25 mL**
b) Si 40 mL de esta disolución de ácido nítrico 0,2 M se emplean para neutralizar 20 mL de una disolución de hidróxido de calcio, escriba y ajuste la reacción y determine la molaridad de esta disolución. **Sol: [HNO_3]=0,2 M**
Datos: Masas atómicas H=1; N=14; O=16.

8.- A 0,5 mL de una disolución acuosa de ácido clorhídrico del 35% en peso y densidad 1,2 g/mL se le añade agua destilada hasta tener 0,5 L de disolución diluida. Calcule:
a) El pH de la disolución diluida. **Sol: pH=1,94**
b) El volumen de una disolución acuosa 1 M de hidróxido de sodio que habrá de emplearse para neutralizar la disolución diluida de ácido clorhídrico. **Sol: V=5,75 mL**
Datos: Masas atómicas Cl=35,5; H=1.

9.- **a)** ¿Qué volumen de HCl del 36% en peso y de densidad 1,17 g/mL se necesita para preparar 50 mL de una disolución de HCl del 12% de riqueza en peso y de densidad 1,05 g/mL? **Sol: V=14,96 mL**
b) ¿Qué volumen de una disolución de $Mg(OH)_2$ 0,5 M sería necesario para neutralizar 25 mL de la disolución de HCl del 12 % de riqueza y de densidad 1,05 g/mL?
Datos: Masas atómicas H=1; Cl=35,5. **Sol: V=86,30 mL**

10.- Se disuelven 2,3 g de KOH en agua hasta alcanzar un volumen de 400 mL. Calcule:
a) La molaridad y el pH de la disolución resultante. **Sol: [KOH]=0,103 m, pH=13,01**
b) ¿Qué volumen de HNO_3 0,15 M será necesario para neutralizar completamente 20 mL de la disolución inicial de KOH? **Sol: V=13,69 mL**
Datos: Masas atómicas K=39; O=16; H=1.

QUÍMICA 2º - JFL

11.- El carbonato de sodio se puede obtener por descomposición térmica del hidrogenocarbonato de sodio según la siguiente reacción:
$2NaHCO_3\,(s) \rightarrow Na_2CO_3\,(s) + CO_2\,(g) + H_2O\,(g)$.
Suponiendo que se descomponen 50 g de hidrogenocarbonato de sodio, calcule:
a) El volumen de CO_2 medido a 25ºC y 1,2 atm de presión. **Sol: V=6,11 L**
b) La masa en gramos de carbonato de sodio que se obtiene, en el caso de que el rendimiento de la reacción fuera del 83%. **Sol: m=26,2 g**
Datos: Masas atómicas Na=23; C=12; H=1; O=16. R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

12.- Dada la siguiente reacción química sin ajustar: $H_3PO_4 + NaBr \rightarrow Na_2HPO_4 + HBr$.
Si en un análisis se añaden 100 mL de ácido fosfórico 2,5 M a 40 g de bromuro de sodio.
a) ¿Cuántos gramos Na2HPO4 se habrán obtenido? **Sol: m=27,6 g**
b) Si se recoge el bromuro de hidrógeno gaseoso en un recipiente de 500 mL, a 50°C, ¿qué presión ejercerá? **Sol: P=20,6 atm.**
Datos: R = 0,082 atm·L·mol–1·K–1. Masas atómicas: H=1; P=31; O=16; Na=23; Br=80.

13.- Se dispone de 500 mL de una disolución acuosa de ácido sulfúrico 10 M y densidad 1,53 g/mL.
a) Calcule el volumen que se debe tomar de este ácido para preparar 100 mL de una disolución acuosa de ácido sulfúrico 1,5 M. **Sol: V=15 mL**
b) Exprese la concentración de la disolución inicial en tanto por ciento en masa y en fracción molar del soluto. **Sol: %=64,05, Xs=0,25**
Datos: Masas atómicas H=1; O=16; S=32.

14.- Una disolución acuosa de ácido acético (CH_3COOH) tiene una riqueza del 10% en masa y una densidad de 1,05 g/mL. Calcule:
a) La molaridad de esa disolución. **Sol: [CH_3COOH]=1,75M**
b) Las fracciones molares de cada componente. **Sol: X_{ag}=0,968, X_s=0,032**
Datos: Masas atómicas C = 12; O=16; H = 1.

15.- La descomposición térmica de 5 g de $KClO_3$ del 95% de pureza da lugar a la formación de KCl y O_2(g). Sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 83%, calcule:
a) Los gramos de KCl que se formarán. **Sol: m(KCl)=2,4 g**
b) El volumen de O_2 (g), medido a la presión de 720 mmHg y temperatura de 20ºC, que se desprenderá durante la reacción. **Sol: V=1,22 L**
Datos: Masas atómicas K=39; Cl=35,5; O=16; R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

QUÍMICA 2º - JFL

TEMA 1. ESTRUCTURA INTERNA DE LA MATERIA. MODELOS ATÓMICOS.

1. NATURALEZA ELECTROMAGNÉTICA DE LA LUZ.

1.1 ONDAS MATERIALES.

El estudio de la luz ha creado grandes controversias, la más famosa ha sido la de Newton y Huygens, en torno a 1670, que ganó el primero debido a su prestigio. Newton mantenía que la luz era corpuscular, mientras que Huygens decía que era ondulatoria. En 1800 Thomas Young demuestra que es una onda, pues presenta figuras de interferencias. Veamos ahora el concepto de onda.

Una onda es una perturbación que transmite energía, pero no materia. Se caracteriza por una amplitud, una longitud de onda y una frecuencia. Si partimos de un punto x_1 a otro x_2, y la velocidad es constante, v, tardaremos un tiempo t_2-t_1, con lo cual la función dependerá de u=x-vt, en una dimensión, la solución será una función Ψ=Ψ(u). La ecuación de onda unidimensional es:

$\frac{\partial^2\psi}{\partial x^2} - \frac{1}{v^2}\frac{\partial^2\psi}{\partial t^2} = 0$, cuya solución es $\psi = Asen(kx - wt)$, donde A es la amplitud, se mide en metros, k es el número de onda, se mide en m^{-1} y w la frecuencia angular, que se mide en $rad \cdot s^{-1}$, todos ellos se ven en la figura 1.1. K=2π/λ y w=2π/T, λ=vT, λ es la longitud de onda, se mide en metros, T es el periodo, se mide en segundos, f es la frecuencia, se mide en herzios, Hz (s^{-1}). La intensidad de una onda es proporcional a A^2, ya que se define como la potencia media que atraviesa una superficie normal a la dirección de propagación de la misma, la potencia es la energía entre el tiempo y la energía se define proporcional a F, a una distancia y a la derivada parcial de la onda respecto de x al cuadrado.

A grandes distancia la onda se suele tomar como plana, esto es,

$\psi = Ae^{i(kx-wt)} = A(\cos(kx - wt) + isen(kx - wt))$, si es en una dimensión.

El análisis de Fourier determina que cualquier función periódica, f(x)=f(x-λ), con k=2π/ λ, puede ponerse como combinación lineal de ondas planas.

$\psi = Ae^{i(kx-wt)} = A(\cos(kx - wt) + isen(kx - wt))$

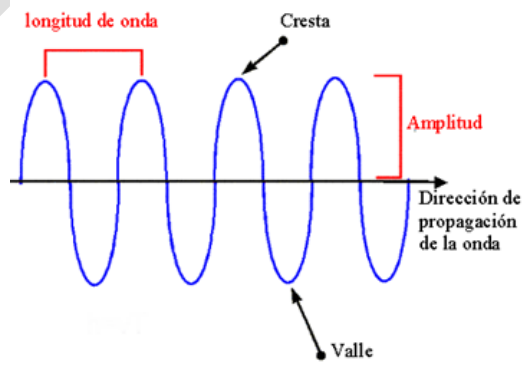


Figura 1.1

En 1865 Maxwell postula sus cuatro famosas ecuaciones, unificando la electricidad, la óptica y el magnetismo, y llegando a la conclusión de que la luz es una onda electromagnética:

$\oint \vec{E} \cdot d\vec{S} = \frac{q}{\varepsilon}$, las fuentes del campo eléctrico son las cargas, en el vacio, 0.

$\oint \vec{B} \cdot d\vec{S} = 0$, no existen monopolos magnéticos.

$\oint \vec{E} \cdot d\vec{r} = -\frac{d\phi_B}{dt}$, las variaciones del flujo magnético producen campos eléctricos.

$\oint \vec{B} \cdot \overrightarrow{dr} = \mu I + \mu\varepsilon\frac{d\phi_E}{dt}$, las corrientes y las variaciones del campo eléctrico producen campos magnéticos. En el vacío la I=0., $\mu_0\varepsilon_0 c^2 = 1$.

QUÍMICA 2º - JFE

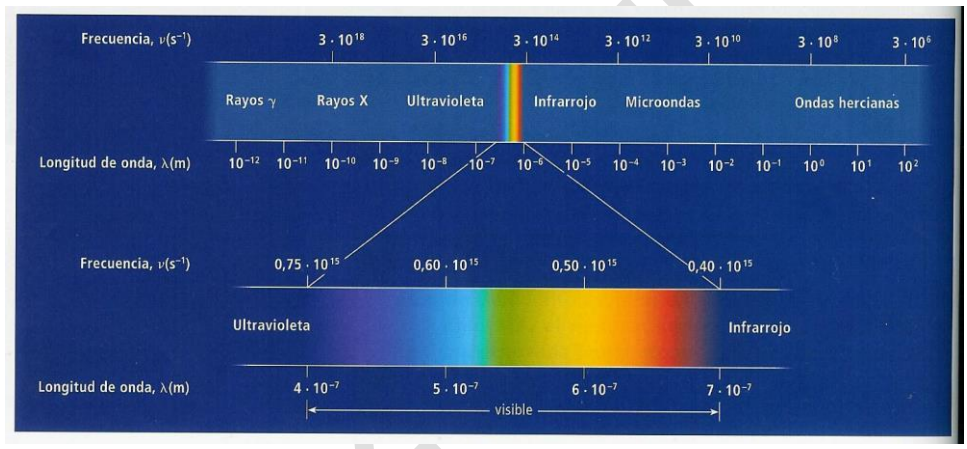
En el vacío, quedan ecuaciones simétricas, se llega a ecuaciones de onda para los campos $\vec{E}$ y $\vec{B}$: $\nabla^2\vec{B} = \frac{\partial^2\vec{B}}{\partial x^2} + \frac{\partial^2\vec{B}}{\partial y^2} + \frac{\partial^2\vec{B}}{\partial z^2} = \mu_0\varepsilon_0\frac{\partial^2\vec{B}}{\partial t^2}$ y $\nabla^2\vec{E} = \mu_0\varepsilon_0\frac{\partial^2\vec{E}}{\partial t^2}$.

La intensidad que porta una onda electromagnética según la teoría de Maxwell viene dada en función del vector de Poynting, esto es:

$I = \frac{1}{\mu}(\vec{E}x\vec{B}) = \frac{1}{2}c\varepsilon E_0^2 = \frac{1}{2\mu}cB_0^2$, depende de la amplitud de los campos al cuadrado, no de la frecuencia.

El espectro electromagnético, incluyendo el de la luz (380-780 nm), es:

Figura 1.2



La teoría electromagnética de Maxwell tiene varias consecuencias:

- Las ondas electromagnéticas portan energía en forma de radiación. Un cuerpo acelerado emite radiación, pierde energía en el proceso.
- Como la energía va distribuida uniformemente en el frente de onda, los espectros de la materia han de ser continuos, con lo cual un electrón acelerado emitiría ese tipo de espectro.
- Si los electrones fuesen desprendidos por un metal, por estar la energía distribuida uniformemente en la onda, la energía cinética de los electrones arrancados debería depender de la intensidad de la onda, además debería existir un retraso entre la llegada de la onda y la salida del electrón, correspondiente al tiempo que el electrón tarda en acumular la energía necesaria para abandonar el metal.
- Con la Teoría de Maxwell se creía que el edificio de la física estaba construido y sólo habría que adaptar los nuevos descubrimientos a la misma.

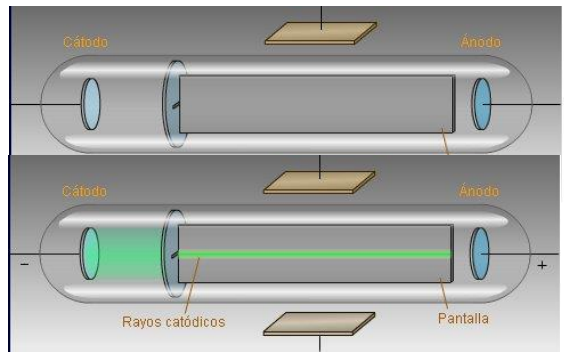
2. EVOLUCIÓN DE LOS MODELOS ATÓMICOS.

El primer modelo atómico conocido fue el de Demócrito (400 aC), pero sin basarse en hechos experimentales previos. De ahí procede la palabra átomo, que significa indivisible en griego. Pero la teoría de Aristóteles de los cuatro elementos era incuestionable por entonces (tierra, aire, fuego y agua), al quinto elemento se le llamó éter, se pensaba que la materia del cielo, perfecta, era éter, tuvo su renacimiento en el experimento de Michelson-Morley.

Posteriormente John Dalton (1808), postula que la materia está formada por partículas esféricas, indivisibles, inmutables, iguales entre sí en cada elemento químico. Decía que los átomos de distintos elementos tenían diferentes propiedades. Este modelo proviene del estudio de las reacciones químicas, para las cuales funciona (átomo indivisible).

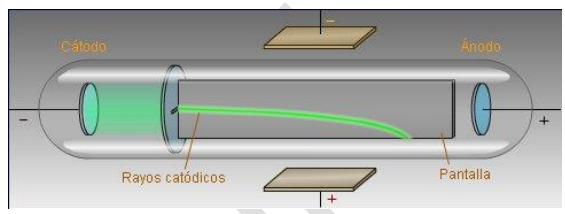
JJ Thomson (1897), debido a sus experimentos, postula que en el átomo hay partículas cargadas, es divisible. Haciendo experimentos con tubos de vacío en cuyo interior había

gases a muy baja densidad observó lo siguiente: Inicialmente no se conectaba el campo eléctrico, mediante una diferencia de potencial V.



Tras conectar el campo aparecía una línea de distinto color en función del tipo de gas (un punto o cruz), que íba siempre a la parte positiva, al ánodo.

Tras establecer un campo magnético, con su polo norte (-) y su polo sur (+), el rayo íba a la parte positiva, lo cual evidenciaba que estaba cargado negativamente. A estos rayos se les llamó catódicos. Estas figuras son las 1.3.



Experimentando con estos rayos, Thomson determina la relación carga/masa, posteriormente Millikan mide la carga de los electrones, con lo cual se supo que $m_e=m_{atomodeH}/1837$. Esto evidenció que los átomos eran divisibles.
Evidentemente la materia tenía que contener carga, Thomson propone que el átomo es una esfera maciza cargada positivamente, y que los electrones están insertados en la misma a modo de pudin de ciruelas. Thomson calculó la frecuencia de oscilación de un único electrón en el caso del átomo de hidrógeno según la teoría de Maxwell, le daba en el rango del visible, pero no explicaba el espectro del hidrógeno, ni la fórmula de Balmer (la espectroscopia se inicia en 1880, era un poco anterior).

Rutherford y sus discípulos, en 1911, llevan a cabo el famoso experimento que lleva su nombre. Colocan una fuente de partículas alfa y la rodean por una pantalla fosforescente, cada vez que un electrón llegaba se veía un punto de luz verde, la mayoría de las partículas se desviaban poco, pero muy pocas rebotaron, situándose los destellos cerca de la fuente de partículas alfa.

Se esperaba que todas las partículas atravesaran la lámina sin desviarse, puesto que si los átomos fueran macizos la carga positiva estaría muy repartida y las partículas alfa no se enterarían al atravesar dicha lámina.

Analizando las desviaciones, Rutherford, llega a la conclusión de que la mayor parte del átomo es vacío, que existe un pequeño núcleo positivo en el centro y que los electrones se encontraban girando alrededor del núcleo.

Analizando los porcentajes de partículas desviadas llega a la conclusión de que el tamaño del núcleo es de 10^{-14} m, frente al del átomo 10^{-10} m. Pero este modelo contradecía los conocimientos de la época, la todopoderosa Teoría de Maxwell:

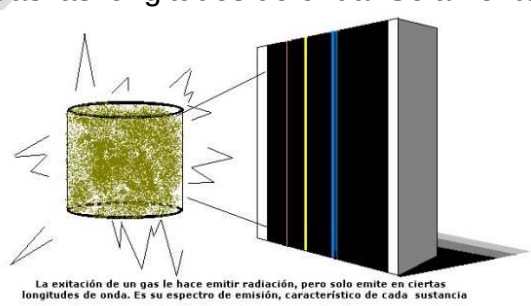
- Una partícula que da vueltas está acelerada, como consecuencia emite radiación y pierde energía, con lo cual los electrones deberían caer al núcleo, el átomo sería inestable y esto no sucedía, puesto que la experimentación demuestra lo contrario.

3. EXPERIENCIAS QUE LLEVAN AL MODELO CUÁNTICO.

En torno a 1900 existían contradicciones con la Teoría de Maxwell, que se esperaba fueran compatibles con la misma. Eran el cuerpo negro, el efecto fotoeléctrico, la teoría de Planck, los espectros atómicos y el modelo atómico de Rutherford.

Planck , estudiando la luz emitida por los cuerpos, se sorprendió de que la luz emitida por todos los cuerpos dependiese sólo de su temperatura y de que existiese menos luz a alta frecuencia, para comenzar se plantea que la luz sólo dependa de la frecuencia, si cumpliese la Teoría de Maxwell esa constante tendería a cero, era lo que esperaba, postula que la emisión de energía siempre se produce en cantidades definidas llamados cuantos, paquetes energéticos, además el valor de los mismos depende de su frecuencia, **E=hf**, donde h es la constante de Planck de valor**: h=6,63·10^{-34} J·s** y **f es la frecuencia.** Además si se aplica a las ondas electromagnéticas, se cumple que c=λf, donde c es la velocidad de la luz en el vacío. Con lo cual una radiación electromagnética tendrá mayor energía cuanto mayor sea su frecuencia, f, y menor sea su longitud de onda.

Por otra parte, se conocían los espectros de los átomos, eran discontinuos. Un espectro es la descomposición de una onda en todas las ondas simples que la componen, cada sustancia tiene un espectro característico. Se miden mediante unos aparatos denominados espectrómetros, que son espectroscopios que llevan una escala graduada. Cuando un elemento irradia energía no lo hace en todas las longitudes de onda. Solamente en aquellas de las que está "provisto". Esas longitudes de onda sirven para caracterizar, por tanto, a cada elemento. También ocurre que cuando un elemento recibe energía no absorbe todas las longitudes de onda, sino solo aquellas de las que es capaz de "proveerse". Coinciden por tanto, las bandas del espectro en las que emite radiación con los huecos o líneas negras del espectro de absorción de la radiación, como si un espectro fuera el negativo del otro.


La exitación de un gas le hace emitir radiación, pero solo emite en ciertas longitudes de onda. Es su espectro de emisión, característico de cada sustancia

Los espectros de rayas son típicos de los átomos, los de bandas de las moléculas y los continuos son típicos de cuerpos extensos como el sol, o de las fases de la materia condensada.

QUÍMICA 2º - JTG

Veamos los espectros de emisión del hidrógeno y del sodio:

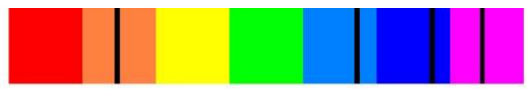
Espectro de emisión del Hidrógeno:

Diremos que el hidrógeno emite, dentro del visible, en una cierta longitud de onda del naranja (6560 A), en otra del azul (4858 A), otra del añil (4337 A) y otra del violeta (4098 A).

Espectro de emisión del sodio:

El sodio (Na) emite en el amarillo (bandas de longitudes de onda de 5896 A y 5890 A).

Los de absorción de los mismos elementos son:

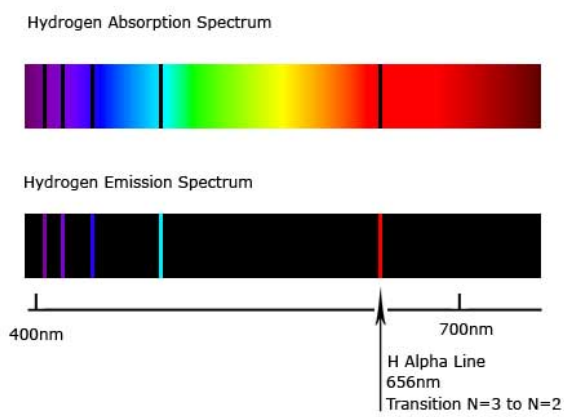


El hidrógeno, pues, absorbe radiación en las mismas bandas en las que la emite, es decir, absorbe en una cierta longitud de onda del naranja, en otra longitud de onda del azul, en otra del añil y en otra del violeta.

Espectro de absorción del sodio:

En 1885 Balmer, estudiando el espectro del átomo de hidrógeno se dio cuenta de que cumplía una ley, que predecía las líneas espectrales del átomo de hidrógeno (se muestra más abajo).
Las radiaciones que van desde el violeta al rojo se dice que forman el espectro visible, pues procede de la descomposición de la luz blanca.

Las líneas espectrales del hidrógeno son de derecha a izquierda: 656'6 nm, 486'2 nm, 434'1 (azul marino) y las violetas que están a: 410'2 y 397'1 nm.



La ecuación que encontró Balmer fue:
$\frac{1}{\lambda} = R(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}), R = 1'097 \bullet 10^{-7} m^{-1}$, con n=2,3,4,…., a R se la conoce como constante de Rydberg. Este hecho no podía ser explicado mediante la Teoría de Maxwell.

Otro hecho que no tenía explicación era el **efecto fotoeléctrico**, resulta que cuando incidía radiación sobre algunos metales, éstos desprendían electrones. Pero:

- Existía una frecuencia umbral por debajo de la misma no se emitían, recordamos que según Maxwell la intensidad sólo dependía de la amplitud de onda.
- La energía cinética máxima que alcanzaban los electrones no dependían de la intensidad de la radiación incidente, sólo de la frecuencia.
- No existía tiempo de retardo entre la llegada de la radiación y la emisión del electrón, siempre que $f>f_{min}$, según Maxwell la energía iría llegando poco a poco, con los sucesivos frentes de onda.

Einstein lo resuelve usando la hipótesis de Planck, $\boldsymbol{hf = hf_0 + \frac{1}{2}mv_{max}^2 = w_{ext} + E_{Cmax}}$, esto es la energía inicial de la onda se invierte en extraer el electrón del metal y en proporcionarle energía cinética. Aplica el principio de conservación de la energía. Eso le valió el Premio Nobel de Física.

QUÍMICA 2º

4. MODELO ATÓMICO DE BÖHR.

De acuerdo con estos hechos Bohr, alumno de Rutherford, postula su modelo, teniendo en cuenta la hipótesis de Planck. Los postulados son los siguientes:

a. Se acepta el modelo de Rutherford, los electrones giran en órbitas estacionarias circulares sin emitir energía. Se cumple que Fe=Fc.

b. No todas las órbitas son posibles, sino sólo aquellas que cumplen que $mvr = n\frac{h}{2\pi} = n\hbar$, n ha de ser entero, y posteriormente se llamaría número cuántico principal. El momento angular se cuantiza.

c. Los electrones pueden absorber energía o emitirla cuando pasan de una órbita permitida a otra, en forma de radiación Electromagnética, cumpliendo la ley de Planck: $\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu$.

A partir de esos postulados es posible deducir que los espectros son discretos, se puede deducir la fórmula de Balmer y otras. Permite calcular radios de las órbitas y sus energías. Proporciona valores muy próximos a los predichos experimentalmente. Funciona bien para el átomo de hidrógeno, lo explicaba a grandes rasgos, aunque no justifica sus postulados. Tiene varias limitaciones:

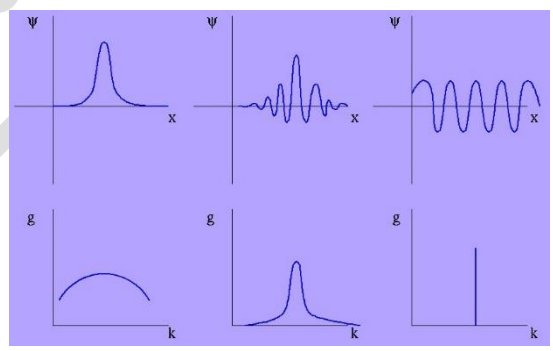
- No explica los átomos multielectrónicos.
- Mezcla la física clásica con la cuántica, no justifica porqué los electrones no emiten energía en sus órbitas.
- Con las mejoras instrumentales aparecen nuevas rayas que no explica este modelo. Se intentan justificar proponiendo órbitas elípticas, pero este modelo no explicaría tampoco los desdoblamientos que aparecían al exponer las muestras a campos magnéticos.
- No explicaba el efecto Zeeman ni el de espín, el efecto Zeeman consiste en el desdoblamiento de cada línea en varias, a su vez cada una de las nuevas originadas se desdobla en dos (efecto de espín).

QUIMICA 2º - IES

MODELO MECANOCUÁNTICO Y HECHOS EXPERIMENTALES PREVIOS.

En este estado de cosas, Broglie propone que la materia tiene comportamiento ondulatorio, la dualidad es una propiedad general de la materia: $\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{p}$., dado que:$E = hf = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = mc^2$, para c=v.
Esta ecuación permite establecer ese número cuántico principal de Bohr de forma natural, asumiendo que la onda del electrón debe ser estacionaria, una longitud de onda debe ser un múltiplo entero de la longitud de una circunferencia, $2\pi r = n\lambda$. Tres años después Davisson y Germen consiguen difractar haces de electrones, la difracción es un fenómeno típicamente ondulatorio, junto con las interferencias.

Heisemberg postula el principio de incertidumbre: $\Delta x \Delta p_x \geq \hbar$, que determina que es imposible medir simultáneamente y con precisión dos variables conjugadas, el límite es la constante de Planck. Una onda tiene una longitud de onda definida, pero la posición de la partícula es indefinida. Una partícula puede ser descrita como una combinación lineal de ondas con longitudes de onda parecidas, ocupando un espacio reducido, pero su momento queda indefinido.



El efecto Compton, era otra prueba de la naturaleza dual de la materia, se basa en la difracción de los rayos x a través de la materia, de forma que en esa dispersión perdían energía y aumentaban su longitud de onda, de forma que: $\lambda = \lambda_0 + \frac{h}{m_e c}(1 - \cos\theta)$, su longitud de onda anterior era menor, Θ es el ángulo de dispersión.
Había un cóctel de anomalías no explicadas por ningún modelo atómico, hacía falta un nuevo modelo que las explicara, el mecano-cuántico.

El principio de incertidumbre introdujo el problema de la imposibilidad de definir una trayectoria, el concepto de órbita no podía usarse, porque no se podían conocer simultáneamente la velocidad y la trayectoria del electrón. Schrödinger inspirado en la teoría de De Broglie propone que las partículas pueden ser definidas mediante una función de onda, que vibra alrededor del núcleo:

$$-\frac{\hbar^2}{2m}\left(\frac{\partial^2\Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2\Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2\Psi}{\partial z^2}\right) + V(x,y,z)\Psi = E\Psi$$

Θ es la llamada función de onda, cuyo cuadrado por el volumen representa la posibilidad de encontrar al mismo en ese volumen.
E es la energía del electrón,
V es la energía potencial del electrón en un punto del espacio.
El concepto de órbita es reemplazado por el de orbital, lugar del espacio donde existe una probabilidad del 99% de encontrar al electrón.
Las soluciones de la ecuación de onda dependen de cuatro parámetros, son unas funciones matemáticas que dependen de cuatro variables enteras: n,l,m y s. Cuando hablamos de números cuánticos nos referimos a las funciones de onda que representan.

QUÍMICA 2º - IFL

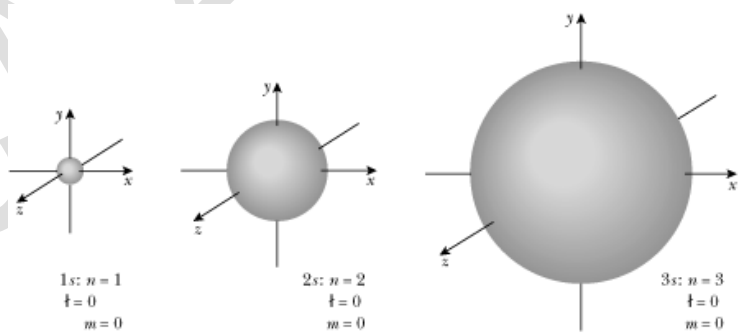
Matemáticamente sólo se puede resolver la función de onda del hidrógeno, para átomos más difíciles se usa la aproximación de Hartree-Fock.

- n es el número cuántico principal y sólo puede tomar los valores 1,2,3,4,….. Determina la extensión de la región, la capa o nivel de energía.
- l es el número cuántico secundario, toma valores desde 0 hasta n-1. Determina la forma del orbital, los subniveles de energía, los tipos de orbitales, que puede haber en cada capa o nivel.
- m es el número cúantico magnético, toma valores desde –l hasta +l. Determina la orientación del orbital, esto es si está dirigido según el eje x, el y o el z, en un sistema de referencia cartesiano. Indica el número de orbitales de cada tipo que hay en cada capa o nivel.
- S es el número cuántico de espín, se dice que depende del sentido de giro del electrón, vale ½ ó -½, aunque no tiene sentido hablar de rotación de una onda, por ello se habla de momento magnético intrínseco del electrón.

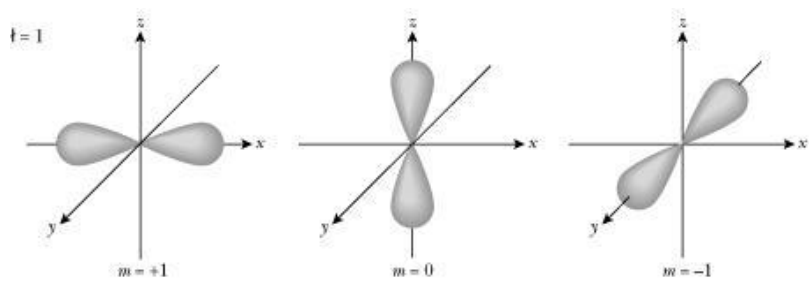
Los orbitales s(l=0) tienen forma esférica, los p (l=1) tienen forma lobular, los d (l=2) tienen forma de lobular asimétrica y los f(l=3) tienen aspecto multilobular asimétrica. Ejemplos:

La imagen de los orbitales empleada habitualmente por los químicos consiste en una representación del orbital mediante superficies límite que engloban una zona del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es del 99%. La extensión de estas zonas depende básicamente del número cuántico principal, n, mientras que su forma viene determinada por el número cuántico secundario, l.

- Los **orbitales s** (l=0) tienen forma esférica. La extensión de este orbital depende del valor del número cuántico principal, asi un orbital 3s tiene la misma forma pero es mayor que un orbital 2s.

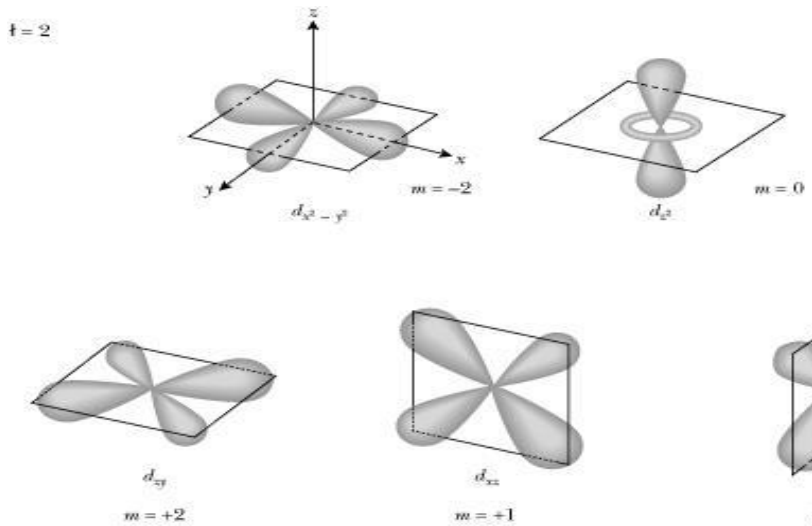


- Los **orbitales p** (l=1) están formados por dos lóbulos idénticos que se proyectan a lo largo de un eje. La zona de unión de ambos lóbulos coincide con el núcleo atómico. Hay tres orbitales p (m=-1, m=0 y m=+1) de idéntica forma, que difieren sólo en su orientación a lo largo de los ejes x, y o z.

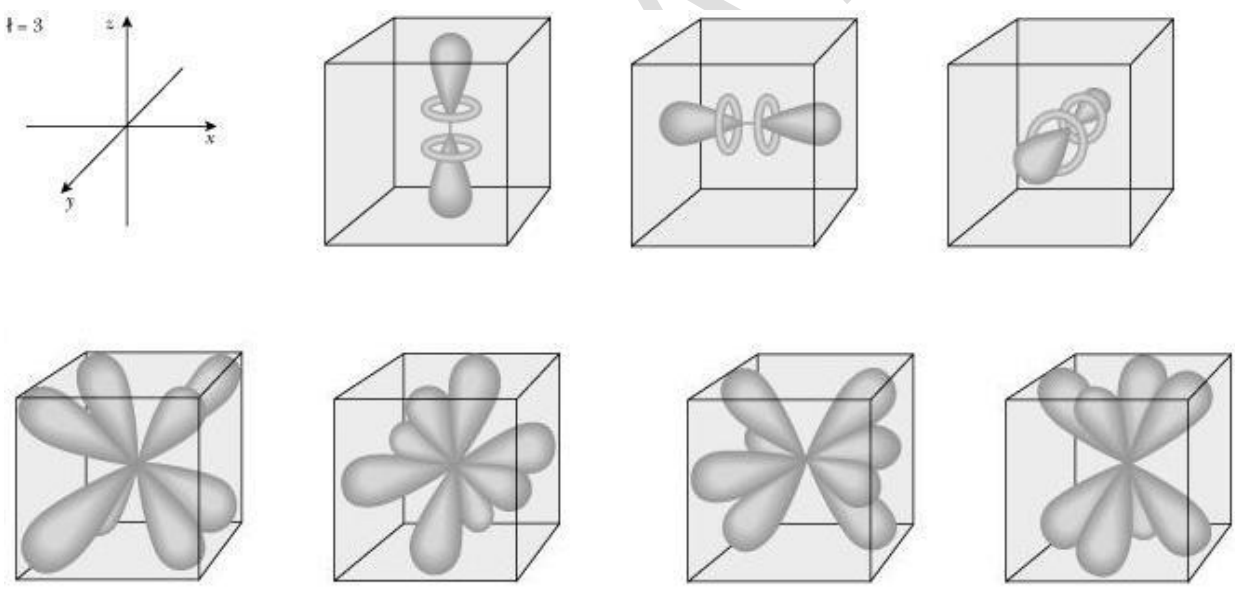


QUÍMICA 2º BT

- Los **orbitales d** (l=2) también están formados por lóbulos. Hay cinco tipos de orbitales d (que corresponden a m=-2, -1, 0, 1, 2)

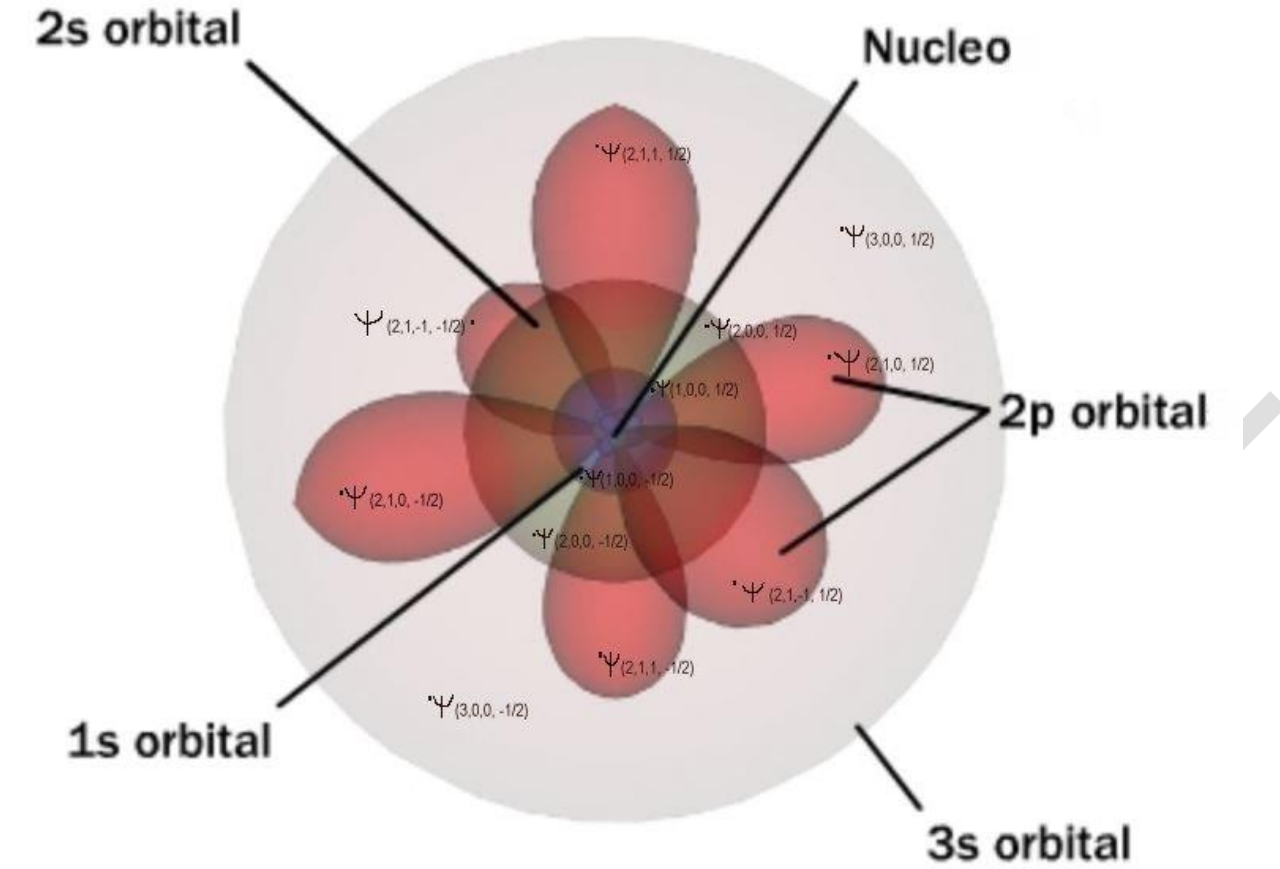


- Los **orbitales f** (l=3) también tienen un aspecto multilobular. Existen siete tipos de orbitales f (que corresponden a m=-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3).



La potencia del modelo ondulatorio radica en que es capaz de explicar toda la tabla periódica, no sólo el átomo de hidrógeno.

Podríamos dibujar los primeros orbitales del átomo, hasta el 3s, de la siguiente forma:

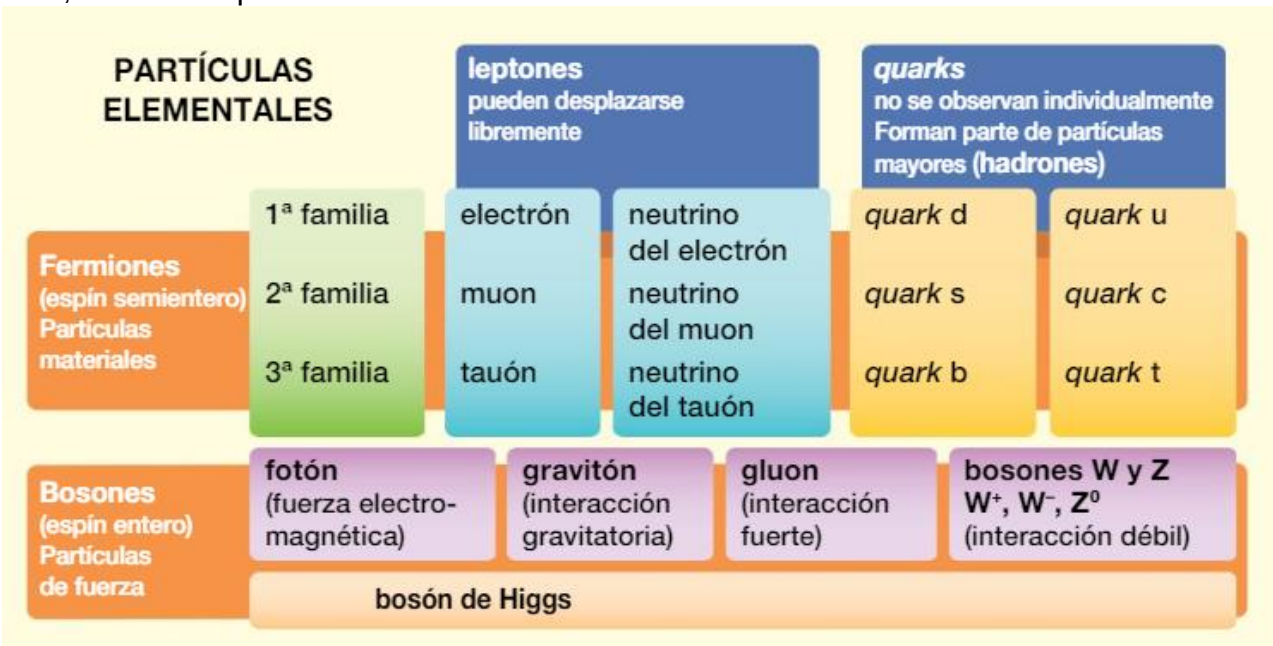


Los orbitales p son perpendiculares entre sí. Podemos ver las funciones de onda de los electrones, en función del orbital en que se encuentran. Hay que recordar que los electrones no son puntuales como se han indicado, sino que serían funciones de onda que ocupan el orbital, entre los orbitales hay espacios vacíos, llamados nodos, donde la función de onda vale 0. Por ejemplo entre el 1s y el 2s hay un espacio vacío, entre el 2s y el 3s también, etc.

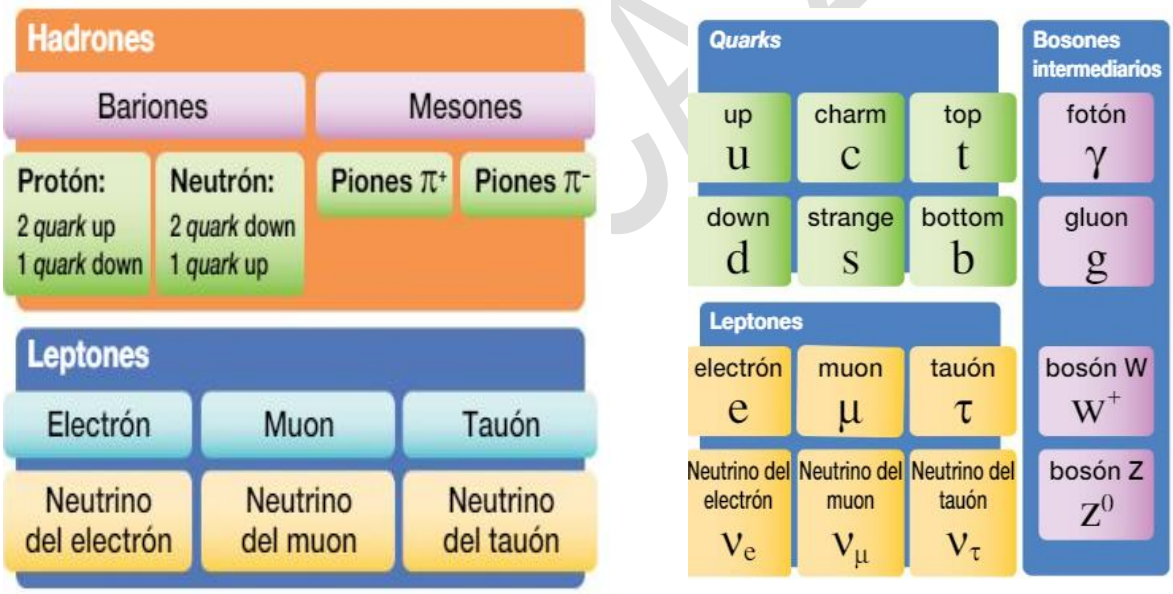
QUIMICA

6. PARTÍCULAS SUBATÓMICAS.

Según el modelo estándar, las partículas elementales son las que no se pueden dividir más, se llaman quarks.



Los quark u, c, t tienen carga 2/3 y los d, s y b tienen carga -1/3 (de la carga del e^-).
Los hadrones experimentan las interacciones fuertes, los leptones no.



Se postula la existencia de antimateria, cada partícula tiene su antipartícula correspondiente, los bariones están constituidos por tres quarks o tres antiquarks y los mesones por un quark y un antiquark.
Los bariones son fermiones y los mesones son bosones.

7. PRÁCTICA. Ensayos a la llama: ácido bórico y cloruros de cobre y estroncio.

PROBLEMAS DE PAU DEL 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). VERDADERO, la configuración electrónica del boro es : $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$, luego su electrón más externo está en el nivel 2, n=2, l=1, con lo cual ml puede ser -1, 0 ó 1 y su espín ½ o -1/2, con lo cual es correcta.

b) Los electrones que se encuentran en los orbitales 2p tienen la misma energía. VERDADERO, la energía queda fijada por los dos primeros números cuánticos, n y l, esos electrones son degenerados, sólo tienen distinta orientación y espín.

c) El átomo de oxígeno tiene dos electrones desapareados en los orbitales 2p. VERDADERO, la estructura electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. Según el Principio de Hund, quedan dos desapareados.

d) Los elementos situados en el grupo 13 de la tabla periódica tienen distinto número de electrones en la capa de valencia. FALSO, un grupo de elementos se puede definir como aquellos elementos con igual número de electrones en su capa de valencia, eso determina las propiedades químicas similares que exhiben.

PROBLEMAS DE PAU DEL 2024.

1. Dados los elementos A, B y C, con números atómicos: A (Z = 11), B (Z = 16), C (Z = 37).
a) ¿Cuál será el número de oxidación más probable para los elementos A y B? Razónelo en base a su configuración electrónica**. Sol(para A=+1, para B=-2, estructuras electrónicas).**
b) Indique, razonadamente, si (4, 0, 0, +½) puede ser un conjunto de números cuánticos válido para el electrón más externo del elemento C. **Sol(No, la estructura electrónica de C termina en $5s^1$: (5,0,0,1/2))**
c) Ordene, razonadamente, de menor a mayor radio atómico los elementos A, B y C. **Sol ($R_B<R_A<R_C$).**

2. a) Justifique si son posibles las siguientes combinaciones de números cuánticos: (2, 0, 3, -½); (3, 1, -1, -½).
b) Dados los elementos X e Y, cuyos valores de Z son 20 y 25, respectivamente, identifíquelos basándose en sus configuraciones electrónicas.
c) Razone si X tendrá mayor o menor radio atómico que Y.

3. Dados los elementos A (Z= 19) y B (Z= 36):
a) Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos en estado fundamental indicando el grupo y período al que pertenecen en el sistema periódico.
b) Justifique si los siguientes números cuánticos podrían corresponder al electrón diferenciador de alguno de ellos, indicando a cuál: (5, 1, -1, +½); (4, 0, 0, -½) y (4, 1, 3, +½).
c) Justifique cuál de los dos elementos tiene mayor tendencia a formar iones.

PROBLEMAS DE PAU DEL 2023.

1. a) Razone a qué grupo del Sistema Periódico pertenecen los elementos cuyo ion más estable es aquel que resulta de la pérdida de un electrón.
b) Indique un conjunto de números cuánticos para un electrón que se encuentra en un orbital 5d.
c) Ordene en orden creciente de energía los orbitales para los siguientes grupos de números cuánticos: (4,0,0,+1/2); (3,2,1,-1/2); (2,1,0,+1/2); (4,1,0,+1/2).

2. Escriba la configuración electrónica y el símbolo del primer elemento del Sistema Periódico con:
a) Los orbitales 2p llenos.
b) Un único electrón en un orbital d.
c) Un único electrón en un orbital p y que tiene los orbitales d llenos.

QUÍMICA 2º - JFL

PROBLEMAS DE PAU DEL 2022.

1.- Indique para el isótopo $^{65}_{30}Zn$:
a) El número de protones, electrones y neutrones que tiene.
b) Un conjunto posible de números cuánticos para su electrón diferenciador.
c) El ion más estable que puede formar.

PROBLEMAS DE PAU DEL 2021.

1.- Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) Los electrones de un mismo orbital tienen el mismo número cuántico de spin. **Sol (falso, uno tiene que tener ½ y otro -1/2, tienen que cumplir el principio de exclusión de Pauli)**
b) En el átomo de oxígeno no existen electrones desapareados. **Sol (falso, la configuración electrónica del oxígeno termina en $2p^4$, según el principio de Hund, tiene dos electrones desapareados)**
c) Los elementos del grupo de los halógenos tienen un electrón desapareado. **Sol (Verdadero, la configuración electrónica de los halógenos termina en $2p^5$, según el principio de Hund, tiene un electrón desapareado)**

PROBLEMAS DE PAU DEL 2020.
1.- Dado un elemento de número atómico 20:
a) Escriba los números cuánticos para los electrones de su capa de valencia. **Sol(4,0,0,1/2).**
b) En base a los números cuánticos, explique cuántos orbitales hay en su subnivel 3p y cuántos electrones caben en él. **Sol (Hay 3, caben 6).**
c) Justifique cuál sería el ion más estable de este elemento. **Sol: Ca^{2+}.**

PROBLEMAS DE PAU DEL 2019.

1.- Para los siguientes grupos de números cuánticos: A(4,2,0,+1/2); B(3,3,2,-1/2); C(2,0,1,+1/2); D(2,0,0,-1/2).
a) Indique cuáles son posibles y cuáles no para un electrón en un átomo. **Pos (A y D).**
b) Para las combinaciones correctas, indique el orbital donde se encuentra el electrón. **Sol (d y s)**
c) Ordene razonadamente los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía. **Sol (d>s).**

PROBLEMAS DE PAU DEL 2018.

1.- La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es $4s^2\ 4p^3$. De acuerdo con este dato:
a) Deduzca, justificadamente, la situación de dicho elemento en la Tabla Periódica. **Sol (As).**
b) Escriba una de las posibles combinaciones de números cuánticos para su electrón diferenciador. **Sol: (4,1,0,1/2)**
c) Indique, justificadamente, dos posibles estados de oxidación de este elemento. **Sol (+3, -3)**.

QUÍMICA 2º - JFL

2.- Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El número cuántico m para un electrón en el orbital 3p puede tomar cualquier valor entre +3 y −3. **Sol (Falso)**.

b) El número de electrones con números cuánticos distintos que pueden existir en un subnivel con n = 2 y ℓ = 1 es de 6. **Sol (Verdadero).**

c) Los valores de los números cuánticos n, ℓ y m, que pueden ser correctos para describir el orbital donde se encuentra el electrón diferenciador del elemento de número atómico 31, son (4, 1, −2). **Sol (Falso).**

3.- Conteste de forma razonada a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cuántos orbitales hay en el nivel de energía n = 2? **Sol (4, 1s y 3p).**

b) ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede encontrarse en el nivel de energía n = 3? **Sol (18 electrones).**

c) ¿En qué se diferencian y en qué se parecen los orbitales $3p_x$, $3p_y$ y $3p_z$? **Sol (misma energía y diferente orientación).**

4.- Sean los siguientes orbitales: 3p, 2s, 4p, 3d.

a) Ordénelos justificadamente de forma creciente según su energía. **Sol (2s<3p< 4p< 3d**).

b) Escriba una posible combinación de números cuánticos para cada orbital. **Sol ((2,0,0,1/2); (3,1,0,1/2); (4,1,0,1/2) y (3,2,0,1/2))**

c) Razone si el 3p y el 4p son exactamente iguales. **Sol(No, el 4p tiene más energía que el 3p y entre ambos existe un nodo, una región prohibida).**

ALGUNOS PROBLEMAS DE PAU DEL 2017.

1.- Un átomo tiene 34 protones y 44 neutrones y otro átomo posee 19 protones y 20 neutrones:

a) Indique el número atómico y el número másico de cada uno de ellos. **Sol (Z=34, A=78; Z=19, A=39).**

b) Escriba un posible conjunto de números cuánticos para el electrón diferenciador de cada uno de ellos. **Sol ((4,1,-1,1/2) y (4,0,0,1/2)).**

c) Indique, razonadamente, cuál es el ión más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica. **Sol (Se 2-, K+, [Kr], [Ar]).**

2.- Para un átomo en su estado fundamental, justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) El número máximo de electrones con un número cuántico n=3 es 14. **Sol (Falso).**

b) Si en el subnivel 3p se sitúan 3 electrones habrá un electrón desapareado. **Sol (Falso).**

c) En el subnivel 4s puede haber dos electrones como máximo. **Sol (Verdadero)**

3.- Sean las siguientes combinaciones de números cuánticos para un electrón:

I) (1, 0, 2, -½); II) (5, 0, 0, ½); III) (3, 2, -2, -½); IV) (0, 0, 0, ½)

a) Justifique cuál o cuáles de ellas no están permitidas. **Sol (I, IV).**

b) Indique el orbital en el que se encuentra el electrón para las que sí son permitidas. **Sol (II, 5s; III, 3d).**

c) Ordene, razonadamente, dichos orbitales según su valor de energía creciente. **Sol (5s>3d).**

QUÍMICA 2º - JFL

TEMA 2. SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS.

1. NECESIDAD DE UNA CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS.

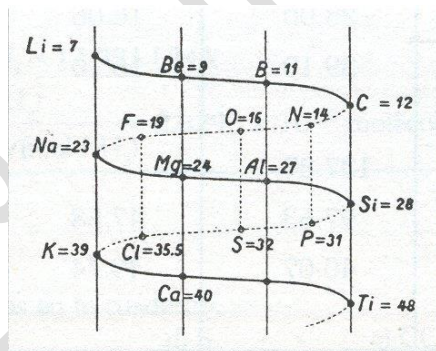
Según las teorías antiguas todo estaba formado por tierra, agua, aire y fuego (Empédocles, Aristóteles añade el éter).

Fue Robert Boyle el primero que describe a un elemento como una sustancia básica que no puede descomponerse en otras más sencillas, llamó compuestos a las demás. Entonces incluso el CaO se consideraba un elemento.

Triadas de Döbereiner					
Litio	LiCl LiOH	Calcio	$CaCl_2$ $CaSO_4$	Azufre	H_2S SO_2
Sodio	NaCl NaOH	Estroncio	$SrCl_2$ $SrSO_4$	Selenio	H_2Se SeO_2
Potasio	KCl KOH	Bario	$BaCl_2$ $BaSO_4$	Telurio	H_2Te TeO_2

Ante un maremagnum de elementos, había que clasificarlos como fuese, los primeros intentos fueron las tríadas de Döbereiner, el tornillo telúrico de Chancourtois, las octavas de Newlands (1863),..

1	2	3	4	5	6	7
Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0
Na 23,0	Mg 24,3	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5
K 39,0	Ca 40,0					

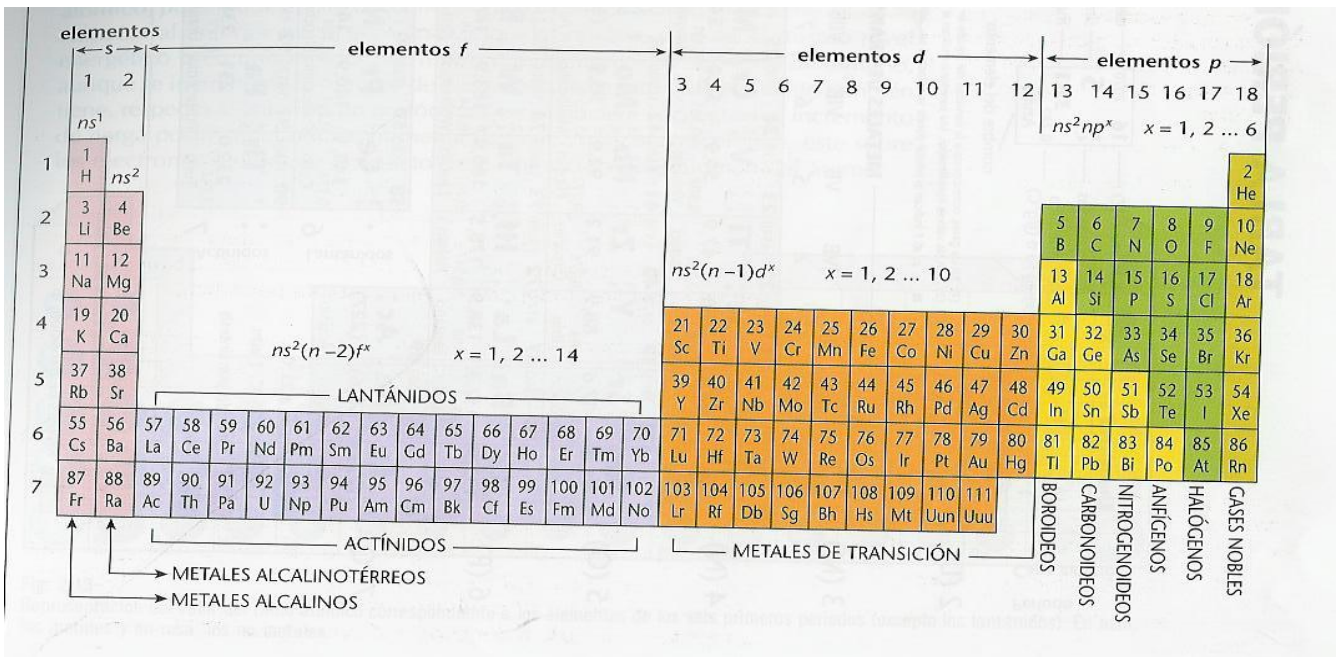


Por fin, Mendeleiev (1871) y Meyer, proponen una ordenación según pesos atómicos crecientes, según la masa atómica, se suele atribuir al primero porque fue un poco más allá de Meyer. Mendeleiev predice las propiedades de elementos inexistentes, llamándoles eka-silicio, eka-germanio,…

Posteriormente al descubrirse los mismos, se cumplen las propiedades predichas, lo que dio gran prestigio al químico ruso.

fila	grupo I – R_2O	grupo II – RO	grupo III – R_2O_3	grupo IV RH_4 RO_2	grupo V RH_3 R_2O_5	grupo VI RH_2 RO_3	grupo VII RH R_2O_7	grupo VIII – RO_4
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	– = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63
5	(Cu = 63)	Zn = 65	– = 68	– = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	– = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	–	–	–	– – – –
9	(–)	–	–	–	–	–	–	
10	–	–	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	–	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199
11	(Au = 198)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208			
12	–	–	–	Th = 231	–	U = 240	–	– – – –

Moseley estudiando las longitudes de onda mediante la difracción de los rayos X, observó que eran menores a medida que avanzaba en la tabla periódica. Este descubrimiento permite la ordenación actual en función de los números atómicos crecientes.



2. NÚCLEO ATÓMICO.

En el núcleo atómico existen protones y neutrones. Entenderemos como número atómico, Z, el número de protones del núcleo, que coincidirá con el de electrones si el átomo es neutro. A N le llamaremos número de neutrones y a la suma de ambos lo llamaremos número másico. De tal forma que A=Z+N .

Distinguiremos entre átomos isótopos (=Z, distinto N), átomos isóbaros (=A, distinto Z) e isoelectrónicos (igual número de electrones).

La unidad de masa atómica, u, en principio fue la del átomo de H, pero después por razones de precisión se adoptó como 1/12 parte del átomo de C-12, y a eso se le llamó 1 u. Se puede obtener sumando las masas de todas las partículas que constituyen el átomo. Como existen isótopos, la masa que figura en la tabla periódica, es una media ponderada de todos los que existen, por ejemplo, la del magnesio, tiene tres isótopos, el 23'98 (78'6%), 24,98 (10'1%) y el 25'98 (11'3%), se realiza esa media: m=23'98·0'786+24'98·0'101+25'98·0'113=24'31 u.

A través de bombardeos de neutrones, se han descubierto nuevos elementos que dejan la puerta abierta a la continuidad de la tabla periódica.

La notación usual, por ejemplo para el anión oxígeno, es: ${}^{16}_{8}O^{2-}$, donde 8 es el número atómico, 16 es el número másico y 2- indica que es un ión y tiene 2 electrones de más, es decir tiene 10 electrones, puesto que tiene 8 protones en el núcleo. Si en esa notación en la parte superior derecha no pone nada, es un átomo y tendrá el mismo número de protones que de electrones.

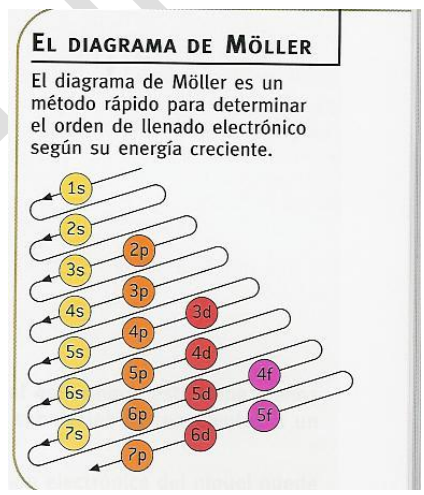
QUÍMICA 2

3. **ORDEN ENERGÉTICO PARA LOS ELECTRONES DE LOS ÁTOMOS**.

La energía de un electrón venía dada por su función de onda, que dependía de cuatro parámetros llamados números cuánticos: **n** que sólo podía valer números naturales distintos de cero, **l** que adoptaba valores entre 0 y n-1, dando cuenta de los tipos de orbitales, $\mathbf{m_l}$ **o m**, que daba cuenta de la orientación de los orbitales y sólo podía tomar valores entre –l y l, y **s** que era el espín intrínseco del electrón y sólo podía valer ½ ó – ½. A veces cuando n=1 se la llama capa K, cuando n=2 se le llama capa L, cuando n=3 se le llama M,….

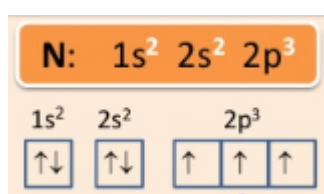
La forma en que se distribuyen los electrones en el átomo se había visto antes del advenimiento de la mecánica cuántica, así Pauli había establecido su principio de exclusión según el cual no podía haber dos electrones en el mismo átomo con los cuatro números cuánticos iguales, pero eso es obvio, porque no puede haber dos electrones con la misma función de onda. Cada orbital tiene como máximo dos electrones, según el Principio de Pauli.

Según el Principio de Mínima Energía, los electrones se van colocando en los niveles de mínima energía disponibles en el átomo, esto es, en el orbital de menor energía que quede disponible. La energía de un orbital viene dada por la suma de los dos primeros números cuánticos n+l. La energía de un orbital será mayor cuanto mayor sea la suma de n+l. En caso de que la suma n+l coincida, tendrá menos energía el que tenga menor n. Primero se llenan los que tienen el n+l más bajo. Existe una regla nemotécnica que es el diagrama de Moller (también regla de Madelung), que se muestra en el gráfico de la derecha.



Según el Principio de máxima multiplicidad de Hund, los electrones se distribuyen con espines paralelos o desapareados, siempre que sea posible, por ejemplo, si hay tres electrones en un orbital p, se colocarán así:

El nitrógeno es paramagnético al tener 3 electrones desapareados, es decir, es atraído débilmente por un imán.



QUÍMICA - IES

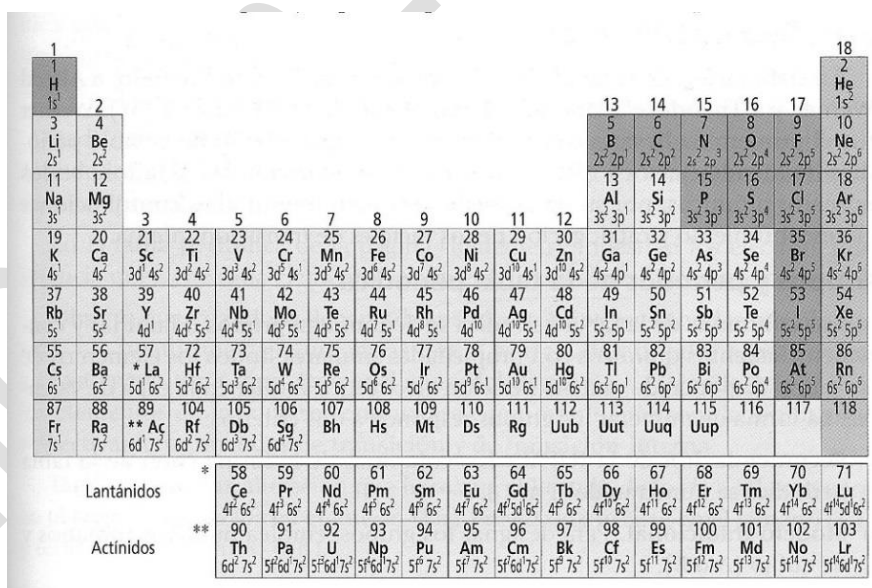
4. CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS.

Es el modo en que se sitúan los electrones en la corteza de los átomos. La capacidad máxima de cada capa es $2n^2$. La notación y la capacidad máxima de los orbitales se muestran a continuación:

n=1	orbital	$1s^2$	2e	total 2e
n=2	orbitales	$2s^2$	2e	
		$2p^6$	6e	total 8e
n=3	orbitales	$3s^2$	2e	
		$3p^6$	6e	
		$3d^{10}$	10e	total 18e
n=4	orbitales	$4s^2$	2e	
		$4p^6$	6e	
		$4d^{10}$	10e	
		$4f^{14}$	14e	total 32e

Por ejemplo para el calcio, cuyo Z=20 la configuración electrónica completa sería: Ca(Z=20): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$. A veces se coloca reducida de la siguiente forma: [Ar] $4s^2$., [Ar] es la configuración electrónica del gas noble más cercano, que termina siempre en s^2p^6.

Los científicos se dieron cuenta de que cuando la última capa tenía ocho electrones los elementos eran más estables, por ello todos los elementos tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta tener una configuración electrónica estable, esto es, ocho electrones en la última capa.



Según el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund, cuando hay orbitales del mismo tipo con la misma energía, los electrones tienden a situarse con el mayor desapareamiento posible, por ello, los subniveles son más estables cuando están llenos, semillenos o vacíos.

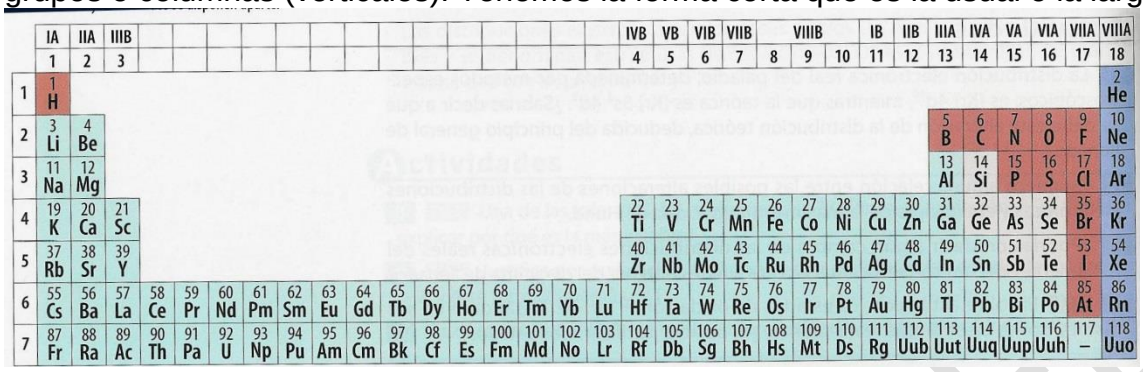
Cuando tengamos iones tendremos que quitar o poner electrones según convenga.

Para establecer la configuración electrónica definitiva se sigue el principio de Aufbau, cumpliendo además los principios de Pauli y Hund.

La configuración electrónica real se muestra en la tabla.

5. ORDENACIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA.

Los elementos se ordenan según su número atómico, en periodos o filas (horizontales) y grupos o columnas (verticales). Tenemos la forma corta que es la usual o la larga:



	IA	IIA	IIIB															IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	1	2	3															4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																															2 He
2	3 Li	4 Be																									5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg																									13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc															22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y															40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 –	118 Uuo

6. PROPIEDADES PERIÓDICAS.

Las propiedades periódicas dependen del número de electrones de la última capa, capa de valencia. Mientras en el hidrógeno la energía de los orbitales es la misma dentro de la misma capa, en los átomos polielectrónicos varía, porque cuando hay muchos electrones hay repulsiones, para corregir esto se emplea la carga nuclear efectiva, Z*, efecto pantalla, en vez de trabajar con Z. Al aumentar Z también lo hace Z*, por ello usamos la ley de Coulomb modificada: $F = \frac{KZ^*e^2}{r^2}$, la fuerza de atracción sigue aumentando cuando aumenta Z, al menos en los elementos representativos.

Las reglas de Slater permiten calcular Z*=Z-σ, son más propias de un primer curso universitario sobre química general. Son las siguientes:

- Los orbitales se ordenan por números cuánticos en grupos: 1s/2s2p/3s3p/3d/4s4p/4d..
- Un electrón del mismo grupo apantalla 0,35, excepto cuando es 1s (0,3).
- Si un electrón es nsp todos los electrones de la capa inferior apantallan 0,85.
- Si un electrón es nd o nf todos los electrones de la capa inferior apantallan 1.
- Si un electrón es nd o nf todos los electrones de capas inferiores apantallan 1.
- Si un electrón está en una capa, los de capas superiores no le apantallan.

1- Radio atómico e iónico.

Al ser los electrones ondas, definíamos los orbitales como regiones con un 99% de probabilidad de encontrar al electrón. Ante esa indefinición se adopta el criterio de definir el radio atómico como la mitad de la distancia entre dos átomos (se hace con rayos X). El radio atómico crece cuando avanzamos en una columna o grupo, vamos subiendo una capa electrónica mientras bajamos. En un mismo periodo los electrones están en la misma capa, al irse llenando la misma, el radio va disminuyendo un poco, porque va aumentando el número de protones del nucleo, la fuerza de atracción va aumentando de acuerdo con la ley de Coulomb y la carga nuclear efectiva.

Los radios iónicos varían de igual forma que en los átomos, en el caso de los positivos hay una disminución importante en el primer grupo, el perder un electrón

QUIMICA 2º - JFE

supone tener una capa menos, pero con más protones. El radio es más pequeño que el del gas noble anterior. En el caso de que los iones sean negativos, aumenta, ya que tiene los mismos protones y más electrones. Los cationes tiene menor tamaño y los aniones mayor tamaño que el átomo neutro de procedencia.

2- <u>Energía de ionización.</u>

EI, es la mínima energía necesaria para arrancar un electrón de la capa de valencia a ese átomo en estado gaseoso y fundamental, a veces llamada entalpía de primera ionización, segunda,,… Por ejemplo:

H(g) + EI ---------- $H^+(g)$ + e^-. ΔH_{EI}=EI=2'175.10^{-18} J, endotérmica.

El valor positivo indica que hay que suministrar energía.

Aumenta hacia la derecha y hacia arriba, en sentido contrario al radio atómico. En un grupo disminuye hacia abajo, porque el electrón de la ùltima capa está más lejano, según la Ley de Coulomb.

En teoría en cada elemento existen tantas energías de ionización como electrones tenga, la primera es menor que la segunda, ésta menor que la tercera y así sucesivamente. La razón es obvia, la carga neta positiva cada vez es mayor.

3- <u>Afinidad electrónica</u>.

Quitando las excepciones (gases nobles), es la energía que desprende un átomo en estado gaseoso y fundamental, al capturar un electrón, por ello suele ser negativa para los no metales, según el convenio de la entalpía. Por ejemplo:

F(g) + 1 e^- ---------- $F^-(g)$ + AE . ΔH_{AE}= AE=-5'76.10^{-19} J, exotérmica.

Es más difícil generalizar(N, nitrógeno), varía como la energía de ionización, es decir, aumenta hacia la derecha y hacia arriba. La razón es que cuanto más pequeño es el átomo, más fuertemente ligado queda ese electrón, con ello, la afinidad electrónica será más grande, en valor absoluto, por ejemplo, la del flúor es de -328 KJ/mol.

4- <u>Electronegatividad.</u>

Es la medida de la atracción de un átomo sobre el par de electrones mediante los cuales está enlazado a otro átomo. En la escala de Mulliken se mide como: $EN(Mulliken) = \frac{EI+AE}{2}$. Sin embargo hoy se usa la escala de Pauling, $EN(Mulliken) = 3{,}15 \cdot EN(Pauling)$, basada en la polaridad del enlace, de 0'7 (Cs y Fr) al 4 (F). Debido a esa proporcionalidad, tiene que variar como la afinidad electrónica, aumenta hacia la derecha y hacia arriba. El carácter metálico es la propiedad inversa a esta.

QUÍMICA

PROBLEMAS DE PAU DEL 2025.

1. . Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos:

a) El elemento del grupo 14 con menor carácter metálico. Seguiremos el diagrama de Moeller para escribir la estructura electrónica, que refleja el principio de Aufbau o de mínima energía. Un elemento se considera metal cuando tiende a formar cationes, eso se favorece cuando los átomos tienen más radio y menos electrones en la última capa. Con esa premisa el que tendrá menor carácter metálico será el que tenga menor radio, el carbono: $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$.

b) El elemento del tercer periodo de mayor radio atómico. El tercer periodo empieza con el sodio, como es el que tiene menos carga nuclear efectiva del periodo, es el más grande: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$.

c) El elemento del cuarto periodo con un solo electrón en el orbital d. El cuarto periodo comienza con el potasio, comienzan los metales de transición, se trata del escandio: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1\ 4s^2$

d) El elemento del segundo periodo que tiene más tendencia a formar un catión divalente. Tendría que ser un metal que pierda fácilmente dos electrones de su última capa, es el periodo que comienza con el litio, el metal más grande es el berilio: $1s^2\ 2s^2$.

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

e) Una de las posibles combinaciones de los números cuánticos del electrón diferenciador del átomo de B es (2,1,0,-1/2). VERDADERO, la configuración electrónica del boro es : $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$, luego su electrón más externo está en el nivel 2, n=2, l=1, con lo cual ml puede ser -1, 0 ó 1 y su espín ½ o -1/2, con lo cual es correcta.

f) Los electrones que se encuentran en los orbitales 2p tienen la misma energía. VERDADERO, la energía queda fijada por los dos primeros números cuánticos, n y l, esos electrones son degenerados, sólo tienen distinta orientación y espín.

g) El átomo de oxígeno tiene dos electrones desapareados en los orbitales 2p. VERDADERO, la estructura electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. Según el Principio de Hund, quedan dos desapareados.

h) Los elementos situados en el grupo 13 de la tabla periódica tienen distinto número de electrones en la capa de valencia. FALSO, un grupo de elementos se puede definir como aquellos elementos con igual número de electrones en su capa de valencia, eso determina las propiedades químicas similares que exhiben.

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

a) Escriba las configuraciones electrónicas de B y C en su estado fundamental. Según el diagrama de Möller, la configuración electrónica de B es: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$, es el cloro, y la de C es: [Kr], termina en $4p^6$.

b) Razone el grupo y periodo de los elementos A y C. La estructura electrónica de A es $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$, es el carbono. Está en el segundo periodo y grupo 14, su electrón diferenciador está en orbitales p. El C está en el periodo 4 y grupo 18, es un gas noble, es el kripton.

c) Justifique cuál de los tres tiene menor radio. Aquel en el cual su periodo sea menor, en este caso el carbono, el A, pues su electrón diferenciador está en la segunda capa, el de B está en la tercera capa y el de C en la cuarta capa.

d) Explique cual de los tres tiene mayor energía de ionización. También el A, puesto que su electrón diferenciador queda más cerca del núcleo, su energía mecánica será menor y costará más trabajo extraerlo del átomo, por estar más fuertemente ligado. También podría ser el C al ser un gas noble y estar ese electrón fuertemente ligado.

PROBLEMAS DE PAU DEL 2024.

1. Dados los iones F^- y O^{2-}, justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) Los dos tienen el mismo número de protones.

b) Los dos tienen la misma configuración electrónica.

c) Son isótopos entre sí.

2. Conteste de forma razonada a las cuestiones acerca de los elementos A (Z= 19) y B (Z= 34):

a) ¿A qué grupo y a qué período pertenecen?

b) ¿Qué elemento tiene un radio atómico menor?

c) ¿Qué elemento tiene mayor energía de ionización?

QUÍMICA 2º BACH. JFL

3. a) Justifique si son posibles las siguientes combinaciones de números cuánticos: (2, 0, 3, -½); (3, 1, -1, -½).
b) Dados los elementos X e Y, cuyos valores de Z son 20 y 25, respectivamente, identifíquelos basándose en sus configuraciones electrónicas.
c) Razone si X tendrá mayor o menor radio atómico que Y.

4. Dados los elementos A, B y C, con números atómicos: A (Z = 11), B (Z = 16), C (Z = 37).
a) ¿Cuál será el número de oxidación más probable para los elementos A y B? Razónelo en base a su configuración electrónica.
b) Indique, razonadamente, si (4, 0, 0, +½) puede ser un conjunto de números cuánticos válido para el electrón más externo del elemento C.
c) Ordene, razonadamente, de menor a mayor radio atómico los elementos A, B y C

5. El número de protones de cuatro átomos es el siguiente: A= 8; B= 9; C= 12 y D= 20. Razone:
a) ¿Cuál es el más electronegativo?
b) ¿Cuál posee menor energía de ionización?
c) ¿Cuál puede convertirse en anión divalente estable?

6. Indique razonadamente:
a) Qué elemento de la tabla periódica es isoelectrónico con el catión más estable que forma el átomo de Na.
b) Entre los átomos de Ar y P, cuál tiene la energía de ionización más alta.
c) Entre el Cl y el Cl^-, qué especie presenta mayor radio.

7. Dados los elementos A (Z= 19) y B (Z= 36):
a) Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos en estado fundamental indicando el grupo y período al que pertenecen en el sistema periódico.
b) Justifique si los siguientes números cuánticos podrían corresponder al electrón diferenciador de alguno de ellos, indicando a cuál:
(5, 1, -1, +½); (4, 0, 0, -½) y (4, 1, 3, +½).
c) Justifique cuál de los dos elementos tiene mayor tendencia a formar iones

8. Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) La primera energía de ionización del Zn es mayor que la del Br.
b) El radio atómico del Ni es menor que el del Ca.
c) Es más difícil arrancar un electrón del ion Na^+ que del átomo de Ne.

9. Para el elemento $^{112}_{48}Cd$ indique:
a) Número de protones, electrones y neutrones que tiene.
b) Un conjunto posible de números cuánticos para su electrón diferenciador.
c) La configuración electrónica del ion más estable.

10. El elemento He precede al Li en la tabla periódica. Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) El número atómico del ion Li^+ es igual al del átomo de He.
b) El ion Li^+ y el átomo de He son isótopos.
c) El número de electrones del ion Li^+ es igual al del átomo de He.

PROBLEMAS DE PAU DEL 2023.

1.- Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- **a)** Los elementos del grupo 17 (halógenos) tienen tendencia a ganar dos o más electrones.
- **b)** El ion Ca^{2+} tiene la configuración electrónica de un gas noble.
- **c)** El radio del ion Br^- es mayor que el del átomo de Br.

2.- Dadas las configuraciones electrónicas: A= $1s^2 2s^2 2p^5$; B= $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ y C= $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- **a)** Justifique el grupo y el periodo de los elementos A y B.
- **b)** Explique el carácter metálico o no metálico de los elementos A y C.
- **c)** Indique los iones más estables de los elementos A y C, escribiendo sus correspondientes configuraciones electrónicas.

QUÍMICA 2º - JFL

3.- Dados los elementos F, Cl y Al, indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) El Cl es el elemento que tiene menor energía de ionización.
b) El Al es el elemento que tiene mayor afinidad electrónica.
c) El F es el que tiene menor radio atómico.

4.- Responda, razonadamente, la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
a) Los átomos $^{23}_{11}Na$ y $^{25}_{11}Na$ tienen el mismo número de protones y de neutrones aunque distinto número de electrones.
b) Un átomo cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ pertenece al grupo 17 del Sistema Periódico.
c) Un posible conjunto para los números cuánticos de un electrón situado en un orbital 5d es (5, 3, 0, -1/2).

5.- Los elementos Na, Al y Cl tienen números atómicos 11, 13 y 17, respectivamente. Justificando las respuestas:
a) Ordene los elementos de menor a mayor radio.
b) ¿Cuál de ellos tiene la primera energía de ionización más alta?
c) ¿Cuál tiene mayor radio: el Cl^- o el Na^+?

6.- Responda razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) La carga nuclear efectiva para los elementos de un mismo periodo aumenta cuanto mayor es el número atómico del elemento.
b) El Na^+ tiene menor radio que el Al^{3+}
c) El Li tiene mayor energía de ionización que el K.

7.- El ion más estable de un elemento X (Z= 35) es X^-
a) Escriba la configuración electrónica del ion X^-
b) Razone a qué grupo y periodo pertenece X.
c) ¿Cuántos electrones desapareados posee X? Razone la respuesta.

8.- Sean dos elementos A y B cuyos números atómicos son 12 y 17, respectivamente. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:
a) ¿Cuál de ellos tiene un radio menor?
b) ¿Qué elemento es más electronegativo?
c) ¿Qué tipo de enlace tiene el compuesto que pueden formar si se combinan entre ellos? Indique la fórmula del compuesto más probable.

9.- Sean los elementos X (Z= 16) e Y (Z= 53):
a) Escriba las configuraciones electrónicas de los dos elementos en estado fundamental.
b) Razone a qué grupo y período del Sistema Periódico pertenecen cada uno de ellos.
c) Justifique para cada uno de los elementos su ion más estable.

QUÍMICA 2º - JFL

PROBLEMAS DE PAU DEL 2022.

1.- Conteste las siguientes cuestiones relativas a un átomo con Z= 17 y A= 35.
a) Indique el número de protones, neutrones y electrones.
b) Escriba su configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados en su estado fundamental.
c) Indique una posible combinación de números cuánticos que pueda tener el electrón diferenciador de este átomo.

2. a) De acuerdo con los postulados del modelo atómico de Bohr, razone si cuando se produce una transición de un electrón de una órbita n a otra n+1 se absorbe o se emite energía.
b) Justifique a qué grupo pertenece el elemento X si la especie X^{2-} tiene 8 electrones externos.
c) En el átomo con Z= 25, ¿es posible que exista un electrón definido como (3, 1, 0, −1/2)? Justifique la respuesta.

3. Sean los iones Mn^{+2} (Z= 25) y Fe^{3+} (Z= 26), justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
a) Ambos tienen el mismo número de electrones.
b) Ambos tienen la misma configuración electrónica**.**
c) Son isótopos entre sí.

4. Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) La primera energía de ionización del magnesio es menor que la del sodio.
b) El B^{3+} tiene un radio iónico mayor que el Be^{2+}
c) Los elementos del grupo 17 (halógenos) tienen poca tendencia a ganar electrones.

5. Para el elemento del grupo 2 (alcalinotérreos) del segundo período y para el primer elemento del grupo 17 (halógenos):
a) Escriba sus configuraciones electrónicas.
b) ¿Qué elemento de los dos indicados tiene menor energía de ionización? Razone la respuesta.
c) Justifique cuál de los dos elementos presenta mayor radio.

6. Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) La primera energía de ionización del magnesio es menor que la del sodio.
b) El B^{3+} tiene un radio iónico mayor que el Be^{2+}
c) Los elementos del grupo 17 (halógenos) tienen poca tendencia a ganar electrones.

7. Los elementos A, B, C y D tienen números atómicos 12, 14, 17 y 37, respectivamente.
a) Escriba la configuración electrónica de B y D.
b) Indique los iones más estables de A y C y escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.
c) Indique cuál o cuáles de los elementos tienen electrones desapareados en su estado fundamental.

8. Considerando los siguientes elementos Mg, Si y Cl, justifique:
a) Cuál de ellos tiene mayor radio.
b) Cuál de ellos tiene mayor tendencia a formar cationes.
c) Cuál presenta el mayor número de electrones desapareados.

QUÍMICA 2º - JFL

9. Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) Isótopos son átomos de un mismo elemento con diferente número de electrones.
b) La masa atómica relativa de un elemento viene dada por su número total de electrones.
c) El número másico es el número de neutrones presentes en el átomo.

PROBLEMAS DE PAU DEL 2021.

1.- Conteste las siguientes cuestiones relativas a un átomo con Z= 7 y A= 14.
- **a)** Indique el número de protones, neutrones y electrones. **Sol (7p, 7n, 7e)**
- **b)** Escriba su configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados en su estado fundamental. **Sol ($1s^2$ $2s^2$ $2p^3$, según Hund, 3 e desap)**
- **c)** Razone cuál es el número máximo de electrones para los que n= 2, l= 0 y m= 0. **Sol (dos, según las reglas de los números cuánticos)**

2. Dados los elementos de números atómicos 19, 25, 30 y 48. Indique razonadamente:
- **a)** ¿Cuál o cuáles presentan algún electrón desapareado? **Sol (Z=19 y Z=25)**
- **b)** ¿Cuáles pertenecen al mismo grupo? **Sol (Z=30 y Z=48, Zn y Cd)**
- **c)** ¿Cuál podría dar un ion estable de carga +1? **Sol (Z=19, K)**

3.- Un átomo X tiene 34 protones y 44 neutrones. Otro átomo Y posee 19 protones y 20 neutrones.
- **a)** Indique el número atómico y el número másico de cada uno de ellos. **Sol (Zx=34, Ax=78, Zy=19 y Ay=39)**
- **b)** Escriba un posible conjunto de números cuánticos para el electrón diferenciador de cada uno de ellos. **Sol (X=(4,1,0,1/2) e Y=(4,0,0,1/2))**
- **c)** Justifique cuál es el ion más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica. **Sol (Se^{2-} y K^+, $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^6$)**

4. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros:

A: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ B: $1s^2$ $2s^2$ $2p^5$ $3s^1$ **Sol (Ne y Ne*)**

Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
- **a)** La configuración de B corresponde con un átomo de Na. **Sol (Falso)**
- **b)** La configuración de B representa un átomo del tercer periodo. **Sol (Falso)**
- **c)** Las configuraciones de A y B corresponden a diferentes elementos. **Sol (Falso)**

5.- Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la tabla periódica, razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- **a)** El número atómico del ion Na**+** es igual al del átomo de Ne. **Sol (Falso)**
- **b)** Los iones Na**+** y los átomos de Ne son isótopos. **Sol (Falso)**
- **c)** El número de electrones del ion Na**+** es igual al del átomo de Ne. **Sol (Verdadero)**

6.- Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- **a)** La primera energía de ionización del Ar es mayor que la del Cl. **Sol (Verdadero)**
- **b)** La afinidad electrónica del Fe es mayor que la del O. **Sol (Falso)**
- **c)** El As tiene mayor radio atómico que el Se. **Sol (Falso)**

7.- Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: **Sol (Falsos)**
- **a)** Todos los elementos del grupo 2 forman con facilidad cationes de carga variada, M^+, M^{2+}, M^{3+}

QUÍMICA 2º - UFL

b) El berilio es el elemento de su grupo que tiene mayor facilidad para formar cationes M^{2+}
c) Los elementos del grupo de los halógenos tienen energías de ionización relativamente pequeñas.

8.- Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) La primera energía de ionización del magnesio es menor que la del sodio. **Sol (Falso)**
b) En los elementos del grupo 2, el radio iónico es mayor que el atómico. **Sol (Falso)**
c) En general los elementos del grupo 1 tienen electronegatividad baja. **Sol (Verdadero)**

9.- Indique razonadamente:
a) Con qué elemento de la tabla periódica es isoelectrónico el catión más estable que forma el Mg. **Sol (Ne).**
b) Entre los átomos de He y N, cuál tiene la energía de ionización más alta. **Sol(He)**
c) Entre el Cl y Cl^-, qué especie presenta mayor radio. **Sol(Cl^-)**

10.- Considerando los elementos Mg, Si y P, justifique:
a) Cuál de ellos tiene mayor radio. **Sol (Mg).**
b) Cuál tiene menor valor de la primera energía de ionización. **Sol (Mg).**
c) Cuál tiene mayor afinidad electrónica. **Sol (P).**

PROBLEMAS DE PAU DEL 2020.

1.- Sea el elemento químico de configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$.
Justifique si se puede afirmar que:
a) Es un metal. **Sol (No, le falta un electron para completar la capa p).**
b) Puede formar un catión monovalente estable. **Sol (Falso, un anion monovalente estable).**
c) Es más electronegativo que el elemento de número atómico 32. **Sol (Sí, el átomo de bromo es más pequeño que el germanio, los electrons compartidos quedan más cerca del núcleo).**

2. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) Los átomos neutros de dos isótopos del mismo elemento tienen distinto número de electrones. **Sol (falso, los átomos neutros tienen el mismo número de electrons que de protones).**
b) Dos elementos que pertenecen al mismo grupo del sistema periódico presentan propiedades químicas similares. **Sol (Verdadero, la configuración electronica es similar, pero con una o varias capas más).**
c) El ion $^{39}_{19}K^+$ tiene el mismo número de protones que el átomo $^{40}_{18}Ar$. **Sol (Falso, uno tiene 19 y otro 18).**

3. Los iones X^+ e Y^- tienen la misma configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.
Indique, justificando la respuesta:
a) ¿Cuál es el número atómico de los elementos X e Y? **Sol (X=19, Y=17).**
b) ¿Cuál de los dos iones tendrá mayor radio? **Sol (El Y^-, tiene menos carga nuclear efectiva).**
c) ¿Qué valores tienen los números cuánticos n y l del electrón que ha ganado el átomo Y para formar el ion Y^-? **Sol (3,1).**

QUÍMICA 2º - JFL

4. Explique razonadamente si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:

a) La primera energía de ionización del potasio es menor que la del litio. **Sol (Cierta, el electron del potasio está en la cuarta capa, menos ligado que el del potasio, en la segunda capa)**

b) El radio del ion sodio, Na^+, es mayor que el radio del átomo neutro. **Sol (Falso, el Na^+ solo tiene dos capas completes, el Na tiene tres, aunque solo tenga un electron en la última).**

c) La segunda energía de ionización del potasio es menor que la primera. **Sol (Falso, cuesta más energía sacar un electron de la tercera capa que de la cuarta).**

5. El ion X^{2-} tiene número másico 33 y 17 neutrones.

a) Escriba la configuración electrónica del elemento X en estado fundamental. **Sol (Z=16, S)**

b) Justifique por qué el X^{2-} es el ion más estable del elemento X. **Sol (complete el nivel p).**

c) ¿De qué elemento se trata? Justifique su posición en el sistema periódico, basándose en su configuración electrónica. **Sol ($3p^4$, periodo tres, grupo 16)**

6. Dados los elementos A, B, y C de números atómicos 10, 11 y 12, respectivamente:

a) Asigne razonadamente los valores siguientes, correspondientes a la primera energía de ionización, a cada uno de los tres elementos del enunciado: 496 kJ/mol, 738 kJ/mol, 2070 kJ/mol. **Sol (Z=10, 2070KJ/mol; Z=12, 738 KJ/mol; Z=11, 496 KJ/mol).**

b) Indique justificadamente el ion más probable que forman los elementos B y C. **Sol (B^+, C^{2+}).**

c) Justifique cuál de los tres elementos tendrá mayor radio. **Sol (Z=11, el Na).**

7. Sean dos elementos A y B cuyos números atómicos son: Z(A) = 30 y Z(B) = 35.

a) Escriba la configuración electrónica del estado fundamental de ambos elementos. **Sol (Made.)**

b) Justifique cuál de los dos tiene mayor energía de ionización. **Sol (Z=35, es más pequeño).**

c) En caso de que los elementos A y B se pudieran combinar para formar un compuesto estable y neutro, justifique cuál es la fórmula más probable para este compuesto. **Sol (El Zn termina en $4s^2$ y el bromo en $4p^5$, es obvio, $ZnBr_2$).**

d)

8. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cuántos electrones tiene el ion $^{58}_{26}Fe^{3+}$? Escriba su configuración electrónica. **Sol (23, Madelu.)**

b) ¿Cuál es la composición del núcleo de un anión de símbolo X^- que contiene 18 electrones y cuyo número másico es 35? **Sol (17 protones y 18 neutrones).**

c) ¿Cuál es el ion más estable que puede formar el elemento de número atómico 38? **Sol (Sr^{2+})**

9. Dos elementos presentan las siguientes configuraciones electrónicas:

X: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ e Y: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$.

a) Indique razonadamente su posición (grupo y periodo) en el sistema periódico. **Sol (Na, Ar)**

b) Si los valores de las primeras energías de ionización son 496 y 1520 kJ/mol, justifica

QUÍMICA 2º - JFL

cuál será el valor asociado a cada elemento. **Sol (Ar:1520 KJ/mol, Na: 496 KJ/mol).**

c) Razone cuál de ellos tiene tendencia a formar enlace iónico. **Sol (Na).**

PROBLEMAS DE PAU DEL 2019.

1.- Considere los átomos X e Y, cuyas configuraciones electrónicas de la capa de valencia en estado fundamental son $4s^1$ y $3s^2\,3p^4$, respectivamente.

a) Si estos dos elementos se combinaran entre sí, justifique el tipo de enlace que se formaría. **Sol (iónico, tienen una diferencia de electronegatividad muy grande).**

b) Escriba la fórmula del compuesto formado. **Sol (K_2S)**

c) Indique dos propiedades previsibles para este compuesto. **Sol (Enlace iónico, no conductor en estado sólido y puntos de fusion y ebullición muy altos, soluble en agua).**

2.- Dadas las siguientes especies: Al (Z=13), Na^+ (Z=11), O^{2-} (Z=8). Indique razonadamente:

a) ¿Cuáles son isoelectrónicos? **Sol (Na^+ y O^{2-})**

b) ¿Cuál o cuáles tienen electrones desapareados? **Sol (Al)**

c) La configuración electrónica de un ion estable del elemento Al. **Sol (Al^{3+})**

3.- Responda a las siguientes cuestiones, justificando la respuesta:

a) ¿Qué elemento, Mg o Na, tiene menor radio? **Sol (Mg, tiene más protones en nucleo).**

b) ¿Qué ion, K^+ o Cl^-, posee mayor radio? **Sol (Cl^-)**

c) ¿Qué elemento, Na o S, posee mayor afinidad electrónica? **Sol (S, tiene menor radio).**

4.- Para el átomo de azufre:

a) Indique cuál es su configuración electrónica. **Sol (Madelung)**

b) Escriba una de las combinaciones de los números cuánticos para los electrones de mayor energía. **Sol ($3p^4$, (3,1,0,1/2))**

c) Justifique la configuración electrónica de su ion más estable. **Sol (S^{2-})**

5.- Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) El átomo de un elemento alcalino tiene mayor radio que el del halógeno del mismo periodo. **Sol (verdadero, el halógeno tiene las mismas capas y mayor carga nuclear efectiva).**

b) A medida que aumenta el número atómico en los elementos alcalinos disminuye la primera energía de ionización. **Sol (Verdadero, el electron está cada vez más lejos del nucleo).**

c) En los elementos alcalinotérreos el radio iónico es menor que el atómico. **Sol (verdadero, se quedan con una capa menos).**

6.- Sea el elemento X (Z=17), justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El electrón diferenciador se encuentra en un orbital s. **Sol (Falso, en un p).**

b) X^- y Ar son isoelectrónicos. **Sol (Verdadero, tienen los mismos electrones).**

c) Puede existir un isótopo de dicho elemento con A=16. **Sol (Falso, los isótopos tienen igual Z y distinto A).**

7.- Para el ion Cl^- (Z=17) del isótopo cuyo número másico es 36:

a) Indique el número de protones, electrones y neutrones. **Sol (17, 18,19, respectivamente).**

b) Escriba su configuración electrónica. **Sol (Moeller o Madelung).**

c) Indique los valores de los números cuánticos del electrón diferenciador. **Sol ($3p^6$, (3,1, 0,1/2)).**

8.- Conteste razonadamente:

a) ¿Qué elemento tiene mayor radio atómico, el de Z=13 o el de Z=15? **Sol (13, tiene menos Z*).**

b) ¿Cuál es el orden creciente de las primeras energías de ionización de los elementos Z=13, Z=15 y Z=37**? Sol (EI(15)>EI(13)>EI(37))**
c) ¿Cuál es la configuración electrónica del ion más probable para el elemento de Z=37? **Sol (Rb+)**

9.- Sea el elemento de Z=30:
a) Indique, en base a la configuración electrónica, el grupo y el periodo en el que se encuentra. **Sol ($3d^{10}$ $4s^2$, el Zn)**
b) Establezca una posible combinación de números cuánticos para el electrón diferenciador. **Sol (3,2,2,1/2), el ultimo electron de la configuración electronica.**
c) Indique razonadamente cuál sería el ion más estable de este elemento. **Sol (Zn^{2+})**

PROBLEMAS DE PAU DEL 2018.

1**.-** Justifique por qué:
a) El radio atómico disminuye al aumentar el número atómico en un periodo de la Tabla Periódica. **Sol (aumenta la carga nuclear efectiva).**
b) El radio atómico aumenta al incrementarse el número atómico en un grupo de la Tabla Periódica. **Sol (al pasar de un elemento a otro inferior en un grupo, hay una capa más de e^-)**
c) El volumen del ion Na^+ es menor que el del átomo de Na. **Sol (Verdadero,tiene una capa menos de electrones).**

2.- Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la Tabla Periódica, justifique razonadamente si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
a) El número atómico del ion Na+ es igual al del átomo de Ne. **Sol (falso, tiene un protón más).**
b) El número de electrones del ion Na+ es igual al del átomo de Ne. **Sol (verdadero)**
c) El radio del ion Na+ es menor que el del átomo de Ne. **Sol (verdadero, tiene más protones)**

3.- Sean los elementos cuyas configuraciones electrónicas son A = $1s^2$ $2s^2$; B = $1s^2$ $2s^2$ $2p^1$; C = $1s^2$ $2s^2$ $2p^5$. Justifique cuál de ellos tiene:
a) Menor radio. **Sol (F)**
b) Mayor energía de ionización. **Sol (F)**
c) Menor electronegatividad. **Sol (Be)**

4.- Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) El ion F^- tiene mayor radio que el ion Na^+. **Sol (verdadero).**
b) La primera energía de ionización del Cs es mayor que la del K. **Sol (falso)**
c) Los elementos con Z = 11 y Z = 17 pertenecen al mismo periodo. **Sol (verdadero).**

5.- Considere las siguientes configuraciones electrónicas:
1) $1s^2$ $2s^2$ $2p^7$ 2) $1s^2$ $2s^3$ 3) $1s^2$ $2s^2$ $2p^5$ 4) $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$
a) Razone cuáles no son posibles. **Sol (3 y 4).**
b) Justifique el estado de oxidación del ion más probable de los elementos cuya configuración sea correcta. **Sol (F^- y Na^+).**
c) Identifique y sitúe en la Tabla Periódica los elementos cuya configuración sea correcta. **Sol (F y Na)**

QUÍMICA 2º - IES

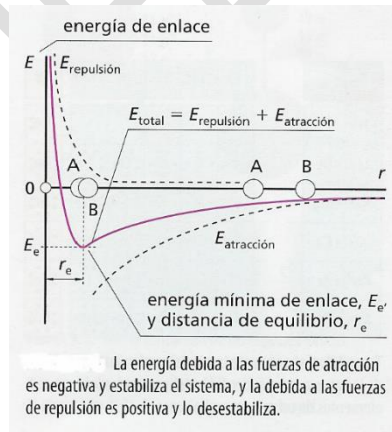
TEMA 3. ENLACE QUÍMICO.

***3.1 Introducción al enlace*.**

El mundo está formado por combinaciones de átomos. Los átomos al formar moléculas o cristales lo hacen mediante enlaces interatómicos, que pueden ser , desde el punto de vista teórico: covalentes, iónicos y metálicos. También existen enlaces entre moléculas, mucho más débiles, llamados enlaces intermoleculares, son las fuerzas de Van Der Vaals y los puentes de hidrógeno.

Cuando dos átomos se acercan entre sí, pueden pasar dos cosas: o bien que se unan, en cuyo caso existe una distancia r_0 de equilibrio, en la cual, existe un conglomerado de los dos átomos cuya energía es menor que la suma de las de los dos átomos o que no exista esa distancia y no se pueda formar una molécula nueva.

La gráfica de la derecha se denomina curva de Morse, describe el enlace en función de la energía, cuando dos átomos se aproximan entre sí, a determinada distancia r_e, existe un mínimo de energía potencial del sistema. E_{total} describe la diferencia entre la energía potencial de la molécula y la energía potencial de los dos átomos por separado (representa a la molécula de hidrógeno). A la energía desprendida se le llama energía de enlace.



La energía debida a las fuerzas de atracción es negativa y estabiliza el sistema, y la debida a las fuerzas de repulsión es positiva y lo desestabiliza.

No existe una teoría de enlace única para todas las sustancias, por ello se clasifican los enlaces en iónico, covalente y metálico, entendiendo que son idealizaciones teóricas sobre la realidad. Realmente existen enlaces a medio camino entre covalentes e iónicos, etc.

Llamamos enlace a cualquiera de los mecanismos de unión química entre átomos, también a las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas cuando se presentan en estado sólido o líquido. Estas uniones son químicas porque las sustancias así formadas no se pueden separar por métodos físicos. Los enlaces se forman porque las energías de los átomos enlazados es menor que la suma de las energías de los mismos átomos separados. El sistema final es más estable que el inicial.

Los enlaces más frecuentes son: iónico (entre sustancias muy electronegativas y otras muy electropositivas, en el cual hay transferencia de electrones), covalente (en el cual se comparten electrones, es típico entre los no metales) y metálico (se comparten electrones de forma colectiva). Existen otras fuerzas intermoleculares como los puentes de hidrógeno y las fuerzas de Van Der Waals.

Observando la experiencia los químicos del siglo XIX se dan cuenta de que los gases nobles son prácticamente inertes, a partir de esta observación surge la teoría de que todos los elementos tienden a obtener estructura de gas noble por tener una configuración electrónica óptima.

En 1916 Kossel postula que cuando reaccionan entre sí los átomos pierden o ganan electrones para adquirir la estructura electrónica de gas noble.

QUÍMICA 2º BACH

3.2. Enlace iónico.

Es el postulado por Kossel, cuando un elemento de baja energía de ionización (IA, IIA), transfiere electrones a otro de alta afinidad electrónica (VIA, VIIA), dichos elementos se ionizan, el enlace iónico es el resultado de la unión de iones positivos y negativos, debida a las fuerzas culombianas u electrostáticas. El carácter iónico viene además favorecido por la carga pequeña de los iones (1 ó 2) y diferencia de tamaño entre ellos.

El concepto de enlace es ampliado por Lewis, en 1923, enlace químico es el proceso mediante el cual los átomos ganan, pierden o comparten electrones para adquirir la configuración electrónica de los gases nobles (realmente del gas noble más próximo). Esto significaba que sólo se veían implicados los electrones de valencia.

Así existen muchas sales, como el NaCl, que tienen naturaleza iónica, provienen de la unión de sus iones respectivos, Na^+ y Cl^-. Forman redes tridimensionales neutras.

Ahora bien, hemos dicho que el proceso de enlace debe ser energéticamente favorable, veamos el caso del cloruro de sodio:

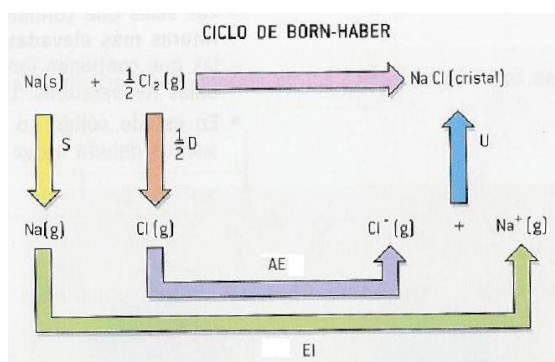
$Na(g) + 5´14\ eV \text{ ----------}\rightarrow Na^+ (g) + 1\ e^-$. ($1eV=1'6\cdot10^{-19}$ julios)

$Cl(g) + 1\ e^- \text{ ----------}\rightarrow Cl^- (g) + 3'75\ eV$.

Podemos observar que el proceso es desfavorable, por tanto debe existir algo que compense ese defecto, es la energía reticular, energía que se desprende al formarse la red tridimensional cristalina. En este caso se libera 7'94 eV, por cada pareja de iones que intervienen en la formación de la red.

La energía reticular se define para un mol, es la energía que debe aportarse para disgregar un mol del cristal iónico y transformarlo en iones aislados en fase gaseosa, separándolos a un distancia para que no interaccionen. Indica la fortaleza del cristal iónico y se calcula mediante el ciclo de Born-Haber. Por ejemplo para formar un cristal de NaCl, se puede hacer mediante suma de procesos parciales aplicando la ley de Hess, los procesos parciales son: energía de disociación de las moléculas gaseosas, energía de sublimación para pasar de sólidos a gaseosos, energía de ionización para adquirir carga positiva, afinidad electrónica para adquirir carga negativa y energía reticular para formar el retículo cristalino.

Un esquema del proceso sería el indicado en la figura de la derecha.



Se cumple que:

$\Delta H_f = S + 1/2\ D + AE + EI + U$, con valores, en kJ/mol:

411 =107.3+244/2+495.8+(-348.6)+(-787).

Si fuese otra fórmula, $MgCl_2$, tendríamos:

$\Delta H_f = S + D + 2AE + EI(1ª+2ª) + U$

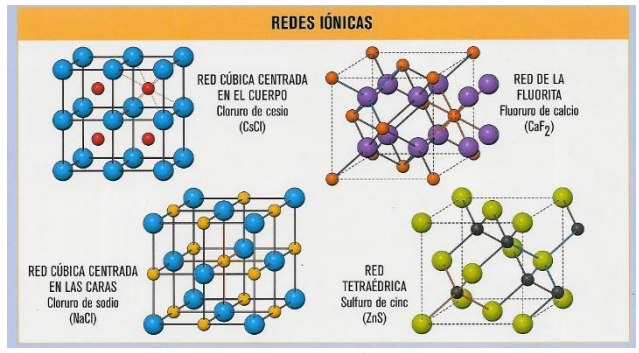
U(NaCl)=-787 $kJ\cdot mol^{-1}$.

Existen cálculos teóricos a partir de la energía potencial electrostática debida a varias cargas, teniendo en cuenta varias cosas, la fórmula predicha para la energía reticular es: $E_r = -K\frac{Z_1 Z_2 q_e^2 N_A A}{r}(1-\frac{1}{n})$, siendo Z las cargas de los iones, q la carga del electrón, A la constante de Madelung, N_A es un mol, r la distancia entre los iones (de enlace) y n el factor de compresibilidad.

CUESTIÓN 1.- Calcula la energía reticular del KBr conociendo los siguientes valores energéticos expresados en kcal/mol: EI (K)=100, AE (Br)=-80,7, S (K)=21'5, D (Br_2)=53,4, Q (entalpía de formación del KBr)=-93,7.(sol: -161,2 kcal/mol).

QUÍMICA 2º - IES

Veamos las propiedades de los compuestos iónicos, hemos comentado antes que los compuestos iónicos forman redes tridimensionales, llamamos índice de coordinación al número de iones del mismo signo que rodean a otro de signo contrario. Algunos tipos de redes son las mostradas a la izquierda. La estructura cristalina está determinada por factores geométricos, de hecho si llamamos r_M al radio del anión y r_y al radio del catión:



Compuesto	Límite de $\frac{r_M}{r_y}$	Indice de coordinación	Estructura
CsCl	$>0{,}732$	8	cúbica centrada en el espacio
NaCl	0,414–0,732	6	cúbica centrada en las caras
ZnS		4	cúbica
TiO_2 (rutilo)	$0{,}414 < \frac{r_M}{r_y} < 0{,}732$		tetragonal
CaF_2 (fluorita)	$0{,}732 < \frac{r_M}{r_y} < 1$	4 para F^- y 8 para Ca^{2+}	red cúbica de concentrados

Otras propiedades de las sustancias iónicas son:

- A T ambiente son sólidos cristalinos de elevada T de fusión.
- En los compuestos iónicos no hay moléculas, sino un cristal unido por fuerzas eléctricas.
- Puntos de fusión y ebullición medios y altos, pero menor que en los cristales covalentes.
- Son duros (resistencia al rayado), pero quebradizos.
- En estado sólido son aislantes eléctricos, pero fundidos conducen la corriente.
- Se disuelven en líquidos muy polares como el agua, pero son insolubles en disolventes apolares.
- La fortaleza de la red vendrá dada por su entalpía de formación, la energía reticular suele ser entre 2 y 8 veces mayor, por tanto también dependerá de la misma. Ésta dependerá de las cargas iónicas, del tamaño de los iones y de la diferencia de electronegatividades entre los mismos.

Cuestión 2. Considerando los siguientes sólidos iónicos: CaS, LiF, LiBr y CaO, cuál tendrá el punto de fusión más alto y más bajo. Sol (pf (CaO)>pf(CaS)>pf(LiF)>pf(LiBr)).

Veamos otro ciclo de Born-Haber:

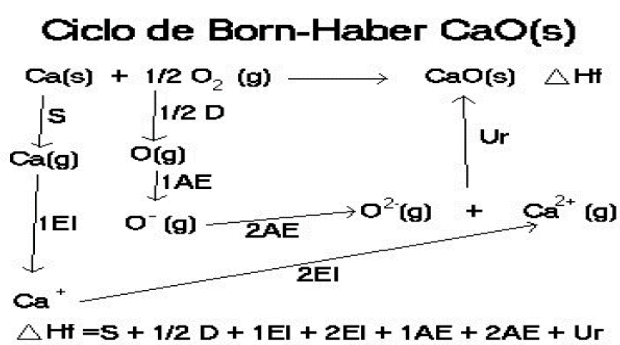
Hay que tener en cuenta que todo eso son entalpías, por ejemplo:

$Ca(s) \rightarrow Ca\ (g)$ $\quad \Delta Hs=S$

$½\ O_2(g) \rightarrow O\ (g)$ $\quad \Delta H_D=D,$

$O^-\ (g) + 1\ e^- \rightarrow O^{2-}\ (g)$ $\quad \Delta H_{AE}=$ 1ª AE

Todas las ecuaciones han de estar ajustadas.



QUÍMICA

3.3. Teoría de Lewis. Enlace covalente.

Lewis en 1916 da un nuevo paso en la teoría de enlace, diciendo que los átomos también pueden compartir electrones para cumplir la regla del octeto (recordamos que el nacimiento de la teoría cuántica es posterior). Lewis divide a los electrones en dos tipos: internos y de valencia, sólo estos contribuyen al enlace químico. Por tanto, los electrones compartidos mejoran la configuración electrónica de los átomos, haciendo que coincida con la de los gases nobles. Sin embargo no explicaba por qué tenía que ser uno, dos o tres electrones, algo que sí realiza la teoría cuántica.

Las sustancias que se unen mediante un enlace covalente no pueden tener grandes diferencias en su electronegatividad, como mucho 1 en la escala de Pauling.

Lewis simboliza los electrones mediante puntos o cruces que rodean al elemento, una raya simboliza un par de electrones. Para escribir las estructuras de Lewis debemos seguir unos criterios:

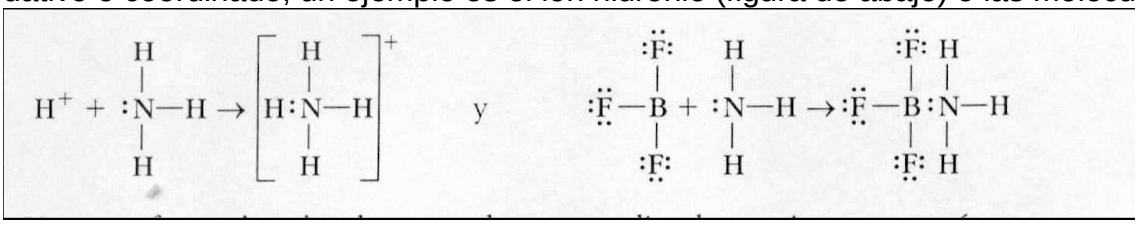
1- Se recuentan todos los electrones de la última capa. Ejemplo: $BeCl_2$, serían $2+2\cdot7=16$ electrones.
2- Si la especie es iónica, se añaden o quitan tantos electrones como indique la carga.
3- Colocar alrededor de cada átomo pares de electrones de acuerdo con la regla del octeto.
4- Si se precisan enlaces múltiples se asignan a los elementos de mayor valencia, en posición central.
5- El hidrógeno siempre ocupa posiciones terminales.
6- Los electrones puestos en juego se calculan como:
   Necesarios: todos 8, excepto H y He , que tienen 2.
   Disponibles: en función del grupo, por ejemplo: B(3), O(6), H(1),….
   Compartidos=necesarios – disponibles, esto es, C=N- D.
   No compartidos=disponibles- compartidos, así, NC=D-C.

En el modelo de Lewis, los enlaces, además de sencillos (cloro), pueden ser también dobles o triples, es el caso de las moléculas de oxígeno y de nitrógeno, respectivamente. Los elementos que tienen mayor valencia suelen ocupar la posición central de la molécula. Las moléculas diatómicas o triatómicas suelen ser lineales, mientras que las tetraatómicas son más difíciles de predecir.

El modelo de Lewis, aunque va muy bien para las moléculas orgánicas, tiene muchos errores. Por ejemplo, los elementos de transición la incumplen de forma sistemática porque el nivel d tiene diez electrones. También existen elementos como el Be o el B, que la incumplen, hecho que se ha corroborado experimentalmente (hipovalencia, 4 y 6, respectivamente). Otros elementos como el P, S, Cl, I, también la incumplen, hipervalencia, llegan a tener 10 ó 12 electrones, se producen en elementos con orbitales d. Si una molécula tiene un número impar de electrones, ninguna estructura cumple la regla del octeto. Por ejemplo, de hipovalencia se conocen las moléculas: BCl_3, BF_3, $AlCl_3$,.. sobre hipervalencia se conocen, por ejemplo, IF_7, SF_6 ,PCl_5, ClF_3…, aparecen implicados ya los orbitales d, además de moléculas que tienen un número impar de electrones, NO. Podemos concluir que lo que determina la estabilidad al sistema es compartir el número máximo de electrones, según su configuración electrónica.

QUÍMICA 2 - JF

A veces los dos electrones los aporta uno de los átomos, este enlace se llama covalente dativo o coordinado, un ejemplo es el ión hidronio (figura de abajo) o las moléculas de SO_2 y SO_3.



Cuando son posibles varias estructuras de Lewis para la misma sustancia, la estructura correcta suele ser un valor intermedio entre todas las estructuras posibles, llamada híbrido de resonancia. A cada una de las estructuras se le llama estructura de resonancia. Los enlaces están deslocalizados. Por ejemplo, en el caso del ozono:
[O-O=O] ↔ [O=O-O] que queda [O==O==O], con distancias de enlace intermedias, la distancia de enlace en un enlace simple es mayor que la de un enlace doble, los átomos están más cerca en un enlace doble, en el caso del ozono quedan dos enlaces iguales a una distancia intermedia entre el enlace simple y el doble.

3.4. Teoría de repulsión entre pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV).

Esta teoría predice la forma de las moléculas sencillas a partir de la estructura de Lewis de una molécula, se basa en la suposición de que las regiones electrónicas se colocarán lo más alejadas entre sí como sea posible. Es decir, los pares de electrones se situarán lo más alejados que puedan, espacialmente. En el caso ideal la suma de momentos dipolares es 0 para todas las estructuras.
El protocolo que sigue el método TRPECV es el siguiente:

1- Se obtiene la estructura de Lewis óptima en torno al átomo central.
2- Se cuentan el número de regiones de densidad electrónica, es decir, el número de pares de electrones en torno al átomo central determinarán la geometría electrónica. Por ejemplo en el caso del agua seria una geometría electrónica tetraédrica.
3- Se cuentan el número de pares de electrones compartidos, si son todos, la geometría molecular coincide con la geometría electrónica, el caso del metano, por ejemplo: tetraédrica. En caso de que sean menos los compartidos, nos iríamos a la pirámide trigonal (NH_3) o a la geometría angular (H_2O).

Nos encontramos varias situaciones posibles y sólo veremos las que entran en PAU:

- Geometría electrónica lineal. Si el átomo central tiene sólo un par de electrones compartido o dos pares de electrones compartidos, surge la geometría molecular lineal. Los dobles y triples enlaces cuentan como uno sólo a efectos de geometría.
- Geometría electrónica triangular plana. Si los tres pares de electrones en torno al átomo central son compartidos, surge la la geometría molecular triangular plana. Si existe un par no compartido surge la geometría molecular angular, con una ángulo entre los átomos periféricos aproximado de 120º.
- Geometría tetraédrica. Como es el caso del metano, con un par nc tendríamos pirámide trigonal y con dos pares nc tendríamos la angular, con ángulos de 109,5º aproximadamente.

La repulsión entre pares no enlazantes es mayor que la repulsión entre un para no enlazante y un par enlazante y ésta a su vez es mayor que la repulsión entre dos pares enlazantes. Por ello cambian los ángulos en la tetraédrica por ejemplo, siendo el ángulo de enlace en el agua de 104,5º, mucho menor de lo esperado.

QUÍMICA 2º BACH

3.5. Propiedades del enlace covalente. Polaridad de enlaces y moléculas.

Un enlace covalente tiene ciertas características que se mantienen constantes, más o menos, independientemente de la molécula en la que esté. Podemos definir la longitud de enlace como la longitud media entre dos átomos, cuánto más corta es más fuerte es la ligadura y tendremos enlaces múltiples. Por ejemplo:
Enlaces C-C: 154 pm (1 pm=10^{-12} metros).
Enlaces C=C: 133 pm.
Enlaces C≡C: 120 pm.

Definimos también la energía de enlace, es la energía que tendríamos que aportar para romper un mol de enlaces covalentes en especies gaseosas, siempre es un proceso endotérmico, por ejemplo: $H_2(g) - - \rightarrow 2H(g), \Delta H_0 = 436 kJ/mol$. Realmente se usa una media entre entalpías de enlace de varias moléculas.

Los enlaces covalentes pueden ser polares y no polares, serán homopolares cuando los átomos enlazantes son idénticos, por tanto las moléculas serán apolares. Si los átomos no son iguales, el enlace covalente será polar, puesto que los átomos tendrán diferente electronegatividad. El átomo que más atraiga al par de electrones, quedará con un exceso de carga negativa, que se mide mediante el momento dipolar, $\vec{\mu} = Q_i \bullet \vec{r}$, va dirigido de la parte más positiva a la más negativa. La electronegatividad de cada elemento nos permitirá predecir si un enlace covalente es polar o no. Existen moléculas polares cuyo momento dipolar es cero, porque se equilibran todos los momentos dipolares presentes en la molécula. Veamos una pequeña tabla de momentos dipolares, los momentos dipolares se miden en debies (1 D= 3'34· 10^{-30} Cm):

Enlace	*Momento dipolar*	*Enlace*	*Momento dipolar*
H-H	0	O=O	0
N≡N	0	F-H	1'91
H-Cl	1'08	H-Br	0'79
H-I	0'38	K-F	8'62
K-Cl	10'60	K-Br	10'85
K-I	11'05	H-O	1'51
H-S	0'68	H-N	1'31
H-C	0'4	C-O	1'0
C-Cl	1'5		

El momento dipolar de una molécula será la suma vectorial de todos los momentos dipolares de los enlaces que posea. Si la suma de los momentos dipolares de la molécula es cero, ésta será apolar. En caso contrario, si la suma de los momentos dipolares es distinta de cero, la molécula será polar.

QUIMICA 2º - IES

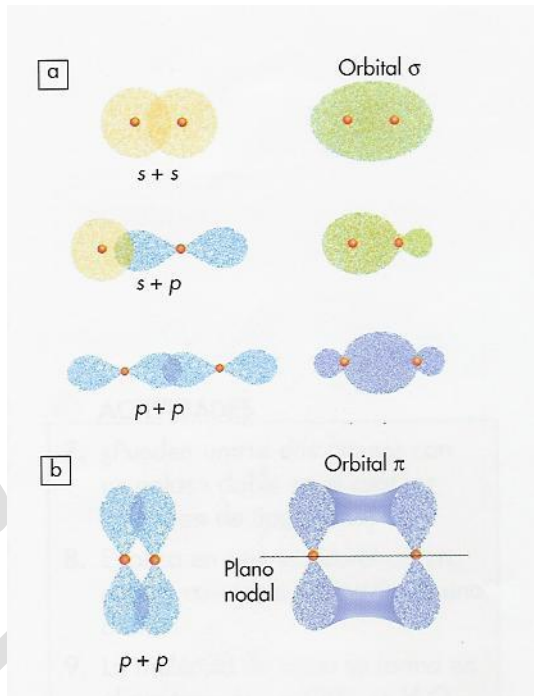
3.6. Teorías cuánticas de enlace covalente.

La teoría de Lewis no explica el carácter del enlace, no explica el carácter intermedio de algunas longitudes de enlace, no predice geometrías moleculares, no permite razonar las propiedades físicas y químicas de las sustancias. Aparte el electrón no es una partícula, es una nube de carga y surge el concepto de orbital. Tras esto surgen las teorías cuánticas:

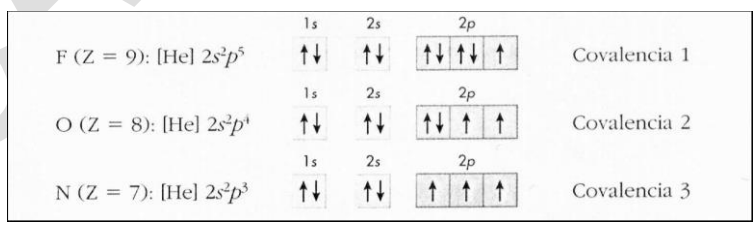
La Teoría de Enlace de valencia (TEV), es más intuitiva, supone que sólo interactúan los electrones de valencia y que los orbitales atómicos no desaparecen, sino que se solapan. Para que el proceso sea favorable, los orbitales atómicos tienen que tener electrones desapareados y con espines opuestos. En el caso de que los orbitales no cumplan esta regla o tengan dos electrones, no habrá enlace.

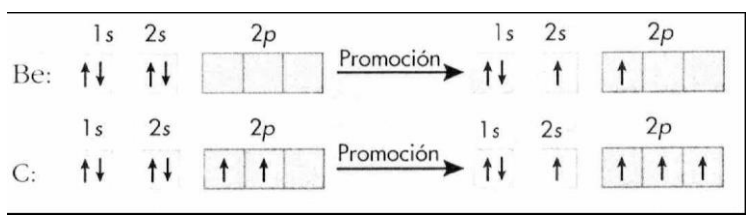
Según la TEV, existe dos tipos de enlace, los frontales o tipo sigma (σ), en los cuales en el eje de simetría existe posibilidad de encontrar el electrón (enlaces sencillos), y enlaces pi (π), de solapamiento lateral y en cuyo eje de simetría especular no existe posibilidad de encontrar al electrón (plano nodal). Son los responsables de los dobles y triples enlaces.

La COVALENCIA o valencia covalente indica los enlaces covalentes que puede formar un elemento . Esta valencia coincide con el numero de electrones desapareados.



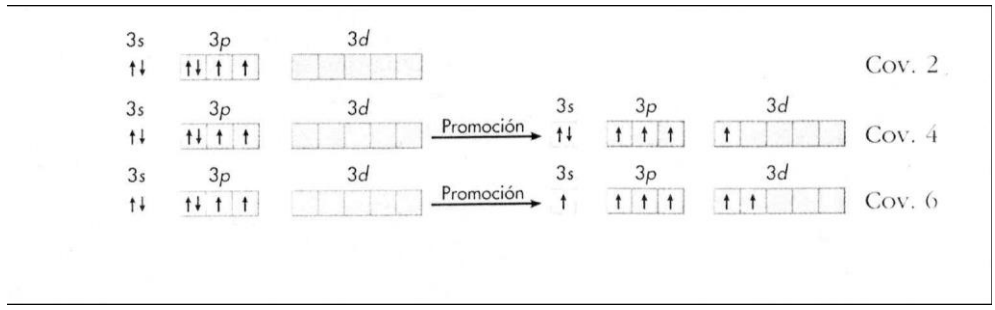
Para otros casos como el berilio o el carbono en que se observan valencias diferentes a las reales (por ejemplo: Be , C…), según su configuración , se establece el concepto de promoción de electrones a orbitales un poco superiores energéticamente.





QUIMICA 2º

Para el caso del Azufre $3s^2p^4$: por el criterio de promoción aparecen las valencias restantes conocidas. Sin este criterio la única valencia posible para el azufre sería 2.



Según la TEV los enlaces se formarán en la dirección en que estén los respectivos orbitales atómicos, pero experimentalmente se muestran algunas discrepancias, por ello se introduce la teoría de hibridación de orbitales. Se basa en que los orbitales atómicos se solapan pero cambian de forma y orientación, transformándose en híbridos.

Hibridación sp^3

Para la molécula CH_4 . .La dirección que marcan los OA atómicos s , px, py , pz daría lugar a una orientación anómala de los enlaces, formarían 90º (en la TEV) . Realmente se sabe que estos forman un ángulo aprox. de 109º.
Ocurre que los orbitales s ascienden en energía y los p bajan formándose orbitales híbridos sp_3. Los orbítales siguen las direcciones de un tetraedro regular , 109,5º

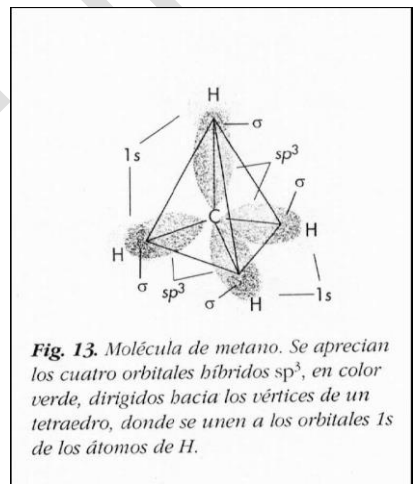


Fig. 13. *Molécula de metano. Se aprecian los cuatro orbitales híbridos sp^3, en color verde, dirigidos hacia los vértices de un tetraedro, donde se unen a los orbitales 1s de los átomos de H.*

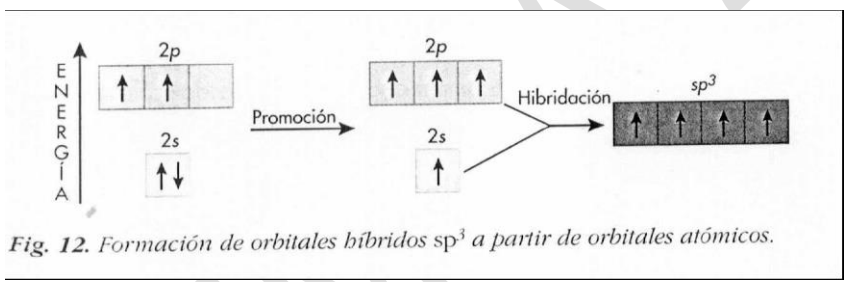


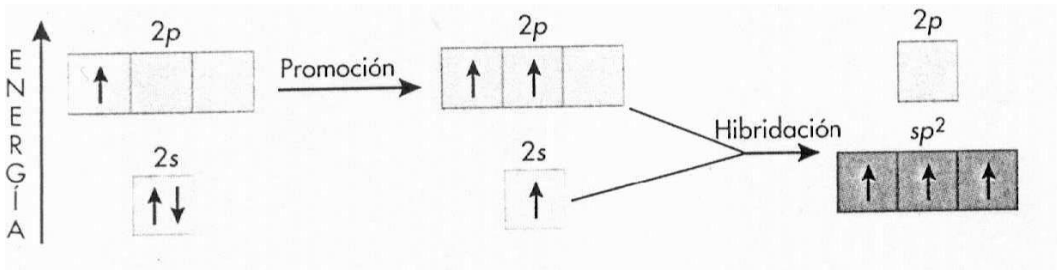
Fig. 12. *Formación de orbitales híbridos sp^3 a partir de orbitales atómicos.*

Según se observa en la figura anterior ahora los 4 orbitales híbridos sp_3 se pueden enlazar con los orbitales atómicos vacios del hidrógeno.
sp3
4 enlaces sencillos. Ej: CH_4
3 enlaces sencillos + 1 par e– sin compartir. Ej: NH_3
2 enlaces sencillos + 2 par e– sin compartir. Ej: H_2O

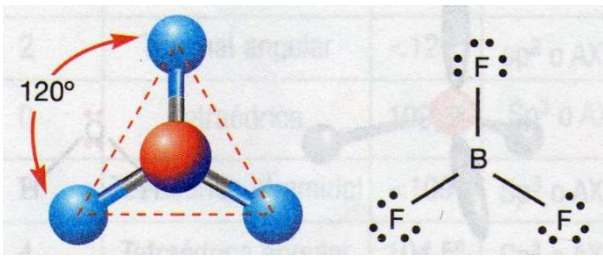
QUIM 1 2º - IFL

Hibridación sp^2

Como ejemplo de hibridación sp_2 lo tenemos en el átomo de boro cuando forma la molécula BF_3.



La geometría resultante es PLANA-TRIGONAL, como ejemplo tenemos la molécula de BF_3



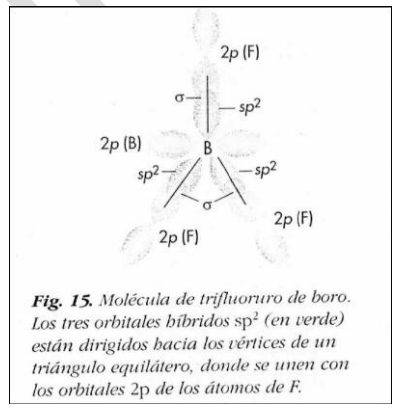
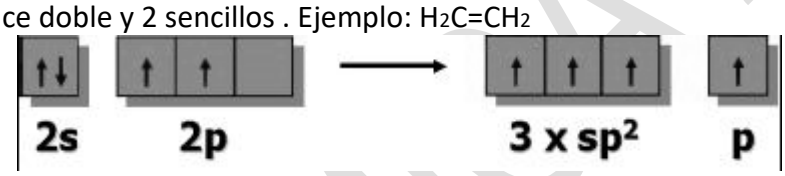
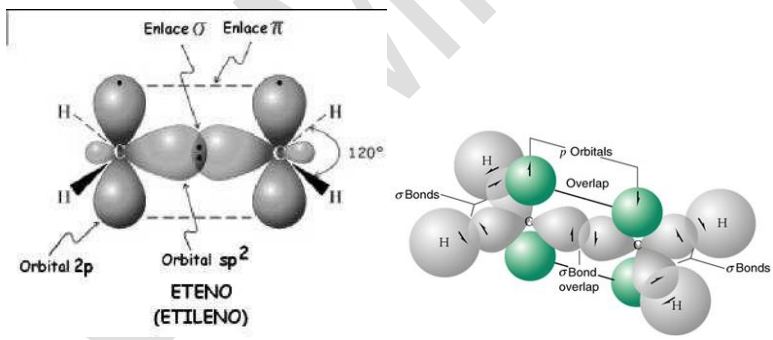


Fig. 15. *Molécula de trifluoruro de boro. Los tres orbitales híbridos sp^2 (en verde) están dirigidos hacia los vértices de un triángulo equilátero, donde se unen con los orbitales 2p de los átomos de F.*

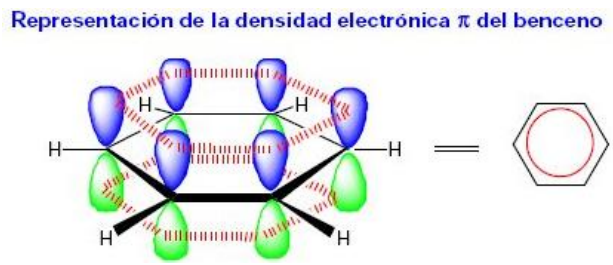
Otro ejemplo sería la molécula de etileno:

1 enlace doble y 2 sencillos . Ejemplo: $H_2C=CH_2$



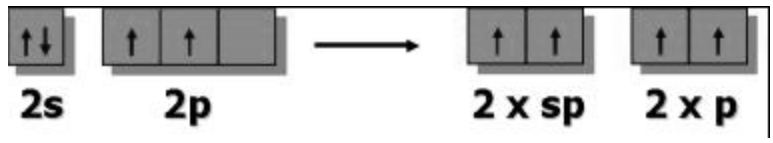


Un caso peculiar es el del benceno, el carbono tiene una hibridación sp2, formados con los enlaces sigma, pero quedan electrones en los orbitales p que se usan para los enlaces pi. De ello surge la poca reactividad del benceno.

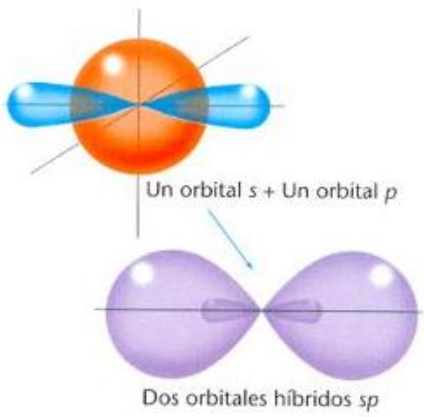


Hibridación sp

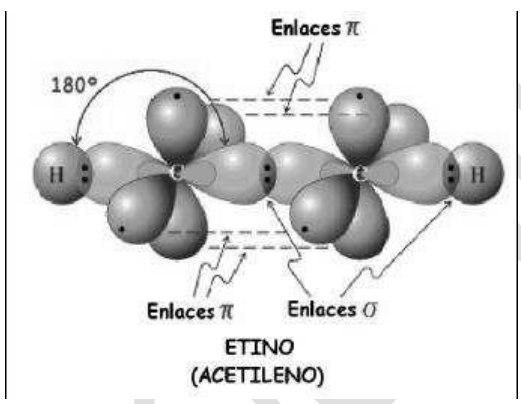
Cuando se combina un orbital s y otro p se forma el híbrido sp.
Ejemplo: BeF_2
El Be no tiene e^- desapareados disponibles para el enlace($1s^2 2s^2$). Se puede promover un e^- desde el orbital 2s al 2p para conseguir 2 e^- desapareados disponibles para el enlace con el F.

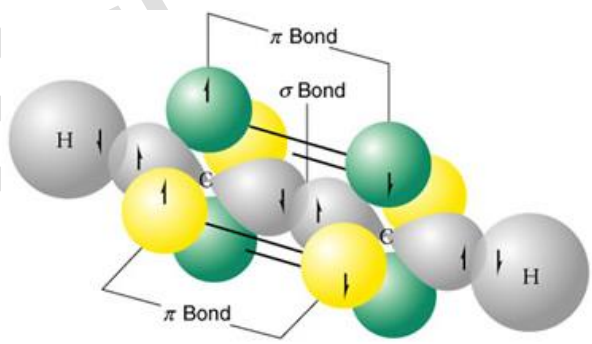


Un orbital atómico s + un orbital atómico p = Dos Orbitales híbridos sp
Resulta una geometría LINEAL.
2 enlaces sencillos. Ejemplo: BeF_2
2 enlaces dobles. Ejemplo: CO_2



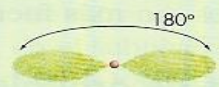
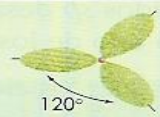
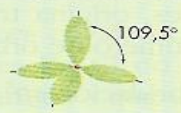
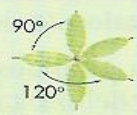
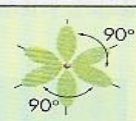
1 enlace triple y 1 sencillo. Ejemplo: Etino.





QUÍMICA 2º - JFL

Los elementos del tercer periodo y siguientes disponen, también de los orbitales d para la formación de enlaces , porque la promoción de electrones a estos resulta accesible .Ejemplos :
El cloro (covalencia 5 , cinco orbitales).
El azufre (covalencia 6, seis orbitales).
Estos orbitales pueden emplearse en la formación de híbridos , lo que da origen a nuevos tipos de hibridación sp_3d (BIPIRAMIDE TRIANGULAR) y
sp_3d_2(OCTAÉDRICA)

Orbitales atómicos	Hibridación del átomo central	N° de orbitales híbridos	Orientación de los orbitales híbridos
s, p	*sp*	2	
s, p, p	sp^2	3	
s, p, p, p	sp^3	4	
s, p, p, p, d	sp^3d	5	
s, p, p, p, d, d	sp^3d^2	6	

La **Teoría de Orbitales Moleculares (TOM)**, es más completa y más difícil de manejar, estudia la molécula como un conjunto de electrones y núcleos, a los cuales se les aplica la ecuación de Schrödinger, obteniéndose los orbitales moleculares. Un orbital molecular es una zona de la molécula donde es probable encontrar un electrón, las funciones de onda moleculares serán combinación lineal de funciones de onda atómicas. Obtendremos orbitales enlazantes y antienlazantes, esto es, $\Psi_e = c_1\Psi_A \pm c_2\Psi_B$. El caso más simple es el del H_2, desaparecen los orbitales atómicos, formándose los moleculares. En el caso del hidrógeno se forma un orbital nuclear enlazante y un antienlazante, el primero con menor energía que la suma de los dos orbitales 1s del hidrógeno, y otro con mayor energía, es el antienlazante. Los orbitales moleculares pueden ser localizados o deslocalizados, es la explicación de la resonancia en la TOM. Según ésta dos electrones pueden ser compartidos por dos o más núcleos.

Una tabla con un resumen de la geometría molecular es la siguiente:

Nº total pares de electrones en el átomo central	Hibridación	Nº de coordinación del átomo central.	Tipos de pares de electrones en el átomo central	Fórmula	Configuración más estable	Ejemplos
2	lineal (sp)	2	2 PC	MX_2	lineal	$HgCl_2$, CdI_2, Cl_2Be
3	Triangular (sp^2)	3	3 PC	MX_3	Triang. equil.	BF_3, BI_3 GaI_3
		2	2 PC, 1 PN	MX_2	angular	$SnCl_2$, $PbCl_2$
4	Tetraédrica (sp^3)	4	4 PC	MX_4	Tetraédrica	CH_4, $[BF_4]^-$
		3	3 PC, 1 PN	MX_3	Pirám. trig.	NH_3, H_3O^+, PH_3
		2	2 PC, 2 PN	MX_2	angular	H_2O, H_2S
5	Bipirámidal trigonal (dsp^3) (sp^3d)	5	5 PC	MX_5	Bipirám. trigl.	PCl_5, $SbCl_5$
		4	4 PC, 1 PN	MX_4	Tetraed. irreg.	SF_4, $TeCl_4$
		3	3 PC, 2 PN	MX_3	Forma de T	ClF_3, BrF_3
		2	2 PC, 3 PN	MX_2	lineal	XeF_2, I_3^-
6	Octaédrica (d^2sp^3) (sp^3d^2)	6	6 PC	MX_6	Octaédro	SF_6, $[SiF_6]^{-2}$
		5	5 PC, 1 PN	MX_5	Pirám. cuadrada	BrF_5, IF_5
		4	4 PC, 2 PN	MX_4	cuadrada plana	XeF_4, $[BrF_4]^-$

PC = Par de electrones compartidos. PN = Par de electrones sin compartir

3.7. Propiedades de las sustancias covalentes.

Puntos de Fusión y de Ebullición. Primeramente debemos distinguir entre sustancias moleculares y redes covalentes (sólidos covalentes). En los primeros los puntos de fusión y de ebullición son muy bajos pues las fuerzas intermoleculares son prácticamente nulas. En los cristales covalentes los puntos de fusión y de ebullición son muy elevados (por ejemplo: el diamante, hibridación sp^3, donde el carbono se une covalentemente a otros cuatro átomos de C, los que a su vez se unen formando un cristal covalente). En otros casos como el grafito (sp^2, con una estructura similar a la del benceno y conductor) o la sílice (SiO_2), también existen redes covalentes. Las sustancias moleculares pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas, dependiendo de que existan fuerzas intermoleculares más o menos fuertes, también función del tamaño de la molécula, cuanto más grande más probable es que sea una sustancia molecular sólida no cristalina, sino amorfa.

Solubilidad. En las redes covalentes la solubilidad es baja, son sólidos insolubles en todos los disolventes comunes. Respecto a las sustancias moleculares, si son polares serán solubles en disolventes polares. Sin son sustancias apolares serán solubles en disolventes apolares (S_2C, Cl_4C).

Conductividad. En general todos son malos conductores eléctricos, menos el grafito, con una nube pi, en la cual los electrones tienen movilidad.

Dureza. Los sólidos covalentes, como el diamante, presentan una gran dureza, debido a la fuerte unión que tiene el conjunto de la molécula. En general son muy rígidos, sometidos a grandes tensiones se fracturan. Las sustancias moleculares son blandas y elásticas.

Puntos de fusión y ebullición. Las sustancias covalentes moleculares, ya sean sólidos, líquidos o gaseosos, son más bajos que los de las sustancias iónicas o metálicas.

3.8. Fuerzas intermoleculares.

Son fuerzas entre moléculas, aunque varían mucho de unas a otras energéticamente hablando, son mucho más débiles que los enlaces covalente cristalino, iónico o metálico. Por ejemplo, sólo se requiere 16 kJ/mol para el cambio de líquido a gas en el HCl, mientras se requiere 431 KJ/mol para romper el enlace covalente intramolecular del HCl.

Según Brown, en química: la ciencia central, las fuerzas de Van Der Waals son fuerzas entre moléculas neutras, incluyendo los puentes de hidrógeno entre ellas. Otro tipo de fuerzas de atracción son las ión-dipolo, importantes en las disoluciones.

No obstante todas son débiles, de carácter electrostático y una intensidad aproximada del 15% respecto a los enlaces fuertes.

3.8.1. Enlace por puentes de hidrógeno (tipo de fuerzas de Van Der Waals).

Existen gran número de hechos que prueban que cuando el hidrógeno se une a elementos muy electronegativos, como flúor, oxígeno y nitrógeno, los compuestos formados presentan una tendencia acusada a asociarse molecularmente. La atracción eléctrica entre un hidrógeno de una molécula y un átomo muy electronegativo pequeño de otra o de la misma molécula es lo que se conoce como enlace por puente de hidrógeno. Pueden considerarse como atracciones dipolo-dipolo únicas, más fuertes que el resto, varían entre 4 y 25KJ/mol.

Las sustancias típicas que lo presentan son el agua, HF, amoniaco y alcoholes. Se le llama enlace porque energéticamente es superior al resto de las atracciones dipolo-dipolo, del orden de 4 KJ/mol o inferiores.

.

QUÍMICA 2º BACH

3.8.2. Fuerzas Ión-dipolo.

Suelen ser más fuertes que las fuerzas de Van Der Waals.

Ión-dipolo permanente, son las responsables de que sustancias como el agua, muy polares, puedan disolver a cristales iónicos, como la sal común. El ión pasará a estar en disolución rodeado de moléculas de disolvente. Se denomina energía de solvatación a la energía del sistema ión-disolvente, si ésta es mayor que la energía de red, el compuesto iónico se disolverá en el disolvente.

Ión-dipolo inducido, el dipolo es inducido por la presencia del ión. Esta interacción es pequeña, por ejemplo, la que se establece entre el I^- y el I_2.

3.8.3. Resto de fuerzas de Van der Waals.

a) Fuerzas dipolo-dipolo, conocidas como fuerzas de **Keeson**, sólo se producen entre moléculas que tienen carácter dipolar, se atribuyen a una atracción electrostática entre dipolos permanentes que se orientan con los polos opuestos. La atracción media puede evaluarse con la ayuda de la ley de distribución de Boltzmann, de tal manera que para dos moléculas polares, con momento dipolar μ, separadas por una distancia *r*, la energía de atracción dipolo-dipolo, para valores grandes de *r* comparados con la separación de las cargas en el dipolo, se puede calcular mediante: $U = -\frac{2}{3}\frac{\mu^4}{r^6}\frac{1}{kT}$, siendo *k* la constante de Boltzmann y *T* la temperatura absoluta. Tal como puede deducirse de la ecuación, a elevadas temperaturas la atracción dipolo-dipolo disminuye considerablemente, como consecuencia de que la agitación térmica de las moléculas se opone a la tendencia de las mismas a adoptar orientaciones favorables. Las energías promedio de las interacciones dipolo-dipolo son aproximadamente 4 KJ/mol de enlaces, en contraste con los valores promedio para energías características de tipo iónico y de enlace covalente (del orden de 400 KJ/mol de enlaces). Ejemplo, dos sustancias de parecida masa molar, tienen puntos de ebullición distintos, HCl(pe: -85 ºC) y F_2 (pe: -188 ºC).

b*) Fuerzas dipolo-dipolo inducido*, la presencia de un dipolo permanente en una molécula siempre provoca una contribución adicional, que no se ha tenido en cuenta al explicar la atracción dipolo-dipolo. El dipolo de una molécula puede polarizar a los electrones de una molécula vecina, aunque sea no polar e interaccionar con esta molécula. Los electrones de la segunda molécula quedan desplazados de forma instantánea, y de esta forma interaccionan con el dipolo de la primera molécula y dan origen a un efecto de atracción, también denominado fuerza de **Debye**.

Debye demostró que para un par de moléculas con un momento dipolar μ y polarizabilidad α, la energía potencial de atracción que resulta de la interacción dipolo-dipolo inducido, llamado también efecto de inducción, es: $U = -\frac{2\alpha\mu^2}{r^6}$

Recordemos aquí el concepto de polarizabilidad. Un átomo o molécula se puede representar como una nube de carga negativa de densidad variable, siendo la forma y distribución de la densidad electrónica diferente de unos átomos o moléculas a otros. Si sometemos un átomo o molécula a la acción de un campo eléctrico exterior se verificará una distorsión en la densidad electrónica al ser atraída la nube electrónica por la placa positiva y el núcleo por la negativa. El átomo o molécula así distorsionado tendrá un momento dipolar, ya que no coinciden los centros de carga positiva y negativa. Se dice entonces que el átomo o molécula se ha polarizado y mientras actúe el campo eléctrico exterior, posee momento dipolar inducido, momento dipolar que evidentemente, será proporcional a la intensidad del campo eléctrico exterior: $\vec{\mu} = \alpha\vec{E}$, a la constante de proporcionalidad α se le llama *polarizabilidad* y es característica de cada átomo o molécula. El valor numérico de la polarizabilidad coincide con el momento dipolar inducido por un campo eléctrico de intensidad unidad, y mide la facilidad de deformación de la nube electrónica.

QUÍMICA 2º BTO

Esta interacción tiende a ser muy débil, puesto que la capacidad de polarización de casi todas las especies no es muy grande. Dada que la energía varía en forma inversa a r^6, es eficaz sólo a distancias muy cortas. Su importancia química se limita a situaciones como serían las de disoluciones de compuestos iónicos o polares en disolventes no polares. Esta interacción es la responsable de que el cloro se disuelva en ácido clorhídrico.

c) Fuerzas dipolo instantáneo-dipolo instantáneo, conocidas como fuerzas de **London**, incluso en átomos y moléculas que carecen de dipolo permanente, se pueden producir dipolos instantáneos como resultado de un desequilibrio momentáneo en la distribución electrónica. Por esta razón, el estado líquido puede ser alcanzado por cualquier sustancia, incluido los gases nobles. Consideremos por ejemplo, al átomo de helio. Es muy poco probable que los dos electrones en el orbital *1s* del helio siempre estén diametralmente opuestos entre sí. Por lo tanto, existirán dipolos instantáneos capaces de inducir dipolos en los átomos o moléculas adyacentes. Otra forma de considerar este fenómeno es aceptar que los electrones en dos o más moléculas no polares sincronizan sus movimientos (al menos en parte) para reducir al mínimo la repulsión electrón-electrón y aumentar al máximo la atracción electrón-núcleo. Dichas atracciones son eficaces a distancias muy cortas, y son débiles, al igual que las fuerzas dipolo-dipolo inducido. El estudio detallado de estas interacciones conduce a resultados que pueden expresarse en relaciones variadas, aunque todas coinciden en que la energía de atracción es proporcional al cuadrado de la polarizabilidad e inversamente proporcional a la sexta potencia de la distancia de separación entre las moléculas, o sea: $U \approx \frac{\alpha^2}{r^6}$, donde α es la polarizabilidad. La constante de proporcionalidad viene a ser, aproximadamente la misma para muchas moléculas y su valor es de $1'8.10^{-17}$ Julios. Todas las moléculas, incluidas aquellas que no tienen momento dipolar permanente se pueden atraer unas a otras y por esta razón puede ser alcanzado el estado líquido por cualquier sustancia. El origen de estas fuerzas, que actúan con independencia de los dipolos moleculares, fueron caracterizadas por F. London y sólo pueden estudiarse mecano-cuánticamente ya que dependen de los movimientos de los electrones en las moléculas vecinas. Las fuerzas de London ejercen su acción a distancia muy cortas y son las más débiles de todas las fuerzas de atracción, de interés para los químicos. Como consecuencia del factor α^2, las fuerzas de London aumentan rápidamente con el peso molecular, o sea, con el volumen molecular y con el número de electrones polarizables. Estas fuerzas son las responsables de que las moléculas de los halógenos, aún siendo apolares, tengan fuerzas de interacción que aumentan con su tamaño. La experiencia demuestra que son mucho mayores en moléculas alargadas que en las redondas, ya que en las primeras existe mayor contacto local con las moléculas vecinas.

QUÍMICA 2º BTO

3.9. Enlace metálico.

Las propiedades de los metales no se pueden explicar mediante las teorías de enlace anteriores, sobre todo, la conductividad eléctrica y térmica.

En principio se usó un modelo llamado gas de electrones, los átomos se convierten en cationes ordenados al perder sus electrones, ordenados en estructuras cúbicas o hexagonales compactas, sobre todo, los electrones de valencia liberados tras la formación del catión rodean toda la estructura como si fueran un gas y neutralizan la carga positiva. Esta teoría no explica la existencia de los semiconductores y de los superconductores. Los semiconductores son sustancias metálicas o no, que conducen o no en función de su temperatura.

Para explicar estas anomalías surge la teoría de bandas, proveniente de la aplicación de la TOM, los electrones de valencia son los compartidos, porque los orbitales moleculares tienen energías tan próximas que se solapan, estableciendo bandas de energía, serían un caso extremo de orbitales moleculares deslocalizados. La banda de energía formada por los orbitales atómicos de valencia se llama banda de valencia. La banda de energía formada por los primeros orbitales atómicos vacíos se llama banda de conducción. Del hecho, de la proximidad entre ellas surge la explicación de conductores, semiconductores o aislantes.

Las propiedades de las sustancias metálicas son:

- expulsan electrones al ser calentados, efectos fotoeléctrico y termoiónico.
- Forman estructuras compactas rodeadas por electrones, elevada densidad.
- Conducen muy bien la electricidad y el calor.
- Tienen brillo característico.
- Su dureza es media o baja, con buenas propiedades mecánicas, con elevada deformabilidad.
- Sus puntos de fusión son altos.
- No se disuelven en disolventes moleculares ordinarios, pero sí unos en otros formando aleaciones.
-

TABLA COMPARATIVA DE PROPIEDADES ENTRE DIVERSAS SUSTANCIAS

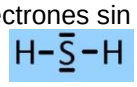
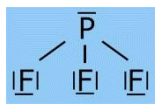
COMPUESTO	ENLACE	μ	T FUS. Y EB.	ESTADO	SOL. AGU	SOL. APO. Y CONDUCTIVIDAD
C (diamante), SiO_2	RED COVALENTE	0	Muy altas	sólido	No	No. No conduce
NaCl	IÓNICO	≠0	Altas	sólido	Sí, solvatac.	No. Conducen: fund. y disol.
Zn	METÁLICO	0	Altas y medias	sólido	No	No. Conducen.
HF, H_2O y NH_3, alcoholes	PUENTES	≠0	Medias y bajas	Líquido	Sí	No. No conduce.
ClF	COVALENTE POLAR	≠0	Bajas	Gas	Sí	No. No conduce.
SiH_4	COVALENTE APOLAR	0	Más bajas, aumentan con masa molar	Gas	No	Sí. No conduce

Están ordenados con fortaleza decreciente, como podemos observar.

QUÍMICA 2º - IES

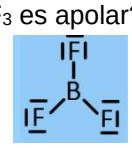
PROBLEMAS DE PAU DEL 2025.

1. .

a) Dadas las moléculas H_2S y PF_3, razone en cúal o cuales de ellas el átomo central presenta algún par de electrones sin compartir. Los átomos centrales son el azufre y el fósforo. La estructura de Lewis de ambos es:  y  . Con lo cual el azufre presenta dos pares sin compartir y el fósforo sólo un par.

b) Justifique la geometría del PF_3. Su estructura electrónica es tetraédrica, pero al tener un par de electrones sin compartir, su estructura molecular es pirámide trigonal.

c) Indique la hibridación del átomo central del H_2S. Como su estructura electrónica es tetraédrica se trata de una sp^3.

d) ¿Por qué la molécula de BF_3 es apolar?. El boro es un caso de hipovalencia, completa capa con 6 electrones. Su estructura de Lewis es:  , con lo cual presenta una estructura electrónica triangular plana, como no tiene electrones desapareados, su estructura molecular según la TRPECV es triangular plana forman 120º entre los átomos periféricos. Aunque el enlace BF es polar, la suma de los momentos dipolares es cero, resultando la molécula apolar.

PROBLEMAS DE PAU DEL 2024.

1. Dados tres elementos cuyas configuraciones electrónicas son: A ($1s^2 2s^2 2p^2$); B ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) y C ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$)

a) Explique si es posible que existan las moléculas B_2 y C_2

b) Justifique el tipo de enlace que se dará entre los elementos B y C.

c) Razone si el compuesto formado por A y C será polar.

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

a) Si una molécula es apolar no puede contener enlaces polares.

b) En un sólido metálico los cationes y aniones ocupan posiciones fijas dentro de la red metálica.

c) La molécula de BCl_3 tiene geometría plana triangular.

3. Dadas las siguientes moléculas NCl_3 y BCl_3

a) Explique por qué el NCl_3 presenta carácter polar y, sin embargo, el BCl_3 es apolar.

b) Justifique la solubilidad en agua de ambas sustancias.

c) Indique la hibridación del átomo central en cada una de las moléculas.

4. Dadas las moléculas de BF_3 y PF_3

a) Represente las estructuras de Lewis de cada una de ellas.

b) Razone la geometría molecular de cada una de las sustancias a partir de la teoría RPECV.

c) Justifique su polaridad.

5. Para las moléculas CH_3Cl y CH_4

a) Indique el tipo de hibridación que presenta el átomo de carbono.

b) Justifique la polaridad de los enlaces y de la molécula.

c) Razone su solubilidad en agua.

6. Para las sustancias KCl y Cl_2, justifique:

a) El tipo de enlace presente en cada una.

b) Cuál tendrá menor punto de fusión.

c) Cuál tendrá mayor solubilidad en agua.

QUÍMICA 2º JFL

PROBLEMAS DE PAU DEL 2023.

1. Para las moléculas OF_2 y BF_3:
a) Justifique la geometría molecular que presentan según la TRPECV.
b) Indique la hibridación del átomo central de cada molécula.
c) Razone si son polares o apolares.

2. Responda a las siguientes cuestiones de manera razonada:
a) Dados los compuestos CaF_2 y CO_2, identifique el tipo de enlace que predomina en cada uno de ellos.
b) Ordene los compuestos CaF_2, CO_2 y H_2O de menor a mayor punto de ebullición.
c) De los compuestos NaF, KF y LiF ¿cuál tiene mayor energía reticular?

3. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) En una molécula apolar todos los enlaces son apolares.
b) Una molécula tetraédrica es siempre apolar.
c) Las moléculas $BeCl_2$ y H_2S presentan el mismo ángulo de enlace.

4. Justifique si las siguientes sustancias son conductoras de la electricidad:
a) El agua pura en estado líquido.
b) El cloruro de potasio en estado sólido.
c) El cloruro de sodio en disolución acuosa.

5. Conteste justificando la respuesta:
a) ¿Qué compuesto tendrá mayor dureza: LiBr o CsI?
b) ¿Qué compuesto tendrá mayor temperatura de ebullición: HI o HF?
c) ¿Qué compuesto tendrá mayor punto de fusión: NaBr o NaI?

6. Los átomos A, B, C y D corresponden a elementos del segundo periodo y tienen 2, 3, 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:
a) ¿Qué fórmula tendrá el compuesto formado por A y D?
b) El compuesto formado por C y D ¿presentará enlace iónico o covalente?
c) ¿Qué elemento tiene la energía de ionización más alta?

PROBLEMAS DE PAU DEL 2022.

1. Dados los siguientes compuestos: NaF, CH_4 y CH_3OH
a) Justifique el tipo de enlace interatómico que presentan.
b) Ordénelos razonadamente de menor a mayor punto de ebullición.
c) Justifique la solubilidad de estos compuestos en agua.

2. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:
a) El compuesto formado al enlazarse los elementos A (Z= 11) y B (Z= 8) es un sólido conductor de la electricidad cuando está fundido.
b) El punto de fusión del NaCl es menor que el del $MgCl_2$.
c) Los siguientes compuestos están ordenados por puntos de fusión decreciente: $NaF > F_2 > HF$

3. Dadas las moléculas BeF_2 y CH_3Cl:
a) Determine las correspondientes estructuras de Lewis.
b) Prediga la geometría que presentan según la TRPECV.
c) Justifique la polaridad de las moléculas

QUÍMICA 2º - JFL

4. Dadas las especies químicas H_2S y PCl_3:
a) Represente la estructura de Lewis de cada molécula.
b) Justifique la geometría de cada molécula según la TRPECV.
c) Indique la hibridación que presenta el átomo central de cada una de las especies.

5. Justifique:
a) ¿Qué compuesto tendrá mayor dureza, LiBr o KBr?
b) ¿Qué tipo de fuerzas hay que vencer para vaporizar agua?
c) ¿Por qué la longitud del enlace C−C va disminuyendo en la serie etano-eteno-etino?

6. Conteste razonadamente:
a) ¿Presenta enlaces múltiples la molécula de N_2?
b) Según la TRPECV, ¿toda molécula triatómica es lineal?
c) ¿Por qué el punto de fusión del MgO es mayor que el del K_2O?

PROBLEMAS DE PAU DEL 2021.

1. Sean las moléculas: BF_3, PH_3 y CH_4
a) Razone en cuál de ellas el átomo central presenta algún par de electrones sin compartir. **Sol (PH_3).**
b) Justifique la geometría que presentan las moléculas BF_3 y PH_3 según la TRPECV. **Sol (triangular plana y pirámide trigonal, respectivamente).**
c) Indique la hibridación que presenta el átomo central en CH_4 . **Sol (sp^3).**

2. Escoja en cada apartado la sustancia que tenga mayor punto de ebullición. Justifique en cada caso la elección, basándose en los tipos de fuerzas intermoleculares:
a) HF o HCl **Sol (HF, puentes).**
b) Br_2 o H_2 **Sol (Br_2, Van Der Waals, mayor Mm).**
c) CH_4 o CH_3CH_3 **Sol (etano, igual que en el apartado anterior).**

3. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones: **Sol (todas falsas).**
a) Los enlaces por puentes de hidrógeno se forman siempre que la molécula tiene un átomo de hidrógeno.
b) Los puntos de ebullición de los siguientes compuestos, H_2O, H_2S, CH_4, siguen la siguiente secuencia de valores: $CH_4 > H_2S > H_2O$
c) La temperatura de fusión del dicloro (Cl_2) es mayor que la del cloruro de sodio (NaCl).

4. a) ¿Por qué a 25 ºC y 1 atm el H_2O es líquida y el H_2S no? **Sol (el agua tiene puentes y el otro no, el átomo de S es más grande y por ello las fuerzas electrostáticas son menores, recordad la ley de Coulomb)**
b) Justifique qué sustancia será más soluble en agua, el yoduro de sodio (NaI) o el diyodo (I_2). **Sol(sustancias polares son solubles en agua, también polar, NaI)**
c) ¿Por qué a 25 ºC y 1 atm el F_2 y el Cl_2 son gases, el Br_2 es líquido y el I_2 sólido? **Sol (todas son sustancias covalentes moleculares, las fuerzas de atracción crecen con la Mm)**

QUÍMICA 2º - JFL

5. a) ¿Qué es la energía reticular? Indique de qué factores depende. **Sol (es la que une a los iones dentro del enlace iónico, proporcional a la carga iónica e inversamente proprocional al radio iónico).**

b) Realice un esquema del ciclo de Born-Haber para el NaCl. Sol (libro)

c) Calcule la energía reticular del NaCl a partir de los siguientes datos: Entalpía de sublimación del Na(s) = 109 kJ/mol; Entalpía de disociación del Cl2(g) = 242 kJ/mol; Energía de ionización del Na(g) = 496 kJ/mol; Afinidad electrónica del Cl(g) = − 348 kJ/mol; Entalpía de formación del NaCl(s) = − 411 kJ/mol. Sol (Ur=-789 kJ/mol)

6. Los datos experimentales muestran que la molécula PF_3 es polar y presenta una geometría de pirámide trigonal:

a) Justifique la geometría observada aplicando la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV). **Sol (Procede de una tetraédrica, par de e⁻ nc).**

b) Justifique razonadamente la polaridad observada. **Sol (∑μ≠0).**

c) ¿Qué diferencias en geometría y polaridad encontraríamos con la molécula BF_3? Razone la respuesta. **Sol (triangular plana, hipovalencia, apolar((∑μ=0)).**

PROBLEMAS DE PAU DEL 2020.

1. Dadas las siguientes sustancias: Al, SO_2 y KCl, indique razonadamente la sustancia que presenta:

a) Mayor solubilidad en agua. **Sol (KCl, iónico).**

b) Menor punto de fusión. **Sol (SO_2)**

c) Mayor conductividad térmica. **Sol (Al)**

2. En referencia al tetrafluoruro de carbono, CF_4:

a) Indique el tipo de hibridación que presenta el átomo de carbono. **Sol (sp^3).**

b) Justifique la polaridad de los enlaces y de la molécula. **Sol (Sí, molecula apolar).**

c) Razone si es soluble en agua. **Sol (no, apolar)**

3. Para las moléculas NH_3 y $BeCl_2$:

a) Determine razonadamente su geometría molecular mediante TRPEV. **Sol (pirámide trigonal, lineal).**

b) Indique la hibridación que presenta el átomo central. **Sol (sp^3, sp)**

c) Razone si esas moléculas son polares**. Sol (el azano sí, el dicloruro de berilio no)**

4. Seleccione razonadamente entre las siguientes sustancias: Na, CH_4, KCl y H_2O

a) Una sustancia que presenta interacciones de tipo de Van der Waals y que es gaseosa a temperatura ambiente. **Sol (metano).**

b) Una sustancia de alta conductividad eléctrica en estado sólido. **Sol (Na)**

c) Una sustancia no conductora que se transforma en conductora al fundir. **Sol (KCl)**

QUÍMICA 2º - JHL

5. Dadas las especies químicas H_2O y PCl_3:

a) Dibuje la estructura de Lewis de cada molécula y prediga su geometría. **Sol (angular, pirámide triangular)**

b) Justifique la polaridad de las moléculas según la TRPECV. **Sol (ambas, sp3)**

c) Explique cuál tendrá un mayor punto de fusión. **Sol (agua, puentes de hidrógeno)**

6. Indique justificadamente si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

a) El HI tiene menor punto de ebullición que el HF. **Sol (V)**

b) El PCl_3 presenta geometría plana triangular según la TRPEV. **Sol (F)**

c) El NaCl presenta un punto de fusión menor que el NaBr. **Sol (F)**

PROBLEMAS DE PAU DEL 2019.

1.- Dadas las sustancias KBr, HF, CH_4 y K, indique razonadamente:

a) Una que no sea conductora en estado sólido pero sí fundida. **Sol (KBr)**

b) Una que forme enlaces de hidrógeno**. Sol (HF).**

c) La de menor punto de ebullición. **Sol (metano)**

2.- Explique, razonadamente, cuáles de las siguientes afirmaciones respecto al trifluoruro de boro (BF_3) son ciertas:

a) El boro presenta una hibridación sp_2 en dicho compuesto. **Sol (V)**

b) Es una molécula polar ya que tiene enlaces polares. **Sol (F)**

c) Conduce la corriente eléctrica cuando se encuentra en estado líquido. **Sol (F).**

3.- Indique, justificadamente, si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

a) El CO_2 es menos soluble en agua que el CaO. **Sol (V, aunque dudoso)**

b) El PCl_3 presenta geometría tetraédrica según la TRPECV. **Sol (F)**

c) El punto de ebullición de HF es mayor que el de NaF. **Sol (F)**

4.- Considere las moléculas NF_3 y CH_3OH:

a) Escriba sus estructuras de Lewis. **Sol (Lewis, sp^3, ambas)**

b) Justifique sus geometrías según la TRPECV. **Sol (pirámide triangular, tetraédrica)**

c) Razone si son o no polares. **Sol (ambas).**

PROBLEMAS DE PAU DEL 2018.

1**.-** Las configuraciones electrónicas de dos átomos A y B son $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ y $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$, respectivamente. Explique razonadamente:

a) El tipo de enlace que se establece entre ambos elementos para obtener el compuesto AB_3. **Sol (covalente, nitrógeno y flúor)**

b) La geometría según la TRPECV del compuesto AB_3. **Sol (pirámide triangular).**

c) La polaridad del compuesto AB_3 y su solubilidad en agua. **Sol (polar, soluble)**

2.- Explique, en función del tipo de enlace, las siguientes afirmaciones:

a) El cloruro de sodio tiene un punto de fusión de 800ºC, en cambio, el Cl_2 es un gas a temperatura ambiente. **Sol (iónico, covalente molecular)**

b) El diamante no conduce la corriente eléctrica mientras que el níquel sí lo hace. **Sol (el diamante no tiene electrones libres, el níquel sí)**

QUÍMICA 2º - JFL

c) La temperatura de fusión del agua es menor que la del cobre. **Sol (el cobre tiene enlace metálico)**

3.- Dados los siguientes compuestos: LiCl, CH_4, H_2O y HF, indique razonadamente:
a) El tipo de enlace que presentan. **Sol (iónico, covalente molecular, puentes y puentes)**
b) Cuáles de las moléculas covalentes son polares. **Sol (agua y HF)**
c) Cuáles de las moléculas covalentes pueden presentar puntos de fusión y ebullición mayores de lo esperado. **Sol (agua y HF, por puentes de hidrógeno).**

4.- De entre las siguientes sustancias NaBr, CCl_4 y Cu, responda razonadamente a las siguientes cuestiones:
a) ¿Cuáles conducen la electricidad en disolución o en estado sólido? **Sol (NaBr y Cu)**
b) ¿Cuál será la de menor punto de ebullición? **Sol (tetracloruro de carbono).**
c) ¿Cuáles serán insolubles en agua? **Sol (cobre y tetracloruro).**

5.- Para la molécula CH_3Cl, indique razonadamente:
a) Su geometría aplicando la teoría de RPECV. **Sol (tetraédrica)**
b) El carácter polar o no polar de dicha molécula. **Sol (polar)**
c) La hibridación del átomo central. **Sol (sp^3).**

6.- a) Dibuje la molécula de eteno ($CH_2=CH_2$), indicando la hibridación de los átomos de carbono y todos los enlaces σ y π presentes. **Sol (hacerlo)**
b) Realice el diagrama de Lewis de la molécula CH3Cl. **Sol (sp^3)**
c) Justifique la polaridad de la molécula PH3, basándose en la aplicación de la TRPECV. **Sol (polar)**

PROBLEMAS DE PAU DEL 2017.

1.- a) Represente las estructuras de Lewis de las moléculas de H_2O y de NF_3. **Sol (sp^3)**
b) Justifique la geometría de estas moléculas según la Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **Sol (angular, pirámide triangular)**
c) Explique cuál de ellas presenta mayor punto de ebullición. **Sol (agua, puentes de H)**

2.- En función del tipo de enlace conteste, razonando la respuesta:
a) ¿Tiene el CH_3OH un punto de ebullición más alto que el CH_4? **Sol (Sí, puentes)**
b) ¿Tiene el KCl un punto de fusión mayor que el Cl_2? **Sol (Sí, iónico)**
c) ¿Cuál de estas sustancias es soluble en agua: CCl_4 o KCl? **Sol (Cloruro, iónico)**

3**.-** Dadas las siguientes especies químicas NCl_3 y BCl_3:
a) Explique por qué el tricloruro de nitrógeno presenta carácter polar y, sin embargo, el tricloruro de boro es apolar. **Sol (pirámide triangular, triangular plana)**
b) ¿Cuál de las dos sustancias será soluble en agua? Justifique su respuesta. **Sol (NCl_3, polar)**
c) Indique la hibridación del átomo central en cada una de las especies. **Sol (sp^3, sp^2)**

4.- Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
a) El CsCl es un sólido cristalino conductor de la electricidad. **Sol (Falso, iónico)**
b) El H_2S tiene un punto de ebullición más bajo que el H_2O. **Sol (Verdadero, no tiene puentes)**
c) El cloruro de sodio es soluble en agua. **Sol (Verdadero, es iónico)**

QUÍMICA 2º - JFL

5.- a) Explique, en función de las interacciones moleculares, por qué el NH_3 tiene un punto de ebullición más alto que el CH_4. **Sol (Tiene puentes)**
b) Explique, en función de las interacciones moleculares, por qué el CH_4 tiene un punto de ebullición más bajo que el C_2H_6. **Sol (Tiene mayor masa molecular, Van der Waals)**
c) Indique cuántos enlaces π y cuántos σ tienen las moléculas de nitrógeno y oxígeno. **Sol (N:1,2, O:1,1)**

6.- De entre las sustancias siguientes: Cu, NaF y HF, elija, justificadamente, la más representativa en los aspectos que se indican a continuación:
a) Sustancia no metálica de punto de fusión muy elevado. **Sol (NaF, iónico)**
b) Sustancia con conductividad térmica y eléctrica en estado natural. **Sol (Cu, metálico)**
c) Sustancia que presenta puentes de hidrógeno. **Sol (HF)**

PROBLEMAS DE PAU DEL 2016.

1.- Para las especies HBr, NaBr y Br_2, determine razonadamente:
a) El tipo de enlace que predominará en ellas. **Sol (covalente molecular, iónico, covalente molecular)**
b) Cuál de ellas tendrá mayor punto de fusión. **Sol (NaBr, iónico)**
c) Cuál es la especie menos soluble en agua. **Sol (dibromo, apolar)**

2.- Dadas las moléculas BF_3 y PF_3:
a) Represente sus estructuras de Lewis. **Sol (sp^2, sp^3)**
b) Prediga razonadamente la geometría de cada una de ellas según la TRPECV. **Sol (triangular plana, pirámide triangular)**
c) Determine, razonadamente, si estas moléculas son polares. **Sol (PF_3)**

3.- Explique, razonadamente, qué tipo de fuerzas hay que vencer para:
a) Fundir hielo. **Sol (Van der Waals)**
b) Disolver NaCl. **Sol (Iónico, culombianas)**
c) Sublimar I_2. **Sol (Van deer Waals)**

4.- Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:
a) ¿Por qué, a 1 atm de presión y a 25ºC, el H_2O es un líquido y el H_2S es un gas? **Sol (PH)**
b) ¿Qué compuesto será más soluble en agua, CaO o CsI? **Sol (CsI)**
c) ¿Son polares las moléculas de H_2O y de I_2? **Sol (Sólo el agua)**

QUÍMICA 2º JFL

TEMA 4. ENERGÉTICA, CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICOS.

4.1 Energética química.

La termodinámica es la parte de la física que se ocupa de los intercambios de calor y trabajo en los procesos. La termoquímica se ocupa del intercambio de calor y trabajo en las reacciones químicas. Una reacción química se puede entender como un sistema termodinámico en el cual hay magnitudes, variables termodinámicas, que sirven para conocer su estado, como P, T, d, o la masa, el volumen, .. Hay variables que dependen de la cantidad de materia del sistema termodinámico, son llamadas extensivas (masa, volumen,..), otras no dependen de la cantidad de materia que tenga el sistema, se llaman intensivas (densidad, concentración,…)

Entendemos por sistema termodinámico la porción de materia objeto de estudio y entorno el resto de material del Universo. Los sistemas pueden ser abiertos, cerrados o aislados. Las magnitudes que permiten conocer el estado del sistema se llaman funciones de estado, mencionadas anteriormente. Un sistema se considerará en equilibrio si está en equilibrio mecánico, térmico y químico. En ese momento se considera que hay definido un estado, cuando el sistema cambia de un estado a otro, decimos que ha tenido lugar un proceso termodinámico. A su vez los procesos pueden ser reversibles o irreversibles, serán irreversibles cuando el sistema evoluciona en un sentido único, serán reversibles si el sistema va sufriendo pequeños cambios, de un estado de equilibrio a otro, un pequeño cambio puede hacer que el sistema evolucione en sentido inverso.

El primer principio de la termodinámica dice que la energía total de un sistema aislado se conserva. La variación de energía del sistema será la suma de los intercambios de calor y trabajo. Todo sistema tiene una energía interna contenida en los enlaces químicos y en el estado de movimiento microscópico del sistema. El primer principio afirma que U es una función de estado, un aumento de ésta se expresa como $\Delta U=Q+W$. Los procesos también se pueden clasificar en función del trabajo de expansión: isóbaro (Q_p-$p\Delta V$), isotérmico ($\Delta U=0$, ya que $Q=-W=nRT\ln V_2/V_1$)) , isócoro ($\Delta U=Q_v$) y adiabático ($\Delta U=-p\Delta V$). La variación de trabajo en un proceso isocórico es 0, en un proceso isobárico es $-p(V_2-V_1)$ y en un proceso isotérmico es $-nRT\ln (V_2/V_1)$.

La energía desprendida en una reacción química a volumen constante, coincide con la variación de su energía interna. Cuando las reacciones se hacen a presión constante se introduce la entalpía, $H=U+pV$, con lo cual el calor desprendido a presión constante será la entalpía. La variación de entalpia será: $-\Delta H=\Delta U+p\Delta V+V\Delta P$, con lo cual en un proceso isóbaro $\Delta H=Q_p$. Aplicando la definición de los calores a volumen constante y a presión constante, $Q_p = Q_v + \Delta nRT, ideales \rightarrow C_p - C_v = R, ya\ldots que\cdots Q = Cn\Delta T$.

Si en un sistema sólo intervienen sólidos y líquidos, $\Delta H=\Delta U$, si en el sistema intervienen gases (ideales) se cumple que $\Delta H=\Delta U+ (\Delta n)RT$.

Para establecer las condiciones de espontaneidad de una reacción química se introduce la entropía, una medida del desorden de un sistema. Para sistemas cerrados en equilibrio se puede definir como $U=TS+W$. Podemos definir también la energía libre de Gibbs, $G=H-TS$. Para un sistema se cumple siempre que $\Delta S\geq q/T$, calor recibido por el sistema a temperatura constante, para un sistema aislado $\Delta S\geq 0$. La entropía entre dos estados se podría definir como: $\Delta S = \int_1^2 \frac{dQ}{T}$.

Recordamos también que $Q=mC_e\Delta T$, donde el calor absorbido por un sistema era proporcional a la masa, al calor específico y al incremento de temperatura. En los cambios de estado, $Q=m\lambda$, donde m era la masa y λ era una constante para cada sustancia (calor latente de fusión o de vaporización).

El segundo principio de la termodinámica establece que un sistema evoluciona espontáneamente si la entropía del universo aumenta con esa transformación, $\Delta S_{Universo}>0$.

El tercer principio establece que la entropía de una sustancia pura que se encuentra como cristal perfecto a 0 K es cero (S=0, a 0 K).

El criterio de signos que se usa en termoquímica (IUPAC) es:

- Positivo: trabajo y calor que se realiza sobre el sistema.
- Negativo: trabajo y calor que cede el sistema.

4.2. Energía en las reacciones químicas.

La energía puesta en juego en las reacciones químicas puede ser en formas diversas, lo más usual es que sea en forma de calor. Si se desprende calor decimos que la reacción es exotérmica y si se absorbe calor decimos que es endotérmica. Por ejemplo:

$C(s) + O_2 (g) \rightarrow CO_2 (g) + 393'5$ KJ (exotérmica).

En las reacciones químicas se conserva la energía, como en todos los sistemas.
Si la reacción se lleva a cabo a presión constante, la magnitud que mide el cambio energético es al entalpía, con lo cual en el ejemplo anterior, ΔH=-393'5 KJ , se toma el signo negativo por convenio, para indicar que el sistema nos proporciona energía, si hubiese que añadirle la consideraríamos positiva. La notación que se usa para la reacción anterior es:

$C(s) + O_2 (g) \rightarrow CO_2 (g)$ ΔH=-393'5 KJ

Podemos definir la entalpía de reacción como, ΔH=∑H (pro) - ∑H (reac), es decir, como la energía se conserva, la entalpía de la reacción será la suma de las entalpías de los productos menos la suma de las entalpías de los reactivos.
A continuación insertamos una tabla de magnitudes termodinámicas de algunas sustancias:

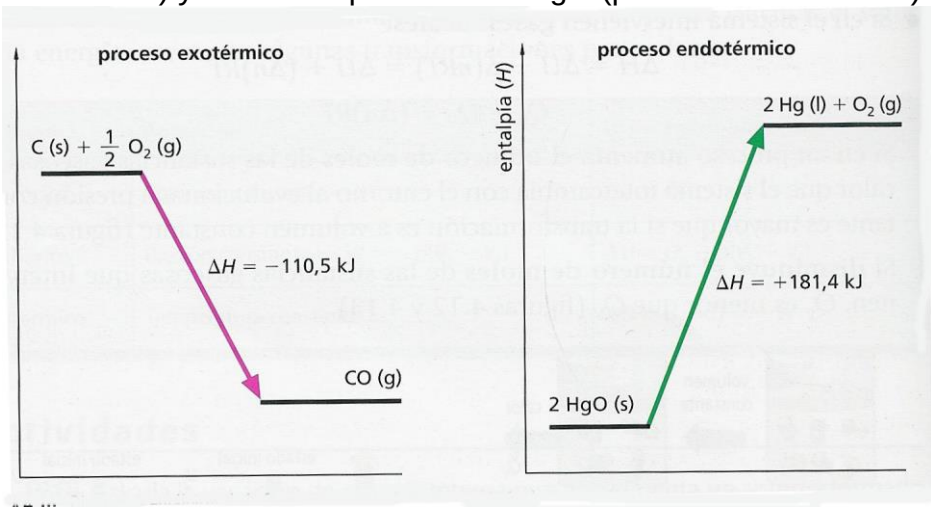
MAGNITUDES TERMODINÁMICAS

COMPUESTOS INORGÁNICOS

Elemento	Fórmula	ΔH_f° (kJ · mol^{-1})	ΔG_f° (kJ · mol^{-1})	S° (J · mol^{-1} · K^{-1})
Azufre	S_8 (*g*)	+ 102,30	+ 49,63	+ 431,00
	SO_2 (*g*)	− 296,80	− 300,20	+ 248,20
	SO_3 (*g*)	− 395,70	− 371,10	+ 256,80
Bromo	Br_2 (*g*)	+ 30,91	+ 3,11	+ 245,50
	Br_2 (*l*)	0,00	0,00	+ 152,20
Calcio	$CaCO_3$ (*s*)	−1207,00	−1129,00	+ 92,90
	CaO (*s*)	− 635,10	− 604,00	+ 39,75
	$Ca(OH)_2$ (*s*)	− 986,10	− 898,50	+ 83,39
Carbono	C (*diamante*)	+ 1,90	+ 2,90	+ 2,38
	C (*grafito*)	0,00	0,00	+ 5,74
	CCl_4 (*g*)	− 102,90	− 60,59	+ 309,90
	CO (*g*)	− 110,50	− 137,20	+ 197,70
	CO_2 (*g*)	− 393,50	− 394,40	+ 213,70
Cloro	Cl (*g*)	+ 121,70	+ 105,70	+ 165,20
	Cl_2 (*g*)	0,00	0,00	+ 223,10
	Cl^- (*ac*)	− 167,20	− 131,20	+ 56,50
Flúor	F (*g*)	+ 78,99	+ 61,91	+ 158,80
Fósforo	P (*rojo*)	+ 17,60	+ 12,10	+ 22,80
Hidrógeno	HCl (*g*)	− 92,31	− 95,30	+ 186,90
	H_2S (*g*)	− 20,63	− 33,56	+ 205,80
	HF (*g*)	+ 271,10	+ 273,20	+ 173,80
	HBr (*g*)	− 36,40	− 53,45	+ 198,70
	HI (*g*)	+ 26,48	+ 1,70	+ 206,60
	HNO_3 (*l*)	− 174,10	− 80,71	+ 155,60
	H_2O (*g*)	− 241,80	− 228,60	+ 188,80
	H_2O (*l*)	− 285,80	− 237,10	+ 69,91
	H_2O_2 (*g*)	− 136,30	− 105,60	+ 232,70
	H_2O_2 (*l*)	− 187,80	− 120,40	+ 109,60
	H_2SO_4 (*l*)	− 814,00	− 690,00	+ 156,90
	H_2 (*g*)	0,00	0,00	+ 130,70
Litio	Li (*g*)	+ 159,40	+ 126,70	+ 138,80
Mercurio	Hg (*l*)	0,00	0,00	+ 76,02
Nitrógeno	NH_3 (*g*)	− 46,11	− 16,45	+ 192,50
	NO (*g*)	+ 90,25	+ 86,55	+ 210,80
	N_2O (*g*)	+ 82,05	+ 104,20	+ 219,90
	NO_2 (*g*)	+ 33,18	+ 51,31	+ 240,10
	N_2O_4 (*g*)	+ 9,16	+ 97,89	+ 304,30
Oxígeno	O (*g*)	+ 249,20	+ 231,70	+ 161,10
	O_2 (*g*)	0,00	0,00	+ 205,10
	O_3 (*g*)	+ 142,70	+ 163,20	+ 238,90
Potasio	K (*g*)	+ 89,24	+ 60,59	+ 160,30
	KCl (*s*)	− 436,70	− 409,10	+ 82,59
Sodio	Na (*g*)	+ 107,30	+ 76,76	+ 153,70
	Na_2CO_3 (*s*)	−1131,00	−1044,00	+ 135,00
	NaCl (*s*)	− 411,20	− 384,10	+ 72,13
	NaOH (*s*)	− 425,60	− 379,50	+ 64,46
Yodo	I_2 (*g*)	+ 62,44	+ 19,33	+ 260,70

El hecho de que una reacción sea exotérmica o endotérmica puede ser representado en los

llamados diagramas entálpicos, en los gráficos siguientes se muestra la formación del CO (proceso exotérmico) y la descomposición del HgO (proceso endotérmico).



Como vemos en el primer caso la entalpía es menor que 0 y en el segundo es mayor que cero, procesos exotérmico y endotérmico, respectivamente.

4.3. Ley de Hess.

Cuando una reacción se puede expresar como suma algebraica de otras, su calor de reacción es igual a la suma de los calores de reacción de las reacciones parciales. Vemos un ejemplo.

4.4. Entalpías de formación.

Una forma de conocer los calores de reacción es tabular las entalpías en unas condiciones dadas, se refieren a 298 ºK , 1M y 1 atmósfera, a partir de sus estados termodinámicos más estables. Por ejemplo en la reacción:

½ N_2 (g) + 3/2 H_2 (g) → NH_3 (g) $\Delta H_f^0 = -46'1$ KJ (exotérmica).

La entalpía de formación de un elemento en su estado puro y estándar es cero. Se cumple también, para cualquier reacción, la aditividad de las entalpías de formación, esto es:
$\Delta H = \sum H_f$ (productos) - $\sum H_f$ (reactivos).
Por ello, para una reacción dada, por ejemplo, A + B → C + 2D, si queremos calcular su entalpía aplicaremos (consultando la tabla):

$$\Delta H = \Delta H_f^0 C + 2\Delta H_f^0 D - \Delta H_f^0 A - \Delta H_f^0 B$$

4.5. Otras entalpías.

Podemos definir otras entalpías, como la de combustión, se define para cada mol de sustancia que combustiona con oxígeno para dar dióxido de carbono y agua. A veces se habla de entalpía de hidrogenación para 1 mol de sustancia insaturada forma la sustancia saturada correspondiente.

Podemos hablar de entalpía de enlace, es la energía necesaria para romper un mol de enlaces entre dos átomos. Cuanto mayor sea, más fuerte será el enlace. Otra forma estimativa de medir la entalpía podría ser:

$\Delta H_{reacción} = \sum \Delta H_{enlaces\ rotos(reactivos)} - \sum \Delta H_{enlaces\ formados\ (productos)}$

QUÍMICA 2º - JFL

4.6. Espontaneidad de las reacciones químicas.

Podría parecer que los procesos exotérmicos son espontáneos, pero existen procesos endotérmicos espontáneos a temperatura ordinaria. Por ejemplo:

$(NH_4)_2CO_3(s) \longrightarrow NH_4CO_3H(s) + NH_3(g)$ ΔH=40,2 KJ.

La espontaneidad de una reacción química va a depender de la entropía y de su entalpía. La variación de entalpía la hemos visto ya, la de entropía se podría poner al revés, lo mismo que para la energía libre de Gibas, por ser funciones de estado, como:
$\Delta S_{reacción} = \sum \Delta S_{enlaces\ formados\ (productos)} - \sum \Delta S_{enlaces\ rotos(reactivos)}$.

Por convenio, la energía libre de Gibbs de los elementos en condiciones estándar, en su estado termodinámico más estable, a 298 K es cero.
Recordando que ΔG=ΔH – TΔS, se puede establecer una tabla para saber si una reacción química es espontánea o no:

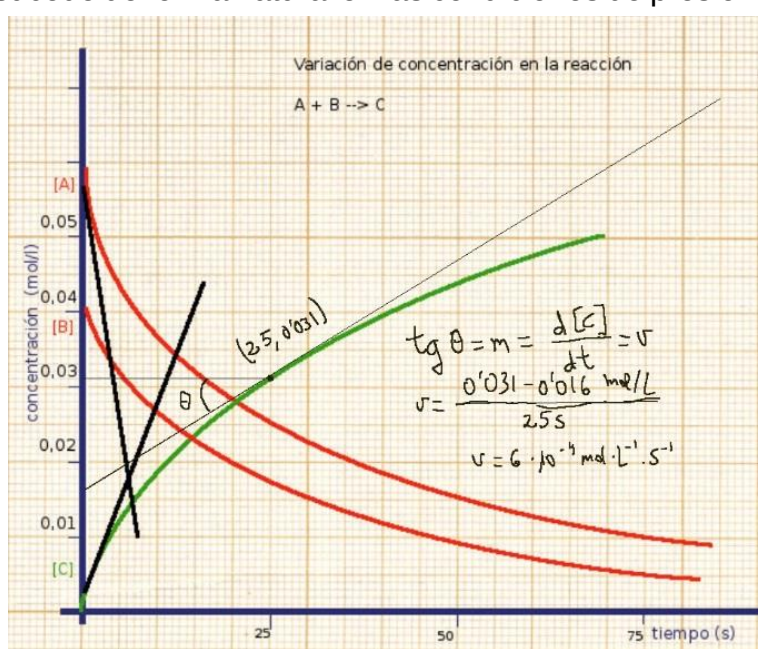
Variación de entalpía	Variación de entropía	Variación de energía de Gibbs
$\Delta H < 0 \Rightarrow$ proceso exotérmico	$\Delta S > 0 \Rightarrow$ aumenta el desorden	$\Delta G < 0 \Rightarrow$ proceso siempre espontáneo
$\Delta H < 0 \Rightarrow$ proceso exotérmico	$\Delta S < 0 \Rightarrow$ aumenta el orden	Depende de la temperatura: • si $\lvert\Delta H\rvert > \lvert T\Delta S\rvert \Rightarrow \Delta G < 0$ • si $\lvert\Delta H\rvert < \lvert T\Delta S\rvert \Rightarrow \Delta G > 0$
$\Delta H > 0 \Rightarrow$ proceso endotérmico	$\Delta S > 0 \Rightarrow$ aumenta el desorden	Depende de la temperatura: • si $\lvert\Delta H\rvert > \lvert T\Delta S\rvert \Rightarrow \Delta G > 0$ • si $\lvert\Delta H\rvert < \lvert T\Delta S\rvert \Rightarrow \Delta G < 0$
$\Delta H > 0 \Rightarrow$ proceso endotérmico	$\Delta S < 0 \Rightarrow$ aumenta el orden	$\Delta G > 0 \Rightarrow$ proceso siempre no espontáneo

4.7 Cinética química.

La cinética química estudia la velocidad con que ocurren los procesos químicos, esto es la rapidez con la que los reactivos se transforman en productos.

Un proceso espontáneo es aquel que sucede de forma natural en las condiciones de presión y temperatura que se tengan, cumpliéndose que ΔG=ΔH - T · ΔS < 0, G es la energía libre de Gibbs, H la entalpía, S la entropía y T la temperatura, pero hay reacciones espontáneas lentas y rápidas, la cinética química es experimental, no se puede predecir más que a través de las medidas directas.

Definimos la velocidad de una reacción química como la variación de la concentración de cada una de las sustancias que intervienen por unidad de tiempo.



En la reacción del gráfico de la derecha:

A + B → C,

las velocidades instantáneas serían,

$v_A = -\frac{d[A]}{dt}$,

$v_B = -\frac{d[B]}{dt}$,

$v_c = \frac{d[C]}{dt}$, vemos que sería la pendiente de la recta tangente a la gráfica en cada punto, en el punto (25,0'031), vemos que es de 0,0006 mol·L^{-1}·s^{-1}.

Por ejemplo, en el proceso Deacon:

$4HCl(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2H_2O(g) + 2Cl_2(g)$.

Vemos que la velocidad de desaparición del HCl es cuatro veces mayor que la del oxígeno y dos veces mayor que la aparición del agua y del cloro.

Para obviar este inconveniente, podemos definir la velocidad positiva e independiente de cada sustancia, definiéndola, para una reacción del tipo: aA + bB → cC + dD, así: $v = -\frac{1}{a}\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b}\frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c}\frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d}\frac{d[D]}{dt}$., en mol·L^{-1}·s^{-1}.

La velocidad instantánea de la reacción no nos dice nada sobre los mecanismos cinéticos de la reacción. Necesitamos una que relacione todas las concentraciones molares.

Para estudiar la velocidad de reacción desde el punto de vista experimental, podemos suponer que ésta depende de las concentraciones de los reactivos y de una constante cinética a la que llamaremos k, sea la reacción a A + b B → productos , llegamos a: $v_1 = k[A]^{\alpha}[B]^{\beta}$, recordamos que v es la derivada de la concentración respecto del tiempo, siendo α y β unos parámetros obtenidos experimentalmente, que no son a y b, denominados ordenes parciales de la reacción respecto de A y B, respectivamente. La suma α + β se denomina orden total de la reacción.

Para explicar cómo se produce una reacción química, Lewis propone la Teoría de Colisiones, para que se produzca una reacción química hace falta que los átomos choquen entre sí, según la teoría cinética. Así la velocidad de una reacción dependerá de frecuencia de choques por unidad de volumen, de la orientación favorable de los mismos y de la eficacia energética de esos choques. Según Boltzmann, serán eficaces si tienen la energía de activación, necesaria, E_a, para romper los enlaces (la fracción de moléculas con energía igual o superior es $e^{\frac{-E_a}{RT}}$, donde R es la constante de los gases y T la temperatura).

Teniendo en cuenta esto, se deduce la ecuación de Arrhenius : $k = Ae^{\frac{-E_a}{RT}}$, que nos da el valor de la constante cinética de la reacción, A es el factor de frecuencia, que tiene en cuenta el número de choques de los reactivos.

La realidad es algo más compleja, cuando una reacción química tiene lugar, es posible, que antes de formarse los productos se formen productos intermedios en la reacción, llevándose a cabo dicha reacción en varias etapas elementales, la velocidad de la reacción global viene determinada por la etapa elemental más lenta que exista en la misma.

Por ello, posteriormente, Eyring, expone la Teoría del complejo activado, propone que cuando los reactivos chocan, aparecen unas nuevas moléculas intermedias llamadas complejo activado,

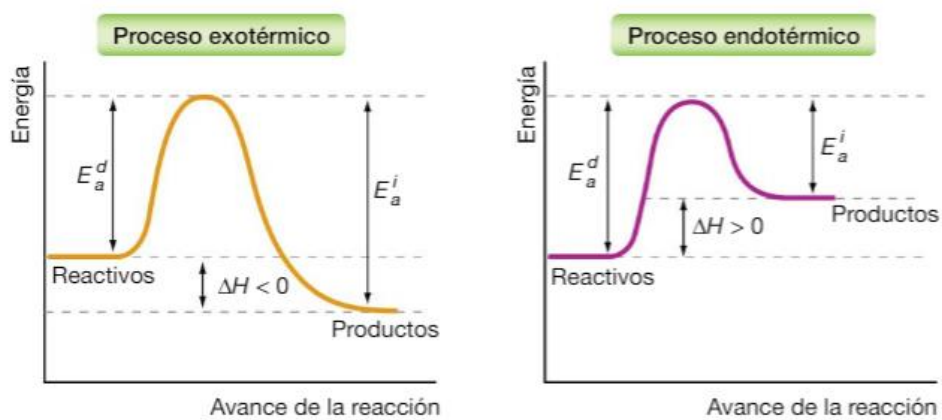
QUÍMICA 2º - JFL

siendo la energía de activación, E_a, la necesaria para que se forme. La expresión de Boltzmann representa la fracción de moléculas cuya energía es suficiente para constituir el complejo activado y el valor de k es el mismo, siendo A una constante que depende del número de choques de los reactivos, R=8,31 $J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$, la constante de los gases en el SI, T la temperatura en kelvin y E_a, la energía de activación en $J \cdot mol^{-1}$, o sea, la ecuación de Arrhehius tiene el mismo significado, excepto E_a.

Si los reactivos se encuentran en estado sólido se ha comprobado que la cantidad del mismo no influye en la velocidad de reacción, es decir, no se reflejan en la expresión de la velocidad. Igualmente, si hay reactivos líquidos y gases mezclados se comprueba que la velocidad de reacción sólo se ve afectada por los reactivos en fase gaseosa. En definitiva, son los reactivos cuyas moléculas tienen mayor movilidad los que influyen en la velocidad de reacción.

Para reacciones elementales (que transcurren en un solo paso sin procesos intermedios) se encuentra que α y β coinciden con los coeficientes estequiométricos, a y b, que representan la molecularidad de la reacción, pero en el resto de los casos no.

La Teoría de Eyring explica los diagramas de entalpía, que pueden contener la información de E_a, podemos observar que siempre es positiva tanto para la reacción directa como para la inversa:



Perfil de reacción para reacciones exotérmicas y endotérmicas. En ambos casos se muestran las energías de activación de los procesos directo, E_a^d, e inverso, E_a^i.

El valor de k depende de la temperatura aumentado su valor con ésta. Igualmente se encuentra que el valor de k depende de otra constante, propia de cada reacción química, llamada energía de activación, E_a, que se suele medir en $kJ \cdot mol^{-1}$. Para que una reacción tenga lugar, es necesario aumentar SIEMPRE el estado energético de los reactivos hasta formar una especie intermedia llamada COMPLEJO ACTIVADO. Una vez alcanzada esta activación el proceso continúa con disminución de energía. La energía de esta segunda fase menos la energía de activación constituye la variación de entalpía del proceso global, que podrá ser negativa (desprendida), con lo cual tendremos un PROCESO EXOTÉRMICO o positiva (absorbida) y será un PROCESO ENDOTÉRMICO.

El valor de E_a disminuye, aumentando el valor de k, cuando se utilizan unas sustancias llamadas CATALIZADORES (en este caso positivos). También es posible utilizar catalizadores negativos que inhiben la reacción (disminuye la velocidad a costa de disminuir k, aumentando E_a). Debe tenerse en cuenta que los catalizadores no se consumen en la reacción, su función es la de adherirse a los reactivos para disminuir (catálisis positiva) o aumentar (catálisis negativa) el valor energético del complejo activado, por lo cual tampoco varían el valor de ΔH de la reacción. Un claro ejemplo de catálisis positiva se puede observar al añadir pequeñas cantidades de un metal o su catión, como el hierro presente en la hemoglobina de la sangre, al agua oxigenada. La descomposición inmediata del peróxido de hidrógeno delata el aumento de la velocidad de

reacción por catálisis.

La velocidad de una reacción aumenta con:
En función de la naturaleza química del proceso, por ejemplo, las reacciones con triples enlaces son más lentas que las de enlaces sencillos.
El estado físico de los reactivos, los líquidos y gases son más rápidos.
La concentración de reactivos.
La temperatura, al subir 10ºC , aproximadamente, la velocidad se duplica.
Presencia de catalizadores positivos apropiados.

PROBLEMAS DE PAU 2024

1. Para la siguiente reacción:

$$4NH_3(g) + 3O_2(g) \rightarrow 6H_2O(l) + 2N_2(g)$$

Calcule:
a) La entalpía de reacción estándar.
b) La variación de energía interna (calor a volumen constante) a 25 ºC. DATOS: R=8,31 J·mol^{-1}·K^{-1}.

Enlace	**N-H**	**O=O**	**N≡N**	**O-H**
Energía(KJ·mol$^{-1)}$	**390**	**499**	**946**	**460**

PROBLEMAS DE PAU DEL 2016.

1.- Dada la siguiente ecuación termoquímica: $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$; $\Delta H = -483{,}6$ kJ, justifique cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas y cuáles falsas:
a) Al formarse 18 g de agua en esas condiciones se desprenden 483,6 kJ.
b) Dado que $\Delta H < 0$, la formación del agua es un proceso espontáneo.
c) La reacción de formación del agua será muy rápida.
Datos: Masas atómicas H=1; O=16.

2.- a) Calcule el calor de formación del metano a presión constante, en condiciones estándar y a 25ºC, a partir de los siguientes datos:
$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H^o = -393{,}5$ kJ/mol
$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ $\Delta H^o = -285{,}8$ kJ/mol
$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$ $\Delta H^o = -890{,}4$ kJ/mol
b) Calcule el calor producido cuando se queman 10 m^3 de metano medidos a 1 atm de presión y a 25ºC.
Dato: $R = 0{,}082$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

3.- a) La reacción $CuO(s) + H_2(g) \rightarrow Cu(s) + H_2O(l)$, en condiciones estándar y a 25ºC, ¿es exotérmica o endotérmica? Justifique la respuesta.
Datos: ΔH_f^0[CuO (s)]=- 161,1 kJ/mol e ΔH_f^0[H2O (l)]=- 285,8 kJ/mol.
b) Dibuje el diagrama entálpico correspondiente.
c) Razone cuál será el signo de la ΔS^o para dicha reacción.

4.- **a)** Determine el calor de formación del $C_4H_{10}(g)$ utilizando los datos de entalpías que se dan.
b) Para fundir una determinada cantidad de sodio se necesitan $1{,}98 \cdot 10^5$ kJ. ¿Cuántos kg de gas butano serán necesarios quemar para conseguir fundir el sodio?
Datos: ΔH_f^0[CO_2 (g)]=- 393,5 kJ/mol e ΔH_f^0[H2O (l)]=- 285,8 kJ/mol.
Datos: $\Delta H_{combustión}^0$[C_4H_{10} (g)]=- 2878.6 kJ/mol. Masas atómicas H=1; C=12.

QUÍMICA 2º - JFL

5.- Para la reacción $2H_2S\ (g) + SO_2\ (g) \rightarrow 2H_2O\ (l) + 3S\ (s)$, a 25ºC:
a) Determine ΔHº y ΔSº.
b) Prediga si es espontánea o no, a esa temperatura.
Datos: ΔH_f^0(kJ·mol^{-1}): $H_2S(g)=-20,6$; $SO_2(g)=-296,8$; $H_2O(l)=-285,8$.
S^0 (J·mol^{-1}·K^{-1}): $H_2S(g)= 205,8$; $SO_2(g)= 248,2$; $H_2O(l)= 69,9$; $S(s) = 31,8$.

6.- a) En la reacción de combustión de 1 mol de propano (C_3H_8), a 127ºC y presión constante, se desprenden 2200 kJ. Calcule el calor de reacción a volumen constante a la misma temperatura, considerando que todas las especies están en estado gaseoso.
b) Calcule la entalpía estándar de combustión del propano, a 25ºC, conocidas las energías medias de los enlaces (kJ/mol): (C–C)=347; (C–H)=414; (O=O)=498,7; (C=O)=745 y (O–H)=460.
Dato: R = 8,31 J·mol^{-1}·K^{-1}.

PROBLEMAS DE PAU DEL 2015.

1**.-** El propano (C_3H_8) es uno de los combustibles fósiles más utilizados.
a) Formule y ajuste su reacción de combustión y calcule la entalpía estándar de combustión.
b) Calcule los litros de dióxido de carbono que se obtienen, medidos a 25ºC y 760 mmHg, si la energía intercambiada ha sido de 5990 kJ.
Datos: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}. Energías medias de enlace (kJ·mol^{-1}): (C–C)=347; $(C–H)=415$; $(O–H)=460$; $(O=O)=494$ y $(C=O)=730$.

2.- Dado el siguiente proceso de disolución:
$NaCl\ (s) + H_2O\ (l) \rightarrow Na^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$ $\Delta H= 1,7$ kJ
Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) El proceso es exotérmico.
b) Se produce un aumento de la entropía.
c) El proceso es siempre espontáneo.

3.- Teniendo en cuenta que las entalpías estándar de formación a 25ºC del butano (C_4H_{10}), dióxido de carbono y agua líquida son, respectivamente, −125,7; −393,5 y −285,8 kJ/mol, calcule el calor de combustión estándar del butano a esa temperatura:
a) A presión constante.
b) A volumen constante.
Dato: R = 8,31 J·mol^{-1}·K^{-1}.

4.- Cuando a una reacción se le añade un catalizador, justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) La entalpía de la reacción disminuye.
b) La energía de activación no varía.
c) La velocidad de reacción aumenta.

5.- Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la fotosíntesis según la reacción:
$6CO_2\ (g) + 6H_2O\ (l) \rightarrow C_6H_{12}O_6\ (s) + 6O_2\ (g)$
a) Calcule la entalpía de reacción estándar, a 25ºC, indicando si es exotérmica o endotérmica.
b) ¿Qué energía se desprende cuando se forman 500 g de glucosa a partir de sus elementos?
Datos: $\Delta H_f^0[CO_2\ (g)]$=- 393,5 kJ/mol, ΔH_f^0[H2O (l)]=- 285,8 kJ/mol e $\Delta H_f^0[C_6H_{12}O_6\ (s)]$=- 673,3 kJ/mol.
Masas atómicas $H=1$; $C=12$; $O=16$.

6.- A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:
$N_2\ (g) + 2O_2\ (g) \rightarrow 2NO_2\ (g)$ ΔHº = 67,6 kJ

QUÍMICA 2º - JFL

$2NO\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2NO_2\,(g)$ $\Delta H^o = -112{,}8$ kJ
a) Calcule la entalpía de formación estándar, a 25ºC, del monóxido de nitrógeno.
b) Calcule los litros de aire necesarios para convertir en dióxido de nitrógeno 50 L de monóxido de nitrógeno, todos ellos medidos en condiciones normales.
Datos: Composición volumétrica del aire: 21% O_2 y 79% N_2.

5.- a) Calcule la entalpía de formación estándar, a 25ºC, de la sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$).
b) Si nuestros músculos convierten en trabajo sólo el 30% de la energía producida en la combustión de la sacarosa, determine el trabajo muscular que podemos realizar al metabolizar 1 g de sacarosa.
Datos: $\Delta H^0_{combustión}[C_{12}H_{22}O_{11}]$=- 5650 kJ/mol; $\Delta H^0_f[CO_2\,(g)]$=- 393,5 kJ/mol; $\Delta H^0_f[H_2O\,(l)]$=- 285,8 kJ/mol. Masas atómicas: C=12; O=16; H=1.

PROBLEMAS DE PAU DEL 2014.

1.- Para la obtención del tetracloruro de carbono según: $CS_2\,(l) + 3Cl_2\,(g) \rightarrow CCl_4\,(l) + S_2Cl_2\,(l)$
a) Calcule el calor de reacción, a presión constante, a 25ºC y en condiciones estándar.
b) ¿Cuál es la energía intercambiada en la reacción anterior, en las mismas condiciones, cuando se forma un litro de tetracloruro de carbono cuya densidad es 1,4 g/mL?
Datos: : $\Delta H^0_f\,[CS_2(l)] = 89{,}70$ kJ/mol; : $\Delta H^0_f\,[CCl_4(l)] = -135{,}40$ kJ/mol; : $\Delta H^0_f\,[S_2Cl_2(l)] = -59{,}80$ kJ/mol. Masas atómicas C=12; Cl=35,5.

2.- Determine:
a) La entalpía de la reacción en la que se forma 1 mol de $N_2O_5\,(g)$ a partir de los elementos que lo integran. Utilice los siguientes datos:
$N_2\,(g) + 3O_2\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow 2HNO_3\,(aq)$ $\Delta H^o = -414{,}7$ kJ
$N_2O_5\,(g) + H_2O\,(l) \rightarrow 2HNO_3\,(aq)$ $\Delta H^o = -140{,}2$ kJ
$2H_2\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2H_2O\,(l)$ $\Delta H^o = -571{,}7$ kJ
b) La energía necesaria para la formación de 50 L de $N_2O_5\,(g)$ a 25ºC y 1 atm de presión a partir de los elementos que lo integran. Dato: $R = 0{,}082$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

3.- Sin efectuar cálculo alguno justifique, para cada uno de los siguientes procesos, si será siempre espontáneo, si no lo será nunca o si lo será dependiendo de la temperatura:
a) $H_2\,(g) + CO\,(g) \rightarrow HCHO\,(g)$ $\Delta H^o > 0$
b) $2Fe_2O_3\,(s) + 3C\,(s) \rightarrow 4Fe\,(s) + 3CO_2\,(g)$ $\Delta H^o > 0$
c) $4NH_3\,(g) + 5O_2\,(g) \rightarrow 4NO\,(g) + 6H_2O\,(g)$ $\Delta H^o < 0$

4.- A partir de los siguientes valores de energías de enlace en kJ/mol: C=O (707); O=O (498); H-O (464); C-H (414), calcule:
a) La variación de entalpía para la reacción: $CH_4\,(g) + 2O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) + 2H_2O\,(g)$.
b) ¿Qué energía se desprende al quemar $CH_4\,(g)$ con 10,5 L de O_2 medidos a 1 atm y 125ºC?
Dato: $R = 0{,}082$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

5.- Cuando se queman 2,35 g de benceno líquido (C_6H_6) a volumen constante y a 25ºC se desprenden 98,53 kJ. Sabiendo que el agua formada se encuentra en estado líquido, calcule:
a) El calor de combustión del benceno a volumen constante y a esa misma temperatura.
b) El calor de combustión del benceno a presión constante y a esa misma temperatura.
Datos: $R = 8{,}31$ J·mol^{-1}·K^{-1}. Masas atómicas $C = 12$; $H = 1$.

QUÍMICA 2º - JFL

6.- a) Razone si las reacciones con valores positivos de ΔSº siempre son espontáneas a alta temperatura.
b) La siguiente reacción (sin ajustar) es exotérmica: C_3H_8O (l) + O_2 (g) → CO_2 (g) + H_2O (g). Justifique si a presión constante se desprende más, igual o menos calor que a volumen constante.
c) Razone si en un proceso exotérmico la entalpía de los reactivos es siempre menor que la de los productos.

7.- A 291 K, las entalpías de formación del amoniaco en los estados gaseoso y líquido son −46,05 y −67,27 kJ·mol^{-1}, respectivamente. Calcule:
a) La entalpía de vaporización del amoniaco.
b) La energía que se desprende cuando se forman $1{,}5\cdot10^{22}$ moléculas de amoniaco líquido a 291 K.

PROBLEMAS DE PAU DEL 2013.

1**.-** En la reacción del oxígeno molecular gaseoso con el cobre para formar óxido de cobre(II) se desprenden 2,30 kJ por cada gramo de cobre que reacciona, a 298 K y 760 mm Hg. Calcule:
a) La entalpía de formación del óxido de cobre(II).
b) El calor desprendido a presión constante cuando reaccionan 100 L de oxígeno, medidos a 1,5 atm y 27ºC.
Datos: $R = 0{,}082$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Masa atómica $Cu = 63{,}5$.

2.- Sabemos que 25 ºC las entalpías de combustión estándar del hexano líquido, carbono sólido e hidrógeno gas son -4192,0 kJ/mol, -393,5 kJ/mol y -285,8 kJ/mol, respectivamente. Calcule:
a) La entalpía de formación del hexano líquido a 25°C.
b) El número de moles de hidrógeno gaseoso consumidos en la formación del hexano líquido cuando se han liberado 30 kJ.

3.- Cuando se quema 1 g de gas propano en presencia de un exceso de oxígeno en un calorímetro manteniendo constante el volumen a 25°C, se desprenden 52,50 kJ de calor y se produce gas CO_2 y agua en estado líquido. Calcule:
a) El calor de la reacción a volumen constante.
b) El calor de la reacción a presión constante.
Datos: $R = 8{,}31$ J·mol^{-1}·K^{-1}. Masas atómicas $C = 12$; $H = 1$.

4.- Tanto el etanol (C_2H_5OH) como la gasolina (supuestamente octano puro, C_8H_{18}) se usan como combustibles para automóviles.
a) Escriba las reacciones de combustión de ambos compuestos y calcule las entalpías de combustión estándar del etanol y de la gasolina.
b) ¿Qué volumen de etanol es necesario para producir la misma energía que 1 L de octano?
Datos: Densidades (g/mL) etanol = 0,7894; octano = 0,7025. ΔH_f^0(kJ·mol^{-1}): etanol = -277,0; octano = -249,9; CO_2 = -393,5; H_2O = -285,8. Masas atómicas $H = 1$; $C = 12$; $O = 16$.

5.- a) La entalpía de formación del NH_3(g) a 298 K es ΔH_f^0 = −46,11 kJ/mol. Escriba la ecuación química a la que se refiere este valor.
b) ¿Cuál es la variación de energía interna (Δ*U*) de un sistema si absorbe un calor de 67 J y realiza un trabajo de 67 J? Razone la respuesta.
c) ¿Puede una reacción exotérmica no ser espontánea? Razone la respuesta.

QUÍMICA 2º - JFL

4.2. Equilibrio químico.

4.2.1. Introducción

Sea la reacción química**: a A + b B ⇄ c C + d D**.

Su velocidad experimental de reacción es: $v = k \cdot [A]^{\alpha} [B]^{\beta}$.
A medida que transcurre la reacción, el número de moles presentes de A y B tiende a disminuir por lo que la velocidad de reacción v es máxima al principio para ir disminuyendo a medida que transcurre la reacción señalada.
Si los productos C y D no se eliminan, permaneciendo en el recipiente donde tiene lugar la reacción (REACTOR), puede ocurrir que estas sustancias C y D reaccionen entre sí para formar de nuevo los reactivos A y B. Esto sería la reacción inversa:
c C + d D → a A + b B con velocidad $v_2 = k_2 . [C]^{\gamma} [D]^{\delta}$
Esta velocidad sería nula al comienzo de la reacción (no se habrían formado moléculas de productos que puedan reaccionar) y, a medida que se forman productos, iría aumentando. Podemos observar la gráfica de la cinética química.

En otras palabras, si la reacción se efectúa sin posibilidad de eliminar los productos se pueden producir dos reacciones simultáneamente:
Reacción directa: a A + b B → c C + d D con $v = k [A]^{\alpha} [B]^{\beta}$
Reacción inversa: c C + d D → a A + b B con velocidad $v_2 = k_2 [C]^{\gamma} [D]^{\delta}$
Al comienzo del proceso v es máxima y v_2 es mínima. A medida que transcurre el tiempo, v disminuye y v_2 aumenta, de forma que llegará un momento donde $v = v_2$. En este momento, la cantidad de moléculas de A y B que desaparecen se ven compensadas con las que se vuelven a formar por la reacción inversa. Igualmente ocurre con el número de moléculas de C y D. En definitiva, se ha llegado a una situación donde la composición del interior del recipiente no varía, esto es, se ha llegado a una situación de **EQUILIBRIO QUÍMICO. También se cumple que en el equilibrio químico** $G_{reactivos} = G_{productos.}$
En la situación de equilibrio químico se cumple que $k [A]^{\alpha} [B]^{\beta} = k2 [C]^{\gamma} [D]^{\delta}$, por lo que
El cociente $[C]^{\gamma} [D]^{\delta} / [A]^{\alpha} [B]^{\beta}$ se denomina Q_c, cociente de reacción y puede tomar cualquier valor en función de las concentraciones iniciales de cada especie. Pero una vez que el sistema evoluciona reaccionando, dicho cociente tiende a un valor constante que es K_C . Para tender a ese valor las concentraciones de reactivos y productos cambian de forma adecuada:
Si $Q_c > K_C$ el valor del cociente tenderá a disminuir para alcanzar el valor de K_C : es preciso que aumente el valor del denominador y disminuya el numerador, es decir, parte de los productos desaparecerán para formar más reactivos.
Si $Q_c < K_C$ ocurre lo contrario: dicho cociente tiende a aumentar (para llegar al valor de la constante de equilibrio) para lo cual parte de los reactivos desaparecen para formar más productos.
Si $Q_c = K_C$ el sistema se encuentra en estado de equilibrio: las moléculas de reactivos que desaparecen se compensan con las que se forman y la composición del sistema no varía: la concentración de cada especie se mantiene constante.
Al final llegamos a : $K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$, llamada ley de acción de masas. Para cada temperatura, tiene unos valores concretos de concentraciones, según la reacción:
a A + b B ⇄ c C + d D. a,b,c,d son los coeficientes estequiométricos.

Para reacciones químicas que tengan lugar en FASE GASEOSA, es más fácil medir presiones parciales que concentraciones, por lo que es aconsejable definir una constante de equilibrio K_P en función de las presiones parciales de cada especie. Igualmente, se puede definir el cociente de reacción en función de las presiones parciales.

QUÍMICA 2º - JFL

La concentración de una especie está relacionada con su presión parcial por la ley general de los gases: P . V = n . R . T (supuesto comportamiento ideal), donde n / V será el valor de la concentración de la especie, por lo que: $p_A = [A]RT$.
Por tanto, es fácil determinar la relación entre K_P y K_C: (para una reacción en fase gaseosa y homogénea, es decir con todas las especies en estado gaseoso)

$K_P = \frac{P_C^{\gamma} P_D^{\delta}}{P_A^{\alpha} P_B^{\beta}} = K_C (RT)^{\gamma+\delta-\alpha-\beta} = K_c (RT)^{c+d-a-b}$, se cumple que $\Delta G^0_{reaccion} = -RT \ln K_p$. La relación entre la constante de equilibrio y la temperatura viene dada por la ecuación de Van't Hoff: $\ln \frac{K_{p_1}}{K_{p_2}} = \frac{\Delta H^0}{R}\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$.

La variación de energía libre en un proceso isotérmico es: $\Delta G = nRT \ln \frac{p_2}{p_1}$., sin embargo si estamos ante una reacción gaseosa $\Delta G^0 = -RT \ln K_p$. La ecuación de Van't Hoff define como varía la constante de equilibrio con la temperatura: $\frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H^0}{RT^2}$.

4.2.2. Constante de equilibrio y temperatura. Principio de Le Chatelier.

El valor de la constante de equilibrio depende **sólo** de la temperatura. En general, tanto Kc como Kp, en reacciones exotérmicas disminuyen al aumentar la temperatura, mientras en las endotérmicas ocurre lo contrario, aumentan cuando sube la temperatura, aunque esto queda descrito en la ecuación de Van't Hoff.

El estado de equilibrio se puede modificar, variando el cociente de reacción, $Q = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$, por adición de reactivos o productos. En caso de añadir reactivos, el cociente de reacción disminuye; para volver al valor de Kc la concentración de productos debe aumentar, por lo que el equilibrio se desplaza hacia la derecha (desaparecen reactivos para dar lugar a productos). Si se añaden productos, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, en sentido de formación de reactivos. En resumen:

Si $Q<K_c$	Reactivos→productos.	$([C]^c \cdot [D]^d)_{equi} > ([C]^c \cdot [D]^d)$
Si $Q>K_c$	Productos→ reactivos.	$([A]^a \cdot [B]^b)_{equi} > ([A]^a \cdot [B]^b)$
Si $Q=K_c$	El sistema está en equilibrio.	Parece no evolucionar

QUÍMICA 2º - JFL

En definitiva, al modificar el estado de equilibrio el sistema evoluciona en el sentido de contrarrestar dicha modificación. Este principio fundamental (**PRINCIPIO DE LE CHATELIER**) no se aplica sólo a la variación de las concentraciones de reactivos o productos: también permite predecir la variación de la constante de equilibrio al aumentar o disminuir la temperatura:
EFECTO DE T SOBRE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO: Al aumentar la temperatura del sistema, el contenido energético del mismo se hace mayor, por lo que el sistema evoluciona en el sentido de contrarrestar la aportación energética; por ello, un aumento de temperatura favorece la REACCIÓN ENDOTÉRMICA. De igual manera una disminución de la temperatura favorece la REACCIÓN EXOTÉRMICA, aunque en esta caso se disminuye la velocidad de reacción y el equilibrio químico tardará más tiempo en alcanzarse. En este caso el EQUILIBRIO SE MODIFICA POR VARIACIÓN DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO.
EFECTO DE P SOBRE EL ESTADO DE EQUILIBRIO: Al aumentar la presión del interior del reactor, el equilibrio se desplaza (sin variar la constante de equilibrio) en el sentido de contrarrestar el aumento de presión: es decir se favorece la reacción que produce menos cantidades de gases. SI SE VARÍA LA PRESIÓN DEL INTERIOR, PERO SIN VARIAR EL COCIENTE DE REACCIÓN, EL SISTEMA SIGUE EN EQUILIBRIO. Por ejemplo, al añadir un gas inerte al sistema, aumenta la presión total pero las presiones parciales de reactivos y productos permanecen constantes, por lo que el cociente de reacción no cambia al añadir gas inerte: si el sistema está en equilibrio, al añadir gas inerte sigue estando en equilibrio.
EFECTO DE V SOBRE EL ESTADO DE EQUILIBRIO: Un aumento de V equivale a una disminución de P y viceversa. Por tanto un aumento de V favorece la reacción que produzca más gases.
EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN SOBRE EL ESTADO DE EQUILIBRIO: Un aumento de una de las sustancias presentes en el equilibrio, conlleva el desplazamiento del equilibrio en el sentido en que se consume dicha sustancia. Si retiramos un producto, el equilibrio se desplazará hacia la formación de productos.

En la práctica al trabajar con equilibrios se hace de la siguiente forma, dependiendo de la estequiometría de cada reacción química:

	$H_2(g)$ +	$CO_2(g)$ ⇄	$H_2O(g)$ +	$CO(g)$
Moles iniciales	n_1	n_2	0	0
Moles en equilibrio	n_1-x	n_2-x	x	x

A partir de aquí se hacen todos los cálculos con Kc, el número total de moles en esta reacción sería $n_t=n_1-x+n_2-x+x+x=n_1+n_2$. A veces piden el grado de disociación, α, que se define como el número de moles disociados entre el número total de moles de esa especie, en este caso, $\propto=\frac{x}{n_1}$., sería el grado de disociación del hidrógeno.

QUÍMICA 2º BTO

4.2.3. Equilibrio químico en fase heterogénea.

Los equilibrios más estudiados son en fase homogénea, esto es, todos son gases, pero también existen equilibrios en fase heterogénea, sólo influyen en el equilibrio las especies con mayor movilidad, no se incluyen ni los sólidos ni los líquidos puros, así en la reacción siguiente:

$CaCO_3$ (s) ⇄ CaO (s) + CO_2 (g), el valor de K_P sería $K_P = P_{CO_2}$.

La concentración es una masa por unidad de volumen, coincide con una densidad, por ello, en sólidos y líquidos puros es constante.

La solubilidad es la concentración de una disolución saturada, máxima cantidad de soluto que admite un disolvente a una temperatura dada, se puede entender como un equilibrio, de forma que la solubilidad es la concentración molar de una disolución saturada, suele aumentar con la temperatura, aunque muchos gases son más solubles a bajas temperaturas, puesto que no se rompen estructuras demasiado estables. No existen sustancias iónicas totalmente insolubles en agua, veamos una pequeña tabla de solubilidades:

Aniones	**Cationes**	**Solubilidad**
Cualquiera	Alcalinos, hidronio, amonio	Solubles
Nitrato, clorato, acetato	Casi todos	Solubles
Cloruro, bromuro, yoduro	Ag^+, Cu^+, Pb^{2+}, Tl^+, Hg_2^{2+} El resto	Insolubles Solubles
Sulfato	Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Pb^{2+}. El resto	Insolubles Solubles
Sulfuro	Alcalinos, alcalinotérreos, amonio El resto	Solubles Insolubles
Hidróxido	Alcalinos, amonio, Sr^{2+}, Ba^{2+} El resto	Solubles Insolubles
Carbonatos y fosfatos	Alcalinos, hidronio y amonio El resto	Solubles Insolubles

En general una sustancia será soluble si su solubilidad es superior a 0'1M, poco soluble si está entre 0'1 y 0'001M e insoluble si es inferior a 0'001M.
Dada una reacción:

$$A_nB_n(s) \rightleftarrows n A^{m+}(aq) + mB^{n-}(aq)$$

Se puede definir el producto de solubilidad como: K_s=K_{ps}= $K_{PS} = [A^{m+}]^n[B^{n-}]^m$. Esa constante sólo depende de la temperatura, si las concentraciones superan el valor de K entonces se producirá precipitación. Si la constante es pequeña, también lo será la solubilidad. Ésta se puede calcular a partir de Ks.

Si una sal poco soluble se disuelve en agua pura, Ks será pequeña, por ello las concentraciones de los iones serán también pequeñas. Si se añade un ión común, la concentración de éste aumenta, la concentración del otro ión disminuye y Ks permanece constante, disminuyendo la solubilidad. Esto se conoce como efecto del ión común y se usa para precipitar completamente un ión. La modificación del pH conlleva un aumento o disminución del ión H^+, que puede ser común.

En la práctica se trabaja mucho con el grado de disociación, definido como α, número de moles disociados entre número total de moles. Para una reacción más práctica quedaría lo

QUÍMICA 2º BACH

siguiente:

	$CaSO_4$ (s) ⇄	Ca^{2+} +	SO_4^{2-}
Solubilidad		s	s
Producto de solubilidad, K_s	$Ks=[Ca^{2+}][SO_4^{2-}]=s\cdot s=s^2$., $s=\sqrt{K_s}$		

Para otras reacciones, tendríamos en cuenta otra estequiometría:

	$Ca(OH)_2$ (s) ⇄	Ca^{2+} +	2 OH^-
Solubilidad		s	2s
Producto de solubilidad, K_s	$Ks=[Ca^{2+}][OH^-]^2=s\cdot(2s)^2=4s^3$, $s=\sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$		

Como práctica se sugiere yoduro de potasio y nitrato de plomo(II)

QUIMICA 2º - JFL

PROBLEMAS DE PAU 2025

1. La reacción química 2A + B → C tiene como ecuación de velocidad: $v=K[A]^2[B]$. Responda razonadamente:

a) ¿Cuál es el orden total de la reacción?. El orden total es la suma de los órdenes parciales de todos los reactivos, como sólo hay dos, será la suma de 2 (orden parcial respecto de A) y de 1 (orden parcial respecto de B), el orden total es 3.

b) Determine las unidades de la constante de velocidad. Sustituimos en la ecuación, $mol\cdot L^{-1}\cdot s^{-1}=K\ mol^3\cdot L^{-3}$, despejando K, obtenemos $K=mol^{-2}\cdot L^2\cdot s^{-1}$.

c) ¿Se puede considerar que en el transcurso de la reacción la velocidad permanece constante? No, va disminuyendo, pues las concentraciones de los reactivos van bajando.

d) ¿La velocidad de desaparición de B es igual a la velocidad de aparición de C? Verdadero, debido a la estequiometría de la reacción.

2. El equilibrio de descomposición del $NaHCO_3$ puede expresarse como:

$$2NaHCO_3\ (s) \rightleftarrows Na_2CO_3\ (s) + CO_2\ (g) + H_2O\ (g)$$

Para estudiar este equilibrio en el laboratorio, se depositaron 200 g de $NaHCO_3$ (s) en un recipiente cerrado de 25L, en el que previamente se había hecho el vacío y se calentó a 110º. La presión en el interior del recipiente, una vez alcanzado el equilibrio, fue de 1,65 atm. Calcule:

a) La masa de $NaHCO_3$(s) que queda en el recipiente tras alcanzarse el equilibrio a 110º.

b) El valor de Kc y Kp a esa temperatura.

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

Calculamos la masa molar del bicarbonato, $Mm(NaHCO_3)=84$ g. Tenemos 200 g, 2,38 moles. Como tenemos sólo dos gases en los productos, su presión parcial será la mitad de la presión total, $P_{CO2}=P_{H2O}=P/2=1{,}65/2\ atm=0{,}825$ atm. Aplicando la ecuación de los gases ideales, $P=2xRT/V=1{,}65$, con lo cual x=0,657 moles.

	$2NaHCO_3\ (s)$	$\rightleftarrows$	$Na_2CO_3\ (s)$	+	$CO_2\ (g)$	+	$H_2O\ (g)$
n iniciales	2,38		0		0		0
n Equilibrio	2,38-2x		x		x		x

a) $m(NaHCO_3)=2{,}38-2x=1{,}066$ moles, que son 89,54 g que quedan en el recipiente.

b) $Kp=P_{CO2}\cdot P_{H2O}=0{,}68$, usando $Kp=Kc(RT)^2$; $Kc=6{,}89\cdot10^{-4}$.

3. A partir del equilibrio de solubilidad del $MgCO_3$, determine la masa de magnesio que hay disuelta en 25 L de disolución saturada de dicha sal. (1 punto). Procedente de un problema 5.

El equilibrio de solubilidad es: $MgCO_3(s) \rightleftarrows Mg^{2+}\ (aq) + CO_3^{2-}\ (aq)$. Con lo cual $Ks=s\cdot s=s^2$. Donde s es la solubilidad molar de los iones magnesio y carbonato. Como tenemos $Ks=3{,}5\cdot10^{-8}=s^2$, $s=1{,}87\cdot10^{-4}$ M, eso serían los moles que hay en un litro de disolución saturada, lo pasamos a gramos y tenemos en cuenta que son 25 L. Con eso quedan 0,114 g, como solución.

4. El NO_2 se descompone según el equilibrio: $2\ NO_2(g) \rightleftarrows 2NO(g) + O_2\ (g)$.

En un recipiente de 2 L a 25º C se introduce NO_2(g) hasta que la presión es 21,1 atm. Posteriormente se calienta a 300ºC hasta alcanzar el equilibrio y se observa que la presión es de 50 atm.

a) Calcule el valor de Kc.

b) Calcule el valor de Kp y el grado de disociacion del NO_2 en esas condiciones

Datos: R=0,082 … Escribimos el equilibrio:

	$2NO_2\ (g)$	$\rightleftarrows$	$2NO(g)$	+	$O_2\ (g)$
Iniciales	n_0		0		0
Equilibrio	n_0-2x		2x		x

Como nos dan R podemos calcular n_0 con la primera condición, pues aún no hay equilibrio. Aplicamos la ecuación de los gases ideales: $n_0=PV/RT=21{,}1\cdot2/(0{,}082\cdot298)$ moles=1,73 moles. Después podemos calcular los moles totales: $n=n_0-2x+2x+x=n_0+x=PV/RT=50\cdot2/0{,}082\cdot573=2{,}13$ moles

QUÍMICA 2º - JFL

totales, con lo cual calculamos $x=n-n_0=0{,}4$ moles. Ya podemos calcular las concentraciones, dividiendo entre 2 litros,

$[O_2]=0{,}2$ M, : [N**O]=0,4 M,** : [N**O_2]=0,465 M,**

a) $K_c=\frac{[O_2][NO]^2}{[NO_2]^2}=0{,}148.$

b) $K_p=K_cRT=6{,}95$ y $\alpha=2x/n_0=0{,}46$

PROBLEMAS DE PAU 2024

1. El metanol se prepara industrialmente según el proceso siguiente:
$CO(g) + 2H_2(g) \rightleftarrows CH_3OH(g)$ $\Delta H < 0$
Razone cómo afectaría al rendimiento de la reacción:
a) Aumentar la temperatura.
b) Retirar del reactor el CH_3OH a medida que se vaya produciendo.
c) Aumentar la presión del sistema a temperatura constante.

2. El N_2O_4 se descompone en NO_2, estableciéndose el siguiente equilibrio:
$N_2O_4(g) \rightleftarrows 2NO_2(g)$
En un recipiente de 0,5 L se introducen 0,025 moles de N_2O_4 a 250 ºC. Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total es de 3,86 atm. Calcule:
a) La presión parcial de cada gas en el equilibrio y el valor de K_P a la temperatura dada.
b) El grado de disociación del N_2O_4 y el valor de K_C a la temperatura dada.
Dato: R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}

3. Para preparar 250 mL de disolución saturada de BaF_2 a 25 ºC se necesitan 325 mg de dicho compuesto.
a) A partir del equilibrio correspondiente, calcule el producto de solubilidad del BaF_2
b) Calcule la solubilidad molar del BaF_2 en presencia de NaF 0,50 M.
Datos: Masas atómicas relativas: F= 19; Ba= 137,3

4. La reacción en fase gaseosa: $2A + B \longrightarrow 3C$ es de orden dos respecto de A y de orden uno respecto de B.
a) Escriba la ecuación de velocidad en función de las concentraciones de A y B e indique el orden total de la reacción.
b) Indique las unidades de la velocidad de reacción y de la constante cinética para esta reacción.
c) Razone cómo afectará a la velocidad de reacción un aumento de la temperatura a volumen constante.

5. Al añadir una pequeña cantidad de $Ca(OH)_2$ sólido a un vaso con agua se observa que no se disuelve por completo, quedando parte del sólido en equilibrio con la disolución saturada.
a) A partir del equilibrio correspondiente, deduzca la relación entre la solubilidad molar de este compuesto y su producto de solubilidad.
b) Razone si aumentará la solubilidad del $Ca(OH)_2$ añadiendo a la disolución $CaCl_2$, que es una sal muy soluble.
c) Justifique si cambiará el producto de solubilidad del $Ca(OH)_2$ al añadir NaOH a la disolución saturada.

6. Se introducen 2 g de $CaCO_3$ en un recipiente de 2 L y se calienta a 800 ºC estableciéndose el siguiente equilibrio:
$CaCO_3(s) \rightleftarrows CaO(s) + CO_2(g)$
Calcule:
a) Las constantes K_P y K_C a esa temperatura si la presión en el equilibrio es de 0,236 atm.
b) Los gramos de $CaCO_3$ y de CaO que hay en el recipiente después de que se alcance el equilibrio.
Datos: Masas atómicas relativas: Ca= 40; O= 16; C= 12; R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}

7. El bromuro de amonio es un sólido cristalino que se descompone en un proceso endotérmico según el siguiente equilibrio:
$NH_4Br(s) \rightleftarrows NH_3(g) + HBr(g)$
En un reactor en el que se ha alcanzado el equilibrio anterior:
a) Explique si la cantidad de $NH_4Br(s)$ aumenta, disminuye o no se modifica al introducir $NH_3(g)$ en el reactor.
b) Justifique qué ocurre si duplicamos el volumen del reactor a temperatura constante.
c) Razone si el valor de la constante de equilibrio a 400 ºC será mayor, menor o igual que a 25 ºC.

QUÍMICA 2 - JFL

8. Se introduce 0,1 mol de PCl_5 en un matraz cerrado de 0,5 L y se calienta a 525 ºC, disociándose un 48% según la siguiente reacción:
$PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$ Calcule:
a) Las concentraciones de los gases en el equilibrio y el valor de K_C a esa temperatura.
b) La presión total en el interior del matraz cuando se alcanza el equilibrio y el valor de K_P a esa temperatura.
Dato: R= 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$

9. 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 $2{,}88 \cdot 10^{-4}$ 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: Mg= 24,3; O= 16; H= 1

10. 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 BaSO4
b) 1 g de $BaCl_2$
c) 1 L de agua destilada.

11. En un recipiente de 10 L se introduce el mismo número de moles de I_2 y H_2. Se calienta a 623 K y se obtienen 2 moles de HI, de acuerdo con el siguiente equilibrio:
$H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$
Calcule:
a) Los moles de I_2 y H_2 que se han introducido y la presión total en el equilibrio.
b) El valor de K_P y el porcentaje de H_2 que ha reaccionado.
Datos: R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; K_C= 60

12. El producto de solubilidad del PbI_2 es $7{,}1 \cdot 10^{-9}$, a la temperatura de 25 ºC.
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 $2 \cdot 10^{-4}$ M de NaI con 200 mL de una disolución $3 \cdot 10^{-3}$ M de $Pb(NO_3)_2$, considerando los volúmenes aditivos, ¿se formará precipitado?

13. La reacción A + B □ C es de orden cero con respecto a A, orden 2 con respecto a B y su constante de velocidad vale 0,027 $mol^{-1} \cdot L \cdot s^{-1}$. Responda a las siguientes preguntas, justificando la respuesta:
a) ¿Cuál es el orden total de la reacción?
b) ¿Cuál es la velocidad si las concentraciones iniciales de A y de B son 0,48 M y 0,35 M, respectivamente?
c) ¿Cómo se modifica la velocidad si la concentración inicial de A se reduce a la mitad?

14. Al calentar HgO(s) a 400 ºC en un recipiente cerrado se obtiene Hg(g) y $O_2(g)$, estableciéndose el siguiente equilibrio:
$2HgO(s) \rightleftarrows 2Hg(g) + O_2(g)$
Si la presión total cuando se alcanza el equilibrio es de 0,195 atm, calcule:
a) Las presiones parciales de cada gas en el equilibrio y el valor de K_P a 400 ºC.
b) El valor de K_C a 400 ºC y los moles de HgO que se han descompuesto si el recipiente tiene un volumen de 2 L.
Dato: R= 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$

13. El cloro gaseoso, $Cl_2(g)$, se obtiene industrialmente a partir de HCl(g) y $O_2(g)$, de acuerdo con la siguiente ecuación:
$4HCl(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2Cl_2(g) + 2H_2O(g)$
Se introducen 32,85 g de HCl y 38,40 g de O_2 en un recipiente cerrado de 10 L y se calienta la mezcla de reacción a 390 ºC. Cuando se alcanza el equilibrio se observa que la presión parcial del $Cl_2(g)$ vale 2,175 atm. Calcule:
a) Las concentraciones de todos los gases en el equilibrio.
b) Las constantes K_C y K_P a 390 ºC.
Datos: Masas atómicas relativas: Cl= 35,5; O= 16; H= 1; R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$

14. 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 $g \cdot L^{-1}$ del BaF_2
b) Calcule la masa de NaF(s) que se debe añadir a 100 mL de disolución 0,005 M de $Ba(NO_3)_2$ para iniciar la precipitación de BaF_2
Datos: Masas atómicas relativas: F= 19; Ba= 137; Na= 23

QUÍMICA 2º - JFL

PROBLEMAS DE PAU 2023

1. Dado el siguiente equilibrio:
$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2SO_3(g)$
Se introducen 128 g de SO_2 y 64 g de O_2 en un recipiente cerrado de 2 L. Se calienta la mezcla y cuando se ha alcanzado el equilibrio, a 830 °C, ha reaccionado el 80 % del SO_2 inicial. Calcule:
a) La composición en moles de la mezcla en el equilibrio y el valor de K_c.
b) La presión total de la mezcla en el equilibrio y el valor de K_p.
Datos: Masas atómicas relativas: S= 32; O= 16; R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}

2. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) En una reacción entre gases del tipo: $A(g) + 2B(g) \rightleftarrows 2C(g)$; los valores de K_c y K_p son iguales.
b) Para una reacción endotérmica en equilibrio, se produce un incremento de la cantidad de productos al aumentar la temperatura.
c) Cuando una mezcla de reacción alcanza el equilibrio la formación de productos se detiene.

3. En un recipiente de 2 L se introducen 4,9 g de CuO y se calienta a 1025 ºC, alcanzándose el siguiente equilibrio:
$4CuO(s) \rightleftarrows 2Cu_2O(s) + O_2(g)$
Si la presión total en el equilibrio es de 0,5 atm, calcule:
a) Los moles de O_2 que se han formado y la masa de CuO que queda sin descomponer.
b) Las constantes K_p y K_c a esa temperatura.
Datos: R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Masas atómicas relativas: Cu= 63,5; O= 16

4. A 200 ºC y presión de 1 atm, el PCl_5 se disocia en PCl_3 y Cl_2 en un 48,5 %, según el siguiente equilibrio:
$PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$
a) Calcule las fracciones molares de todas las especies en el equilibrio.
b) Determine el valor de K_c y de K_p.
Dato: R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}

5. En un reactor de 1L a 1000 K, se establece el siguiente equilibrio: $CO(g) + H_2O(g) \rightleftarrows CO_2(g) + H_2(g)$ ΔH= 42 kJ·mol^{-1}
Explique si la cantidad de H_2 aumenta, disminuye o permanece constante:
a) Tras la adición de catalizador.
b) Al aumentar la temperatura.
c) Al transferir la mezcla a un reactor de 10 L a temperatura constante.

6. En un matraz de 1,75 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0,1 mol de CO y 1 mol de $COCl_2$. A continuación se establece el siguiente equilibrio a 668 K:
$CO(g) + Cl_2(g) \rightleftarrows COCl_2(g)$
Si en el equilibrio la presión parcial de Cl_2 es 10 atm, calcule:
a) Las presiones parciales de CO y $COCl_2$ en el equilibrio.
b) Los valores de K_p y K_c para la reacción a 668 K.
Dato: R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}

7. La reacción $X + 2Y \rightarrow M$, es de orden dos respecto a Y, de orden cero respecto a X y su constante de velocidad es 0,053 mol^{-1}·L·s^{-1}. Justifique:
a) ¿Cuál es el orden total de la reacción?
b) ¿Cuál es la velocidad si las concentraciones iniciales de X y de Y son 0,4 M y 0,5 M, respectivamente?
c) ¿Cómo se modificaría la velocidad si la concentración inicial de X se redujera a la mitad?

8. La constante K_p es 0,24 para la siguiente reacción en equilibrio a 25 ºC:
$2\,ICl(s) \rightleftarrows I_2(s) + Cl_2(g)$
En un recipiente de 2 L en el que se ha hecho el vacío se introducen 2 moles de ICl. Calcule:
a) La concentración de Cl_2 cuando se alcance el equilibrio.
b) Los gramos de ICl que quedarán en el equilibrio.
Datos: R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Masas atómicas relativas: I= 127; Cl= 35,5.

9. Para la reacción $A(g) + B(g) \rightarrow C(g) + D(g)$, que no es de orden cero, explique de forma razonada si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) El reactivo A se consume más rápido que el reactivo B.
b) A temperatura constante, al aumentar la presión aumenta la velocidad de la reacción.
c) Iniciada la reacción, si la temperatura no cambia, su velocidad se mantendrá constante.

QUÍMICA 2º - JFL

10. En un recipiente cerrado de 0,5 L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 1 g de H_2 y 1 g de H_2S. Se eleva la temperatura de la mezcla hasta 1670 K, alcanzándose el equilibrio:
$2H_2S(g) \rightleftarrows 2H_2(g) + S_2(g)$
En el equilibrio, la fracción molar de S_2 en la mezcla gaseosa es 0,015. Calcule:
a) Las presiones parciales de cada especie en el equilibrio.
b) El valor de K_c y K_p a 1670 K.
Datos: R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}. Masas atómicas relativas: S= 32; H=1

11. A 25 °C, la constante del producto de solubilidad del $PbSO_4$ es K_s= 1,6·10^{-8}. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:
a) La solubilidad del $PbSO_4$ en agua a 25 °C, expresada en mg·L^{-1}
b) La masa de $PbSO_4$ que se podrá disolver como máximo en 2 L de una disolución acuosa de Na_2SO_4 0,01 M a 25 °C.
Datos: Masas atómicas relativas: Pb= 207,2; S= 32; O= 16

12. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:
a) El producto de solubilidad del $CaCO_3$, sabiendo que 100 mL de disolución saturada en agua de dicha sal contienen 6,93·10^{-6} mol de Ca^{2+}
b) La masa que quedará en el fondo de un recipiente que contiene 250 mL de disolución acuosa saturada de Ag_2SO_4 al evaporar el agua de la disolución.
Datos: K_s (Ag_2SO_4)= 7,7·10^{-5}; Masas atómicas relativas: Ag= 107,9; S= 32; O= 16

18. Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) Al añadir Na_2CO_3 a una disolución acuosa saturada de $CaCO_3$, la concentración de iones Ca^{2+} disminuye.
b) En una disolución acuosa saturada de $Al(OH)_3$ se cumple que la concentración de iones Al^{3+} es el triple que la concentración de iones OH^-
c) La solubilidad del $CaSO_4$ es mayor en agua pura que en una disolución de $Ca(NO_3)_2$

19. A una temperatura determinada, el producto de solubilidad del $PbCl_2$ es 1,6·10^{-5}. Basándose en las reacciones químicas correspondientes:
a) Calcule la masa disuelta en 200 mL de disolución acuosa saturada de $PbCl_2$
b) Una disolución tiene una concentración 0,05 M de iones Pb^{2+}. Calcule cuál debe ser la concentración molar de iones Cl^- para que empiece a precipitar $PbCl_2$
Datos: Masas atómicas relativas: Pb= 207,2; Cl= 35,5

20. A una temperatura determinada, la solubilidad del $Cr(OH)_3$ en agua es de 1,3·10^{-6} g·L^{-1}. Basándose en las reacciones químicas correspondientes:
a) Calcule las concentraciones molares de los iones OH^- y Cr^{3+} en una disolución acuosa saturada y el producto de solubilidad.
b) Determine si se formaría precipitado en una disolución acuosa de pH= 8 en la que la concentración del ion Cr^{3+} fuese 5,77·10^{-5} M.
Datos: Masas atómicas relativas: Cr= 52; O= 16; H= 1

21. El producto de solubilidad del CaF_2 es 3,5·10^{-11}. Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:
a) Los moles de ion F^- que hay en 50 mL de una disolución acuosa saturada de CaF_2
b) La masa de NaF que hay que disolver en medio litro de una disolución acuosa que contiene 1 g de Ca^{2+} para que empiece a precipitar CaF_2
Datos: Masas atómicas relativas: Ca= 40; F= 19; Na= 23

22. Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) En una disolución saturada de $CaCO_3$ el valor de K_s coincide con el valor de $[Ca^{2+}]^2$
b) La solubilidad del AgCl en agua se puede aumentar añadiendo NaCl a la disolución.
c) Al añadir Na_2SO_4 a una disolución acuosa saturada de $BaSO_4$ se forma un precipitado.

23. El pH de una disolución acuosa saturada de $Pb(OH)_2$ es 9,9 a 25 ºC. Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:
a) La solubilidad molar en agua y el producto de solubilidad del $Pb(OH)_2$ a 25 ºC.
b) La solubilidad del $Pb(OH)_2$ en una disolución de NaOH 0,1 M.

QUÍMICA 2 - JFL

PROBLEMAS DE PAU 2022

1. **.** La reacción A + B → C + D es de primer orden con respecto a A y de segundo orden con respecto a B.
   a) Escriba la ecuación de velocidad de dicha reacción.
   b) Determine el orden total de la reacción.
   c) Deduzca las unidades de la constante de velocidad.

2. En un matraz de 5 L se introducen 14,5 g de yoduro de amonio (NH_4I) sólido. Cuando se calienta a 650 K se descompone según la ecuación:
$NH_4I(s) \rightleftarrows NH_3(g) + HI(g)$ $Kc = 7{,}6 \cdot 10^{-5}$
Calcule una vez alcanzado el equilibrio:
a) El valor de *Kp* a 650 K y la presión total dentro del matraz.
b) Los moles de NH_4I que quedan en el matraz.
Datos: R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Masas atómicas relativas: I= 127; N= 14; H= 1

3. El hidrogenocarbonato de sodio se descompone según el equilibrio:
$2\ NaHCO_3(s) \rightleftarrows Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$ $\Delta H > 0$
a) Escriba la expresión de la constante de equilibrio *Kp*.
b) Justifique cómo afecta al equilibrio la adición de $NaHCO_3$.
c) El hidrogenocarbonato de sodio se usa como impulsor en repostería, ya que las burbujas de CO_2 hacen que suba la masa y sea más esponjosa. Justifique si horneando la masa a mayor temperatura obtendremos un bizcocho más esponjoso.

4. Las erupciones volcánicas emiten dióxido de azufre (SO_2) que en contacto con el oxígeno de la atmósfera da lugar a trióxido de azufre (SO_3), uno de los gases responsables de la lluvia ácida, estableciéndose el siguiente equilibrio:
$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2\ SO_3(g)$
Se ha realizado un experimento en el laboratorio, introduciendo 0,015 moles de SO_2 y el mismo número de moles de O_2 en un matraz de 100 mL. Después de calentarlo a 1000 K, la concentración de SO_3 en equilibrio es de 0,024 M. Calcule:
a) La constante *Kc* a 1000 K y la fracción molar de SO_3.
b) La presión en el interior del recipiente y el valor de *Kp* a 1000 K.
Dato: R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}

5. A una cierta temperatura, la velocidad de la reacción A(g) → B(g) es 0,020 mol·L^{-1}·s^{-1} cuando la concentración de A es 0,10 M. Sabiendo que se trata de una reacción de segundo orden con respecto a A:
a) Escriba la ecuación de velocidad de dicha reacción.
b) Calcule el valor de su constante de velocidad, indicando las unidades de esta.
c) Indique tres factores que pueden modificar la velocidad de la reacción.

6. En un recipiente de 2 L se introducen 1 g de carbono sólido y 0,1 mol de dióxido de carbono gaseoso. Cuando se calienta a 200 ºC se obtiene monóxido de carbono gaseoso, según la siguiente ecuación:
$C(s) + CO_2(g) \rightleftarrows 2\ CO(g)$ $Kc = 0{,}036$
Calcule:
a) Los moles de CO_2 y CO en el equilibrio.
b) La presión total y la masa de C que no reacciona.
Datos: R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Masa atómica relativa: C= 12

QUÍMICA 2º - JFL

7. El $SbCl_5$ se descompone un 6,8% a 190 ºC, de acuerdo con la siguiente ecuación:

$SbCl_5(g) \rightleftarrows SbCl_3(g) + Cl_2(g)$ $\quad Kp = 9{,}3 \cdot 10^{-2}$

Se introduce una cantidad de $SbCl_5$ en un recipiente cerrado de 0,5 L y se calienta a 190 ºC, calcule:

a) La masa en gramos de $SbCl_5$ que hay inicialmente en el recipiente.

b) Las presiones parciales de todas las especies y la presión total en el equilibrio.

Datos: R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Masas atómicas relativas: Sb= 121,8; Cl= 35,5

8. Se introducen 0,035 moles de I_2 en un recipiente de 2 L, se cierra y se calienta a 1000 K. En estas condiciones, el I_2 gaseoso se encuentra en equilibrio según la siguiente ecuación:

$I_2(g) \rightleftarrows 2\ I(g)$

Si la presión total que se alcanza en el equilibrio es de 1,69 atm, calcule:

a) Las concentraciones de las especies en el equilibrio y el grado de disociación del I_2.

b) Los valores de Kc y Kp.

Dato: R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}

9. El denominado gas de síntesis (mezcla de CO y H_2) posee muchas aplicaciones en la industria química y puede obtenerse mediante la siguiente reacción:

$CH_4(g) + H_2O(g) \rightleftarrows CO(g) + 3\ H_2(g)$ $\quad \Delta H > 0$

Justifique si las siguientes actuaciones mejorarían el rendimiento de la obtención de gas de síntesis:

a) Aumentar la temperatura a volumen constante.

b) Aumentar la concentración de vapor de agua.

c) Disminuir el volumen del reactor a temperatura constante.

10. En la reacción: $N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftarrows 2\ NH_3(g)$ a 300 ºC, las concentraciones de N_2, H_2 y NH_3 en el equilibrio son, respectivamente, 0,076 M, 0,228 M y 0,084 M.

a) Si la concentración inicial de NH_3 es cero, calcule las concentraciones iniciales de N_2 y H_2.

b) Calcule el valor de *Kp* y la presión total en el equilibrio, sabiendo que el volumen del recipiente de reacción es de 2 L.

Dato: R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}

11. El hidróxido de cobre(II), $Cu(OH)_2$, es una sal muy poco soluble en agua.

a) Escriba su equilibrio de solubilidad.

b) Exprese *Ks* en función de la solubilidad.

c) Razone cómo afectará al equilibrio la adición de NaOH.

12. La solubilidad del BaF_2 en agua es 1,30 g·L^{-1}. Calcule:

a) El producto de solubilidad de la sal.

b) La solubilidad del BaF_2 en una disolución acuosa de concentración 1 M de $BaCl_2$, considerando que esta última sal está totalmente disociada.

Datos: Masas atómicas relativas: Ba= 137,3; F= 19

13. a) La solubilidad del hidróxido de cobre(II), $Cu(OH)_2$, en agua pura es de $3{,}42 \cdot 10^{-7}$ M. Calcule su producto de solubilidad.

b) Justifique numéricamente si se formará precipitado de $Cu(OH)_2$ al adicionar 2 g de $CuCl_2$ a 250 mL de una disolución que tiene inicialmente pH= 13.

Datos: Masas atómicas relativas: Cu= 63,5; Cl= 35,5

QUÍMICA 2º - JFL

14. a) En 200 mL de una disolución saturada de hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, hay disueltos 0,296 g. Calcule su producto de solubilidad.
b) Determine si se formará precipitado de $Ca(OH)_2$ al adicionar $1{,}25\cdot10^{-3}$ moles de ion Ca^{2+} a 100 mL de una disolución de pH= 11.
Datos: Masas atómicas relativas: Ca= 40,1; O= 16; H= 1

15. a) Si se sabe que en 200 mL de una disolución saturada de SrF_2 hay disueltos 14,6 mg de la sal, calcule su producto de solubilidad.
b) Determine si se forma precipitado de PbI_2 al mezclar 50 mL de KI $1{,}2\cdot10^{-3}$ M con 30 mL de $Pb(NO_3)_2$ $3\cdot10^{-3}$ M.
Datos: *Ks* (PbI_2)= $7{,}9\cdot10^{-9}$; Masas atómicas relativas: Sr= 87,6; F= 19

16. Dadas las siguientes especies con sus productos de solubilidad, $Fe(OH)_3$ (*Ks*= $1{,}1\cdot10^{-36}$) y Ag_3PO_4 (*Ks*= $1{,}56\cdot10^{-18}$):
a) Escriba los equilibrios de disociación de cada una.
b) Determine la expresión del producto de solubilidad en función de la solubilidad para cada una de las dos especies.
c) Razone cuál es más soluble en agua.

17. A 25 ºC, la constante de solubilidad del AgCl es $1{,}7\cdot10^{-10}$, calcule:
a) La solubilidad en mg/L del AgCl en agua.
b) La solubilidad en mg/L del AgCl en una disolución acuosa que tiene una concentración de ion cloruro de 0,10 M.
Datos: Masas atómicas relativas: Ag= 107,9; Cl= 35,5

18. A 25 ºC, el producto de solubilidad del hidróxido de aluminio, $Al(OH)_3$, es $2\cdot10^{-32}$. Calcule:
a) La solubilidad molar del compuesto en agua.
b) La cantidad, en gramos, de Al^{3+} que hay en un mililitro de disolución saturada del compuesto.
Dato: Masa atómica relativa: Al= 27

PROBLEMAS DE PAU 2021

1. Dada la reacción a 25 ºC y 1 atm de presión $N_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2\ NO(g)$; ΔH= 180,2 kJ, razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
   a) La constante de equilibrio *Kp* se duplica si se duplica la presión. **Sol (F)**
   b) El sentido de la reacción se favorece hacia la izquierda si se aumenta la temperatura. **Sol (Falso)**
   c) El valor de la constante de equilibrio para este proceso depende del catalizador utilizado. **Sol (F)**

2. Para la reacción de disociación del N_2O_4 gaseoso, $N_2O_4(g) \rightleftarrows 2\ NO_2(g)$, la constante de equilibrio *Kp* vale 2,49 a 60 ºC.
   a) Sabiendo que la presión total en el equilibrio es de 1 atm, calcule el grado de disociación del N_2O_4 a esa temperatura y las presiones parciales de las especies en el equilibrio. **Sol (P_{NO2}=0,765 atm, P_{N2O4}=0,235 atm, α=0,62)**
   b) Determine el valor de *Kc*. **Sol (Kc=0,091).**
   Dato: R = 0,082 $atm\cdot L\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1}$

QUÍMICA 2º - JFL

3. Una disolución saturada de yoduro de plomo(II) (PbI_2) en agua tiene una concentración de 0,56 $g \cdot L^{-1}$. Calcule:
a) El producto de solubilidad, *Ks*, del yoduro de plomo(II). **Sol (Ks=7,17·10^{-9})**
b) La solubilidad del PbI_2, a la misma temperatura, en una disolución 0,5 M de yoduro de potasio (KI). **Sol (s=2,87·10^{-8} M)**
Datos: Masas atómicas relativas: I= 127; Pb= 207

4. Dado el equilibrio $N_2F_4(g) \rightleftarrows 2\ NF_2(g)$ con ΔH^o= 38,5 kJ, razone los cambios que se producirían si:
a) La mezcla de reacción se calienta. **Sol (Le Chatelier, desplaza a la derecha)**
b) El gas NF2 se elimina de la mezcla de reacción a temperatura y volumen constante. **Sol (Se desplaza a la derecha).**
c) Se añade helio gaseoso a la mezcla de reacción a temperatura y volumen constante. **Sol (Se desplaza hacia la izquierda)**

5. En un recipiente de 250 mL se introducen 0,46 g de $N_2O_4(g)$ y se calienta hasta 40 ºC, disociándose el $N_2O_4(g)$ en un 42% al alcanzar el siguiente equilibrio: $N_2O_4(g) \rightleftarrows 2\ NO_2(g)$
a) Calcule la constante *Kc* del equilibrio. **Sol (Kc=0,024)**
b) Determine la presión total en el sistema y el valor de *Kp*. **Sol (P=0,73 atm, Kp=0,62).**
Datos: R = 0,082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$; Masas atómicas relativas: O= 16; N= 14

6. A 25 ºC el producto de solubilidad del sulfuro de níquel(II) es $3{,}2 \cdot 10^{-19}$. Calcule:
a) La solubilidad del NiS en mol/L y en g/L. **Sol (s=5,66·10^{-10} M).**
b) La solubilidad del NiS en una disolución 0,05 M de Na_2S. **Sol (s=6,4·10^{-18} M).**
Datos: Masas atómicas relativas: Ni= 58,7; S= 32

7. Para la siguiente reacción: $2\ NO(g) + 2\ H_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2\ H_2O(g)$, la ecuación de velocidad hallada experimentalmente es: $v = k\ [NO]^2\ [H_2]$
a) ¿Cuáles son los órdenes parciales de reacción? ¿Y el orden total? **Sol (2 y 1, 3 el total).**
b) Si la constante de velocidad para esta reacción a 1000 K es $6{,}0 \cdot 10^4\ L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$, calcule la velocidad de reacción cuando [NO] = 0,015 M y $[H_2]$ = 0,035 M. **Sol (v=0,47 mol·L^{-1}·s^{-1}).**
c) ¿Cómo afectará a la velocidad de reacción un aumento de la presión, si se mantiene constante la temperatura? Justifique la respuesta. **Sol (al aumentar P, aumenta [NO] y con ello la velocidad, también se puede argumentar con la teoría cinética).**

8. Se prepara una disolución de $Fe(OH)_2$ en agua, quedando en el fondo del recipiente una parte del sólido sin disolver. Justifique cómo afecta a la solubilidad del compuesto:
a) La adición de $FeCl_2$. **Sol (disminuye la solubilidad).**
b) Un aumento del pH. **Sol (disminuye la solubilidad).**
c) La adición de agua. **Sol (No cambia la solubilidad).**

9. Se calienta NOCl puro a 240 ºC en un recipiente de 1 L, estableciéndose el siguiente equilibrio: $2\ NOCl(g) \rightleftarrows 2\ NO(g) + Cl_2(g)$. Sabiendo que la presión total en el equilibrio es de 1 atm y la presión parcial de NOCl es de 0,64 atm:
a) Calcule las presiones parciales de NO y Cl_2 en el equilibrio. **Sol (P_{NO}=0,24 atm, P_{Cl2}=0,12 atm).**
b) Determine *Kp* y *Kc*. **Sol (Kp=0,017 y Kc=4,01·10^{-4}).**
Dato: R= 0,082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

QUÍMICA 2º - JFL

10. **a)** Calcule las concentraciones de Hg_2^{2+} y de Cl^- en una disolución saturada de Hg_2Cl_2 . **Sol ([Hg_2^{2+}]=6,69·10^{-7} M, [Cl^-]=1,34·10^{-6} M).**

b) Justifique si se formará precipitado cuando a 25 mL de una disolución 0,01 M de $Hg_2(NO_3)_2$ se le añaden 5 mL de HCl 0,002 M. **Sol (Qs=9,26·10-10 M, mayor que Ks, precipita).**

Dato: *Ks* (Hg_2Cl_2)= 1,2·10^{-18}

11. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Para una disolución saturada de hidróxido de aluminio, $Al(OH)_3$, se cumple que: *Ks* = [Al^{3+}]·[OH^-]. **Sol (Falso).**

b) En una disolución saturada de fluoruro de bario, BaF_2, se cumple que [Ba^{2+}] = 2[F^-] . **Sol (Falso).**

c) El producto de solubilidad (*Ks*) del MgF_2 disminuye al añadir $Mg(NO_3)_2$ a una disolución acuosa de MgF_2. **Sol (Falso).**

12. A la temperatura de 400 ºC, cuando la presión total del sistema es de 710 mmHg, el amoníaco se encuentra disociado un 40% en nitrógeno e hidrógeno moleculares, según la reacción: $2\ NH_3(g) \rightleftarrows N_2(g) + 3\ H_2(g)$

Calcule:

a) La presión parcial de cada uno de los productos de reacción en el equilibrio. **Sol (P_{H2}=0,4 atm, P_{N2}=0,133 atm, P_{NH3}=0,4 atm).**

b) El valor de las constantes de equilibrio *Kp* y *Kc* a dicha temperatura. **Sol (Kp=0,053, Kc=1,75·10^{-5}).**

Dato: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}

13. La solubilidad del carbonato de plata, Ag_2CO_3, a 25 ºC es 0,0318 g·L^{-1}.

a) Calcule la concentración molar de ion plata en una disolución saturada de carbonato de plata a 25 ºC. **Sol ([Ag+]=2,31·10^{-4} M).**

b) Calcule la constante del producto de solubilidad del carbonato de plata a 25 ºC.

Datos: Masas atómicas relativas: O= 16; C= 12; Ag= 107,8. **Sol (Ks=6,14·10^{-12}).**

14. Se introduce cierta cantidad de A(s) en un matraz de 2 L. A 100 ºC, el equilibrio $A(s) \rightleftarrows B(s) + C(g) + D(g)$ se alcanza cuando la presión es de 0,962 atm. Calcule:

a) La constante *Kp* de dicho equilibrio. **Sol (Kp=0,231).**

b) La masa de A(s) que se descompone. **Sol (m(As)=2,64 g).**

Datos: R= 0,082 atm·L·K^{-1}·mol^{-1}; masa molar de A= 84 g·mol^{-1}

15. La solubilidad del cromato de plata (Ag_2CrO_4) en agua a 25 ºC es 0,0435 g/L.

a) Escriba el equilibrio de solubilidad en agua del cromato de plata y calcule el producto de solubilidad de la sal a 25 ºC. **Sol (Ks=[Ag+]^2[CrO_4^{2-}]=9,03·10^{-12}).**

b) Calcule si se formará precipitado cuando se mezclan 20 mL de cromato de sodio (Na_2CrO_4) 0,08 M con 30 mL de nitrato de plata ($AgNO_3$) 5·10^{-3} M. Considere los volúmenes aditivos. **Sol (Qs>Ks, precipita).**

Datos: Masas atómicas relativas: O= 16; Cr= 52; Ag= 107,8.

16. La reacción $CO(g) + NO_2(g) \rightarrow CO_2(g) + NO(g)$ tiene la siguiente ley de velocidad, obtenida experimentalmente: $v = k\cdot[NO_2]^2$

Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) La velocidad de desaparición del CO es igual a la velocidad de desaparición del NO_2 **Sol (Verdadero).**

QUÍMICA 2º - JFL

b) La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa. **Sol (Falso).**

c) El orden total de la reacción es 1 porque la velocidad solo depende de la concentración de NO_2. **Sol (Falso).**

17. La descomposición del cianuro de amonio a 11 ºC en un recipiente de 2 L alcanza una presión total de 0,3 atm cuando se establece el siguiente equilibrio:

$$NH_4CN(s) \rightleftarrows NH_3(g) + HCN(g)$$

a) Determine *Kc* y *Kp*. **Sol (Kc=4,15·10^{-5}, Kp=0,0225).**

b) Si se parte de 1,0 g de cianuro de amonio, calcule la masa que queda sin descomponer en las mismas condiciones de presión y temperatura. **Sol (m=0,433 g sin descomponer).**
Datos: R= 0,082 atm·L·K^{-1}·mol^{-1}; Masas atómicas relativas: N= 14; C= 12; H= 1

18. Se disuelve hidróxido de cadmio, $Cd(OH)_2$, en agua hasta obtener una disolución saturada a una temperatura dada. Sabiendo que la concentración de iones OH^- es 3,68 ·10^{-5} M, calcule:

a) La solubilidad del hidróxido de cadmio y el valor de la constante del producto de solubilidad del compuesto a esta temperatura. **Sol (s=1,84·10^{-5} M, Ks=2,49·10^{-14}).**

b) Si a 100 mL de la disolución anterior se le añaden 0,5 g de NaOH, ¿cuál será la concentración molar de iones Cd^{2+} en la disolución? **Sol (1,59·10^{-12} M).**
Datos: Masas atómicas relativas: Na= 23; O= 16; H= 1

PROBLEMAS DE PAU 2020

1. En un recipiente de 5 litros se introducen 2 moles de PCl_5 (g) y 1,0 mol de PCl_3 (g). La temperatura se eleva a 250 ºC, estableciéndose el siguiente equilibrio:

PCl_5 (g) ⇄ PCl_3 (g) + Cl_2 (g).

Sabiendo que K_c para la reacción a esa misma temperatura es 0,042, calcule:

a) La concentración de Cl_2(g) en el equilibrio. **Sol ([Cl_2]=0,056M)**

b) El valor de K_p a esa misma temperatura y la presión en el recipiente una vez alcanzado el equilibrio. **Sol (K_p=1,78, P=28,13 atm)**

Datos: R = 0,082 atm·L·K^{-1}·mol^{-1}.

2. Sabiendo que el valor de K_s del $Mg(OH)_2$ a 25 ºC es 1,2·10^{-12}:

a) Exprese el valor de K_s en función de la solubilidad. **Sol (K_s=1,2·10^{-12}).**

b) Razone cómo afectará a su solubilidad en agua la adición de MgF_2 a la disolución.

Sol (Ión común, disminuye la solubilidad)

c) Justifique cómo afectará a su solubilidad un aumento del pH.

Sol (Aumenta la concentración de OH-, disminuye la solubilidad, ión común)

3. El cloruro de nitrosilo (NOCl) se forma según la reacción: 2 NO (g) + Cl_2 (g) ⇄ 2 NOCl (g), cuya K_c = 4,6·10^4 a 298 K. En el equilibrio, en un matraz de 1,5 L, hay 4,125 moles de NOCl y 0,2215 moles de Cl_2. Calcule:

a) La presión parcial del NO en el equilibrio. **Sol (P_{NO}= 0,8153 atm).**

b) El valor de la K_p a esa temperatura y la presión total del matraz en el equilibrio.

QUÍMICA 2º BACH. IES

Sol (Kp=1882,47, P=71,623 atm).

Datos: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

4. **a)** Sabiendo que en 200 mL de una disolución saturada de SrF_2 hay disueltos 14,6 mg de dicha sal, calcule su producto de solubilidad. **Sol (Ks=7,97·10^{-10}).**

b) Determine justificadamente, si se forma precipitado de PbI_2 al mezclar 50 mL de una disolución de KI de concentración 1,2·10^{-3} M con 30 mL de otra disolución de $Pb(NO_3)_2$ de concentración 3·10^{-3} M. **Sol (Qs<Ks, no precipita).**

Datos: K_S (PbI_2) = 7,9·10^{-9}; Masas atómicas relativas Sr=87,6; F=19.

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

a) Para un equilibrio, K_p nunca puede ser más pequeña que K_c. **Sol (Falso, Kp=Kc(RT)$^{\Delta n}$).**

b) Para aumentar la concentración de NO_2 en el equilibrio: N_2O_4 (g) ⇄ 2 NO_2 (g), ΔH = +58,2 kJ/mol, tendremos que calentar el sistema. **Sol (Verdadero, es endotérmica).**

c) Un incremento de presión en el siguiente equilibrio: 2 C (s) + 2 H_2O (g)⇄ CO_2 (g) + CH_4 (g) aumenta la producción de metano gaseoso. **Sol (Falsa, hay los mismos moles en reactivos y productos).**

6.- En un recipiente cerrado y vacío de 5 L de capacidad, a 727 ºC, se introducen 1 mol de selenio y 1 mol de dihidrógeno, alcanzándose el equilibrio siguiente:

Se (g) + H_2 (g) ⇄ H_2Se (g).

Cuando se alcanza el equilibrio se observa que la presión en el interior del recipiente es de 18,1 atm. Calcule:

a) Las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.
Sol ([Se]=[H_2]= 0,02M, [H_2Se]=0,18M)

b) El valor de K_p y de K_c. **Sol (Kc=417,09, Kp=5,087).**

Datos: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

7. **a)** Calcule la solubilidad del fluoruro de calcio, CaF_2, en agua pura. **Sol (s=2,06·10^{-4}M)**

b) Calcule la solubilidad del fluoruro de calcio, CaF_2, en una disolución de fluoruro de sodio, NaF, 0,2 M. **Sol (s=8,75·10^{-10}M)**

Dato: K_S (CaF_2) = 3,5·10^{-11}

8. En el siguiente equilibrio: 2 NO_2 (g) ⇄ 2 NO (g) + O_2 (g), razone si de las siguientes afirmaciones son correctas o no:

a) Un aumento de la presión en el sistema favorece la formación de NO. **Sol (Falsa).**

b) Un aumento de la concentración de O_2 desplaza el equilibrio a la izquierda. **Sol (Ver).**

c) K_p es igual a K_c. **Sol (Falsa).**

9. En un recipiente de 10 L se introducen 0,61 moles de CO_2 y 0,39 moles de H_2 calentando hasta 1250 °C. Una vez alcanzado el equilibrio según la reacción:

CO_2 (g) + H_2 (g) ⇄ CO (g) + H_2O (g), se analiza la mezcla de gases, encontrándose 0,35 moles de CO_2.

QUÍMICA 2º - JFL

a) Calcule la presión total en el equilibrio. **Sol (P=12,48 atm).**

b) Calcule el valor de K_c y K_p a esa temperatura. **Sol (Kc=1,48=Kp).**

Datos: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

10. Sabiendo que el producto de solubilidad del difluoruro de plomo, PbF_2, a 25 ºC es $3,6 \cdot 10^{-8}$. Determine:

a) La masa de PbF_2 que se puede disolver en 100 mL de agua pura. **Sol (m=0,051 g).**

b) La masa de PbF_2 que se puede disolver en 100 mL de una disolución de $Pb(NO_3)_2$ de concentración 0,02 M. **Sol (m=0,016 g).**

Datos: Masas atómicas relativas: Pb=207; F=19.

11. Indique de forma razonada si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La velocidad de una reacción es independiente de la concentración de reactivos. **Sol (Falsa).**

b) La unidad de la constante de velocidad de una reacción de orden uno es s^{-1}. **Sol (Verdad).**

c) El uso de catalizadores aumenta la energía de activación de la reacción. **Sol (Falso, disminu).**

12. El cloruro de amonio se descompone según la reacción: $NH_4Cl\ (s) \rightleftarrows HCl\ (g) + NH_3\ (g)$. En un recipiente de 5 L, en el que previamente se ha hecho vacío, se introducen 2,5 g de cloruro de amonio y se calienta a 300 ºC hasta alcanzar el equilibrio. Si el valor de $K_p = 1,2 \cdot 10^{-3}$, calcule:

a) La presión total de la mezcla en equilibrio. **Sol (P=0,069 atm).**

b) La masa de cloruro de amonio sólido que queda en el recipiente. **Sol (m=2,3 g).**

Datos: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Masas atómicas relativas: H=1; N=14; Cl=35,5.

13. A 20 ºC la solubilidad del hidróxido de plata, AgOH, en agua pura es 0,015 g/L. Calcule:

a) El producto de solubilidad a 20 ºC. **Sol (Ks=1,44·10^{-5}).**

b) La solubilidad del hidróxido de plata a esa temperatura en una disolución de pH = 12.

Sol (s=1.44·10^{-6}M).

Datos: Masas atómicas relativas: Ag=108; O=16; H=1.

14. Disponemos en un recipiente de una disolución saturada de CaF_2 (aq) en equilibrio con CaF_2 (s), depositado en el fondo. Explique qué sucederá si se añade:

a) Agua. **Sol (se disuelve más sólido, pero no aumenta la solubilidad).**

b) Fluoruro de calcio, CaF_2 (s). **Sol (No ocurre nada, es sólido).**

c) Fluoruro de sodio, NaF (s). **Sol (Disminuye la solubilidad).**

15. La reacción A + 2 B → C, es de orden cero con respecto a A, orden 2 respecto a B y su constante de velocidad vale 0,053 mol^{-1}·L·s^{-1}.

a) ¿Cuál es el orden total de la reacción? **Sol (2).**

QUÍMICA 2º - JFL

b) ¿Cuál es la velocidad si las concentraciones iniciales de A y de B son 0,48 M y 0,35 M, respectivamente? **Sol (v=0,0065 mol/(L·s)).**

c) ¿Cómo se modifica la velocidad si la concentración inicial de A se reduce a la mitad? **Sol (No afecta, no se modifica).**

16. Para el equilibrio: SnO_2 (s) + 2 H_2 (g) ⇄ Sn (s) + 2 H_2O (g) a 750 ºC, la presión total del sistema es 32 mmHg y la presión parcial del agua 23,7 mmHg. Calcule:

a) El valor de K_p para dicha reacción a 750 ºC. **Sol (Kp=8,15).**

b) Los moles de agua y de dihidrógeno presentes en el equilibrio, sabiendo que el volumen del reactor es de 2 L. **Sol ($n_{agua}=7,43\cdot10^{-4}$, $n_{H2}= 2,6\cdot10^{-4}$).**

Datos: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

PROBLEMAS DE PAU DEL 2019.

1.- Uno de los métodos utilizados industrialmente para la obtención de dihidrógeno consiste en hacer pasar una corriente de vapor de agua sobre carbón al rojo, según la reacción:

C(s) + H_2O(g) ⇄ CO(g) + H_2(g) $\Delta H = +131,2$ kJ·mol^{-1}

Explique cómo afectan los siguientes cambios al rendimiento de producción de H_2:

a) La adición de C(s). **Sol (No afecta).**

b) El aumento de temperatura. **Sol (Favorece la creación de dihidrógeno).**

c) La reducción del volumen del recipiente. **Sol (No favorece).**

2.- El $PbCO_3$ es una sal muy poco soluble en agua con una K_s de $1,5\cdot10^{-15}$. Calcule, basándose en las reacciones correspondientes:

a) La solubilidad de la sal. **Sol ($s=3,87\cdot10^{-8}$M).**

b) Si se mezclan 150 mL de una disolución de $Pb(NO_3)_2$ de concentración 0,04 M con 50 mL de una disolución de Na_2CO_3 de concentración 0,01 M, razone si precipitará el $PbCO_3$. **Sol (Qs>Ks, precipita).**

3.- En un recipiente de 2 L se introducen 0,043 moles de NOCl(g) y 0,01 moles de Cl_2(g). Se cierra, se calienta hasta una temperatura de 30 °C y se deja que alcance el equilibrio:

2 NOCl(g) ⇄ Cl_2(g) + 2 NO(g). Calcule:

a) El valor de K_C sabiendo que en el equilibrio se encuentran 0,031 moles de NOCl(g). **Sol ($Kc=1,198\cdot10^{-3}$).**

b) La presión total y las presiones parciales de cada gas en el equilibrio. **Sol (P=0,733 atm, P_{NO}=0,149 atm, P_{Cl2}=0,199 atm, P_{NOCl}=0,385 atm).**

Datos: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

4.- Un recipiente de 2 L contiene 1,37 moles de $FeBr_3$, 2,42 moles de $FeBr_2$ y 1,34 moles de Br_2, a una temperatura dada. Sabiendo que para la reacción: 2 $FeBr_3$(s) ⇄ 2 $FeBr_2$(g) + Br_2(g), la constante de equilibrio, K_C, a esa temperatura, vale 0,683, responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Se encuentra el sistema en equilibrio? **Sol (No, Qc≠Kc).**

b) Si no lo está, ¿en qué sentido evolucionará? **Sol (Hacia la izquierda).**

c) Una vez en equilibrio, ¿qué ocurrirá si aumentamos el volumen del recipiente? **Sol (El equilibrio se desplaza hacia la derecha).**

QUÍMICA 2 · JFL

5.- La obtención de dicloro mediante el proceso Deacon tiene lugar por medio de la siguiente reacción:

$$4\ HCl(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2\ Cl_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

Si a 390 ºC se mezclan 0,08 moles de HCl y 0,1 moles de O_2 se forman, a la presión total de 1 atmósfera, $3{,}32 \cdot 10^{-2}$ moles de Cl_2. Calcule:

a) El volumen del recipiente que contiene la mezcla. **Sol (V=8,88 L).**
b) El valor de K_P a esa temperatura. **Sol (Kp=59,67).**

Datos: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

6.- Si la reacción 2A → B + C es de primer orden, justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) La velocidad de la reacción disminuye al formarse cantidades crecientes de B y C. **Sol (Verdadera).**
b) La ecuación de velocidad es $v = [A]_2$. **Sol (Falsa).**
c) Al aumentar la temperatura aumenta la velocidad de la reacción. **Sol (Verdadera).**

7.- En un recipiente de 5 L se introducen 1 mol de SO_2 y 1 mol de O_2 y se calienta a 727 ºC, produciéndose la siguiente reacción: $2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2\ SO_3(g)$. Una vez alcanzado el equilibrio, se analiza la mezcla encontrando que hay 0,15 moles de SO_2. Calcule:

a) Los gramos de SO_3 que se forman. **Sol (m=68 g)**.
b) El valor de la constante de equilibrio K_C. **Sol (Kc=279,22)**

Datos: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; masas atómicas relativas S=32 y O=16.

8.- La descomposición del hidrogenosulfuro de amonio según la reacción $NH_4HS(s) \rightleftarrows NH_3(g) + H_2S(g)$, es un proceso endotérmico. Una muestra de 6,16 g del sólido se coloca en un recipiente al vacío de 4 L a 24 ºC. Una vez alcanzado el equilibrio la presión total en el interior es de 0,709 atm. Calcule:

a) El valor de K_P para la reacción. **Sol (Kp=0,126)**
b) El porcentaje de sólido que se ha descompuesto. **Sol (48,02%)**

Datos: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; masas atómicas relativas N=14, H=1 y S=32.

9.- Se dispone de una disolución acuosa saturada de $Fe(OH)_3$, compuesto poco soluble.

a) Escriba la ecuación del equilibrio y la expresión del producto de solubilidad.
Sol ($Fe(OH)_3 \rightleftarrows Fe^{3+} + 3\ OH^-$, $Ks=27s^4$)
b) Deduzca la expresión que permite calcular su solubilidad a partir de K_S. **Sol ($s=(Ks/27)^{1/4}$).**
c) Razone cómo varía su solubilidad al aumentar el pH de la disolución. **Sol (Disminuye).**

10.- La reacción elemental A + B → C es de orden 1 para cada reactivo.

a) Escriba la ecuación de velocidad correspondiente a dicha reacción. **Sol (v=K[A][B]).**

b) A una determinada temperatura la velocidad inicial es de 6,8 mol·L^{-1}s^{-1} y las concentraciones de A y B son 0,17 mol·L^{-1}, calcule la constante de velocidad indicando sus unidades. **Sol ($K=231{,}14\ mol^{-1}\cdot L\cdot s^{-1}$.).**

c) Justifique qué le ocurriría a la velocidad de la reacción si se adiciona un catalizador.
Sol (Los catalizadores solo aumentan o disminuyen la energía de activación).

QUÍMICA - JFL

11.- En diversos países la fluoración del agua de consumo humano es utilizada para prevenir la caries.

a) Si el producto de solubilidad, K_s, del CaF_2 es 10^{-10}, calcule basándose en las reacciones correspondientes la solubilidad de CaF_2. **Sol (s=2,92·10^{-4}M).**

b) ¿Qué cantidad de NaF hay que añadir a 1 L de una disolución que contiene 20 mg·L^{-1} de Ca^{2+} para que empiece a precipitar CaF_2? **Sol (m=18,77 mg).**

Datos: masas atómicas relativas F=19; Na=23 y Ca=40.

12.- En un matraz de 5 L se introduce una mezcla de 0,92 moles de N_2 y 0,51 moles de O_2. Se calienta la mezcla hasta 2200 K, estableciéndose el equilibrio $N_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2\ NO(g)$. Teniendo en cuenta que en estas condiciones reacciona el 1,09 % del N_2 inicial con el O_2 correspondiente, calcule:

a) La concentración de todos los compuestos en el equilibrio a 2200 K. **Sol ([N_2]=0,182M, [O2]=0,1M, [NO]=4·10^{-3}M).**

b) El valor de las constantes K_C y K_P a esa temperatura. **Sol (Kc=8,79·10^{-4}=Kp).**

Datos: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

13.- Cuando el óxido de mercurio HgO(s) se calienta en un recipiente cerrado, en el que se ha hecho el vacío, se disocia reversiblemente en vapor de mercurio y oxígeno, de acuerdo con el equilibrio: $2\ HgO(s) \rightleftarrows 2\ Hg(g) + O_2(g)$.

Tras alcanzar el equilibrio, la presión total fue de 0,185 atm a 380 ºC. Calcule:

a) Las presiones parciales de cada uno de los componentes gaseosos. **Sol (P_{O2}=0,062 atm, P_{Hg}=0,124 atm).**

b) El valor de las constantes de equilibrio K_P y K_C. **Sol (Kp=9,53·10^{-4}, Kc=6,2·10^{-9}.).**

Datos: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

14.- El producto de solubilidad a 25 °C del MgF_2 es de $8{\cdot}10^{-8}$. Basándose en las reacciones correspondientes:

a) ¿Cuántos gramos de MgF_2 se pueden disolver en 250 mL de agua? **Sol (m=0,042 g).**

b) ¿Cuántos gramos de MgF_2 se disolverán en 250 mL de una disolución de concentración 0,1 M de $Mg(NO_3)_2$? **Sol (m=6,92·10^{-3} g).**

Datos: masas atómicas relativas Mg=24,3 y F=19.

PROBLEMAS DE PAU DEL 2018.

1**.-** En un reactor de 5 L se introducen inicialmente 0,8 moles de CS_2 y 0,8 moles de H_2. A 300ºC se establece el equilibrio: $CS_2\,(g) + 4\ H_2\,(g) \rightleftarrows CH_4\,(g) + 2\ H_2S\,(g)$, siendo la concentración de CH_4 de 0,025 mol/L. Calcule:

a) La concentración molar de todas las especies en el equilibrio. **Sol ([CS_2]=0,125M, [H_2]=0,06M, [CH_4]=0,025M, [H_2S]=0,05M).**

b) K_C y K_P a dicha temperatura. **Sol (Kc=35,72, Kp=0,016).**

2.- Basándose en las reacciones químicas correspondientes:

a) Calcule la solubilidad en agua del $ZnCO_3$ en mg/L. **Sol (s=0,589 mg/L).**

b) Justifique si precipitará $ZnCO_3$ al mezclar 50 mL de Na_2CO_3 0,01 M con 200 mL de $Zn(NO_3)_2$ 0,05 M. **Sol (Precipita, Qs>Ks).**

Datos: $K_S\,(ZnCO_3) = 2{,}2{\cdot}10^{-11}$. Masas atómicas relativas C=12; O=16; Zn=65,4

QUÍMICA 2º - JFL

3.- Se añade el mismo número de moles de CO_2 que de H_2 en un recipiente cerrado de 2 L que se encuentra a 1259 K, estableciéndose el siguiente equilibrio:

$H_2\,(g) + CO_2\,(g) \rightleftarrows H_2O\,(g) + CO\,(g)$

Una vez alcanzado el equilibrio, la concentración de CO es 0,16 M y el valor de K_C es 1,58. Calcule:

a) Las concentraciones del resto de los gases en el equilibrio. **Sol (([H_2O]=0,16M, [H_2]=0,125M=[CO_2]).**

b) La presión total del sistema en el equilibrio. **Sol (P=58,8 atm).**

Dato: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}

4.- Indique, razonadamente, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Se puede aumentar la solubilidad del AgCl añadiendo HCl a la disolución. **Sol (Falso).**

b) El producto de solubilidad de una sal es independiente de la concentración inicial de la sal que se disuelve. **Sol (Verdadero).**

c) La solubilidad de una sal tiene un valor único. **Sol (Falso).**

5.- El hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, es poco soluble en agua. Se dispone de una disolución saturada en equilibrio con su sólido. Razone si la masa del sólido en esa disolución aumenta, disminuye o no se altera al añadir:

a) Agua. **Sol (Disminuye, sin variar la solubilidad).**

b) Disolución de NaOH. **Sol (Aumenta).**

c) Disolución de HCl. **Sol (Disminuye).**

6.- La reacción $CO\,(g) + NO_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) + NO\,(g)$ tiene la siguiente ecuación de velocidad obtenida experimentalmente: $v = k\,[NO_2]^2$. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) La velocidad de desaparición del CO es igual a la velocidad de desaparición del NO_2 **Sol (Verdadero, por la estequiometría de la reacción).**

b) La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa. **Sol (Falso).**

c) El orden total de la reacción es 1 porque la velocidad solo depende de la concentración de NO_2 **Sol (Falso).**

7.- En un recipiente de 2 L se introducen 4,90 g de CuO y se calienta hasta 1025ºC, alcanzándose el equilibrio siguiente: $4\,CuO\,(s) \rightleftarrows 2Cu_2O\,(s) + O_2\,(g)$

Si la presión total en el equilibrio es de 0,5 atm, calcule:

a) Los moles de O_2 que se han formado y la cantidad de CuO que queda sin descomponer. **Sol (n=9,4·10^{-3} moles de dioxígeno, m(CuO)=0,0244 moles).**

b) Las constantes K_P y K_C a esa temperatura. **Sol (Kp=0,5, Kc=4,7·10^{-3}).**

Datos: R = 0,082 atm·L·K^{-1}·mol^{-1}. Masas atómicas relativas O=16; Cu=63,5

8.- Explique cómo afecta al siguiente equilibrio:

$3\,Fe\,(s) + 4\,H_2O\,(g) \rightleftarrows Fe_3O_4\,(s) + 4\,H_2\,(g)$

a) Un aumento del volumen del recipiente donde se lleva a cabo la reacción. **Sol (No afecta).**

b) Un aumento de la concentración de H_2. **Sol (Hacia la izquierda).**

c) Un aumento de la cantidad de Fe presente en la reacción. **Sol (No afecta).**

9.- A temperaturas elevadas, el BrF_5 se descompone según la reacción: $2\,BrF_5\,(g)\ Br_2\,(g) + 5\,F_2\,(g)$. En un recipiente herméticamente cerrado de 10 L, se introducen 0,1 moles de BrF_5 y se

QUÍMICA 2º - IES

deja que el sistema alcance el equilibrio a 1500 K. Si en el equilibrio la presión total es de 2,12 atm, calcule:

a) El número de moles de cada gas en el equilibrio. **Sol ($n(Br_2)=0,018$, $n(F_2)=0,09$, $n(BrF_5)=0,064$).**

b) El valor de K_P y K_C. **Sol ($Kc=2,6\cdot10^{-9}$, $Kp=0,59$).**

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

10.- Experimentalmente se halla que la reacción A → B + C, en fase gaseosa, es de orden 2 respecto de A.

a) Escriba la ecuación de velocidad. **Sol ($v=K[A]^2$).**

b) Explique cómo variará la velocidad de reacción si el volumen disminuye a la mitad. **Sol (Es cuatro veces más rápida).**

c) Calcule la velocidad cuando [A]=0,3 M, si la constante de velocidad es $k=0,36\ L\cdot mol^{-1}\cdot s^{-1}$ **Sol ($v=0,0324\ mol\cdot L^{-1}\cdot s^{-1}$).**

11.- Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule la concentración de ion fluoruro:

a) En una disolución saturada de fluoruro de calcio (CaF_2). **Sol ($[F^-]=4,3\cdot10^{-4}M$).**

b) Si la disolución es además 0,2 M en cloruro de calcio ($CaCl_2$). **Sol ($[F^-]=1,4\cdot10^{-5}M$).**

Dato: $K_S\ (CaF_2) = 3,9\cdot10^{-11}$

12.- El $NaHCO_3$ (s) se utiliza en la fabricación del pan. Su descomposición térmica desprende CO_2, produciendo pequeñas burbujas en la masa que hacen que suba el pan al hornearlo. Para la reacción: $2\ NaHCO_3\ (s) \rightleftarrows Na_2CO_3\ (s) + CO_2\ (g) + H_2O\ (g)$, K_P tiene un valor de 3,25 a 125ºC. Si se calientan a esa temperatura 100 g de $NaHCO_3$ (s) en un recipiente cerrado de 2 L de capacidad, calcule:

a) El valor de la presión parcial de cada uno de los gases y la presión total cuando se alcance el equilibrio. **Sol (P=3.60 atm, Pi=1,80 atm).**

b) La masa de $NaHCO_3$ que se ha descompuesto y la masa de todos los sólidos que quedan en el recipiente. **Sol (m(carbonato)=0,11 moles, m(bi)=0,97 moles).**

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

13.- Para la obtención de O_2 se utiliza la siguiente reacción:

$4\ KO_2\ (s) + 2\ CO_2\ (g) \rightleftarrows 2\ K_2CO_3\ (s) + 3\ O_2\ (g)$

Sabiendo que K_P es 28,5 a 25°C, justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total del sistema es la presión parcial de O_2 elevado al cubo. **Sol (Falso, la presión total es la suma de las presiones parciales).**

b) La constante K_C tiene un valor de 28,5. **Sol (Falso, Kc=1,17).**

c) Un aumento de la cantidad de KO_2 implica una mayor obtención de O_2 **Sol (Falso, s).**

14.- Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule la solubilidad del $CaSO_4$:

a) En agua pura. **Sol ($s=3,02\cdot10^{-3}M$.).**

b) En una disolución 0,50 M de sulfato de sodio (Na_2SO_4). **Sol ($s=1,82\cdot10^{-5}M$).**

Dato: $K_S\ (CaSO_4) = 9,1\cdot10^{-6}$

15.- En un recipiente de 2 L y a 100ºC se encontró que los moles de N_2O_4 y NO_2 eran 0,4 y 0,6 respectivamente. Sabiendo que K_C a dicha temperatura es de 0,212 para la reacción: $N_2O_4\ (g) \rightleftarrows 2\ NO_2\ (g)$

a) Razone si el sistema se encuentra en equilibrio. **Sol (No, Qc>Kc).**

QUIMICA 2º - JFL

b) Calcule las concentraciones de NO_2 y N_2O_4 en el equilibrio.
Sol ($[N_2O_4]=0,24M$, $[NO_2]=0,22M$).

PROBLEMAS DE PAU DEL 2017.

1.- Para el equilibrio: $H_2\,(g) + CO_2\,(g) \rightleftharpoons H_2O\,(g) + CO\,(g)$, la constante $K_C = 4,40$ a 200 K. Calcule:
a) Las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente 1 mol de H_2 y 1 mol de CO_2 en un reactor de 4,68 L a dicha temperatura. **Sol ($[H_2]=[CO_2]=0,068M$, $[H_2O]=[CO]=0,145M$).**
b) La presión parcial de cada especie en equilibrio y el valor de Kp. **Sol ($Kp=4,4$; $P_{H2}=P_{CO2}=1,15$ atm, $P_{H2O}=P_{CO}=2,46$ atm).**
Dato: $R = 0,082\ atm\cdot L\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1}$.

2.- El producto de solubilidad del carbonato de calcio, $CaCO_3$, a 25ºC, es $4,8\cdot10^{-9}$. Calcule:
a) La solubilidad molar de la sal a 25ºC. **Sol ($s=6,93\cdot10^{-5}M$).**
b) La masa de carbonato de calcio necesaria para preparar 250 mL de una disolución saturada de dicha sal. **Sol ($m=1,73\cdot10^{-3}$ g de $CaCO_3$).**
Datos: Masas atómicas C=12; O=16; Ca=40.

3.- Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
a) Si a una disolución saturada de una sal insoluble se le añade uno de los iones que la forman, disminuye la solubilidad. **Sol (Verdadero).**
b) Dos iones de cargas iguales y de signos opuestos forman un precipitado cuando el producto de sus concentraciones es igual a su producto de solubilidad. **Sol (Verdadero).**
c) Para desplazar el equilibrio de solubilidad hacia la formación de más sólido insoluble, se extrae de la disolución parte del precipitado. **Sol (Falso).**

4.- La reacción: $A + 2B + C \rightarrow D + E$ tiene como ecuación de velocidad: $v=k[A]^{2[}B]$.
a) ¿Cuáles son los órdenes parciales de la reacción y el orden total? **Sol (2 y 1, total 3).**
b) Deduzca las unidades de la constante de velocidad. **Sol ($mol^{-2}L^2s^{-1}$).**
c) Justifique cuál es el reactivo que se consume más rápidamente**. Sol (B, el doble de rápido).**

5.- El cianuro de amonio se descompone según el equilibrio:
$NH_4CN\,(s) \rightleftharpoons NH_3\,(g) + HCN\,(g)$
Cuando se introduce una cantidad de cianuro de amonio en un recipiente de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío, se descompone en parte y cuando se alcanza el equilibrio a la temperatura de 11ºC la presión es de 0,3 atm. Calcule:
a) Los valores de K_C y K_P para dicho equilibrio. **Sol (Kc=4,15·10-5, Kp=0,0225).**
b) La cantidad máxima de NH_4CN (en gramos) que puede descomponerse a 11ºC en un recipiente de 2 L. **Sol (m=0,572 g).**
Datos: $R = 0,082\ atm\cdot L\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1}$. Masas atómicas H=1; C=12; N=14.

6.- En el equilibrio: $C(s) + O_2\,(g) \rightleftharpoons CO_2\,(g)$
a) Escriba las expresiones de K_C y K_P. **Sol ($Kc=[CO_2]/[O_2]$, $Kp=P_{CO2}/P_{O2}$).**
b) Obtenga, para este equilibrio, la relación entre ambas. **Sol (Kp=Kc).**
c) ¿Qué ocurre con el equilibrio al reducir el volumen del reactor a la mitad? **Sol (Nada).**

7.- En un recipiente de 4 litros, a una cierta temperatura, se introducen 0,16 moles de HCl, 0,08 moles de O_2 y 0,02 moles de Cl_2, estableciéndose el siguiente equilibrio:
$4HCl\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2H_2O\,(g) + 2Cl_2\,(g)$

QUÍMICA 2 - JFL

Cuando se alcanza el equilibrio hay 0,06 moles de HCl. Calcule:
a) Los moles de O_2, H_2O y Cl_2 en el equilibrio. **Sol (ni=0,055; 0,05; 0,07, respectivamente).**
b) El valor de K_C a esa temperatura. **Sol (Kc=68,74).**

8.- Sea el sistema en equilibrio: $CaCO_3$ (s) ⇌ CaO (s) + CO_2 (g), indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) La presión total del reactor será igual a la presión parcial del CO_2**. Sol (Verdadero).**
b) Si se añade más $CaCO_3$ (s) se produce más CO_2. **Sol (Falso, es sólido).**
c) K_P y K_C son iguales. **Sol (Falso, Kp=Kc (RT)^1.**

9.- La solubilidad del hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$, en agua a 25ºC es 9,6 $mg \cdot L^{-1}$.
a) Escriba la ecuación de disociación y calcule el producto de solubilidad de este hidróxido a esa temperatura. **Sol ($K_s=1,79 \cdot 10^{-11}$).**
b) Calcule la solubilidad del $Mg(OH)_2$, a 25ºC, en una disolución 0,1 M de nitrato de magnesio, $Mg(NO_3)_2$. **Sol ($s=6,68 \cdot 10^{-6}$M).**
Datos: Masas atómicas H=1; O=16; Mg=24,3.

10.- La deshidrogenación del alcohol bencílico para fabricar benzaldehído (un agente aromatizante) es un proceso de equilibrio descrito por la ecuación:
$C_6H_5CH_2OH$ (g) ⇌ C_6H_5CHO (g) + H_2 (g)
A 523 K el valor de la constante de equilibrio K_P= 0,558.
a) Si colocamos 1,2 g de alcohol bencílico en un matraz cerrado de 2 L a 523 K, ¿cuál será la presión parcial de benzaldehído cuando se alcance el equilibrio? **Sol (Pi=0,18 atm).**
b) ¿Cuál es el valor de la constante Kc a esa temperatura? **Sol (Kc=0,013).**
Datos: Masas atómicas C=12; O=16; H=1. R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

11.- Indique verdadero o falso para las siguientes afirmaciones, justificando la respuesta:
a) En una reacción del tipo A + B → C, el orden total es siempre 2. **Sol (Falso).**
b) Al aumentar la temperatura a la que se realiza una reacción aumenta siempre la velocidad. **Sol (Verdadero).**
c) En un equilibrio la presencia de un catalizador aumenta únicamente la velocidad de la reacción directa. **Sol (Falso).**
12.- A 25ºC, el producto de solubilidad del fluoruro de plomo(II) (PbF_2) es: $K_s=4 \cdot 10^{-18}$. Calcule:
a) La masa de PbF_2 que se podrá disolver el 100 mL de agua a dicha temperatura. **Sol ($m=2,45 \cdot 10^{-5}$ g).**
b) La solubilidad del PbF_2 en una disolución 0,2 M de nitrato de plomo(II) [$Pb(NO_3)_2$]. **Sol ($s=2,24 \cdot 10^{-9}$M).**
Datos: Masas atómicas F=19; Pb=207,2.

13.- A 200ºC y presión de 1 atm, el PCl_5 se disocia en PCl_3 y Cl_2, en un 48,5%. Calcule:
a) Las fracciones molares de todas las especies en el equilibrio**. Sol ($X_{PCl_3}=X_{Cl_2}=0,33$; $X_{PCl_5}=0,34$).**
b) Kc y Kp**. Sol ($K_c=8 \cdot 10^{-3}$, Kp=0,311).**
Dato: R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

14.- Para el equilibrio: 2HI(g) ⇌ I_2(g) + H_2(g), la constante K_C a 425ºC vale¨$1,82 \cdot 10^{-2}$. Calcule:
a) Las concentraciones de todas las especies en equilibrio si se calientan a la citada temperatura 0,60 mol de HI y 0,10 mol de H_2 en un recipiente de 1 L de capacidad. **Sol ([H_2]=0,137M, [I_2]=0,037M, [HI]=0,526M).**
b) El grado de disociación del HI y Kp. **Sol (α=0,123, Kp=0,0182).**

QUÍMICA 2º - JFL

TEMA 5. REACCIONES ÁCIDO-BASE.

5.1 Ideas generales.

Los ácidos son importantes para la vida, tanto los orgánicos como los inorgánicos. Sustancias como la lejía, el amoniaco, el agua fuerte,… son de uso cotidiano. En el siglo XVIII se conocía que los ácidos tenían un sabor agrio en disolución acuosa, que enrojecían el papel de tornasol y que reaccionaban con los metales. Algunas características generales de ácidos y bases son:

Ácidos	**Bases**
Poseen sabor agrio, parecido al vinagre	Poseen sabor amargo y son untuosas al tacto, como si fueran grasas.
Toman colores característicos con indicadores, a veces rojo	Toman colores característicos con indicadores, a veces azul
Producen H_2 al reaccionar con algunos metales	Disuelven algunas grasas, de éstas se puede obtener jabón
Sus disoluciones conducen la corriente	Sus disoluciones conducen la corriente
Neutralizan a las bases	Neutralizan a los ácidos

5.2. Teoría de Arrhenius.

Entre 1880 y 1890 Svante August Arrhenius estudió la conducción en las disoluciones, enunciando la siguiente teoría:

- Ácido es toda sustancia que en disolución acuosa produce iones H^+.
- Base es toda sustancia que en disolución acuosa produce iones OH^-.

Las reacciones serían:

$AH \dashrightarrow H^+ + A^-$.

$BOH \dashrightarrow B^+ + OH^-$.

Según esta teoría, la neutralización entre un ácido y una base sería una reacción del tipo: $H^+ + OH^- \dashrightarrow H_2O$.

La teoría de Arrhenius tiene ciertas limitaciones:

Las definiciones están limitadas a disoluciones acuosas.

Considera a los grupos OH^- como los responsables de la basicidad de un compuesto. Sin embargo, sustancias como el NH_3 , Na_2CO_3 , se comportan como tales.

El ion H^+, debido a su pequeñísimo tamaño , no puede existir solo en disolución acuosa , ya que se uniría a la parte negativa del dipolo que constituye la molécula de agua (se formará por tanto la especie llamada hidronio, H_3O^+).

Existen muchas sustancias distintas de los ácidos y bases de Arrhenius que tienen propiedades ácidas y básicas como el amoniaco, los óxidos metálicos, el ión cloruro, los carbonatos,... y que no están consideradas por dicha teoría.

QUÍMICA 2º BTO

5.3. *Teoría de Bronsted-Lowry.*

Como el ión H+ no puede existir de forma independiente, debe producirse la siguiente reacción $H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$, esto es debe existir una transferencia de protones del ácido al disolvente. Esta idea llevó de forma independiente a Nicolaus Brönsted y a Thomas Lowry, a establecer la teoría ácido-base que lleva sus nombres:

- Ácido es toda sustancia capaz de ceder un protón, H^+, a otra sustancia.
- Base es toda sustancia capaz de aceptar un protón de otra sustancia.

Por este motivo se han llamado tradicionalmente reacciones de transferencia de protones. Así:

$HCl + H_2O \longrightarrow Cl^- + H_3O^+$. $H_2O + NH_3 \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$.

Ácido1 + base 2 ----------base 1 + ácido 2. Ácido1 + base 2 ----------ácido 2 + base 1.

Como vemos, los iones pueden actuar como ácidos y como bases.
Permite justificar por qué sustancias como el agua (anfóteras), pueden actúar a veces como ácidos y a veces como bases. También sustancias como: $H_2PO_4^-$, HPO_4^-, HS^-, HCO_3^- o HSO_4^- tienen el mismo comportamiento.

Esta definición es capaz de extenderse a disoluciones no acuosas:

$HClO + NH_3 \rightarrow ClO^- + NH_4^+$.

Ácido1 + base 2 ---------base 1 + ácido 2.

De esta forma una reacción ácido-base se puede escribir siempre como:

$AH + B \longrightarrow BH^+ + A^-$.

Ácido1 + base 2 ----------ácido 2 + base 1.

Siempre tendremos pares ácido-base conjugados: AH/A^- y BH^+/B.

5.4. *Teoría ácido-base de Lewis.*

Es más general que la de Bronsted-Lowry, pues se puede aplicar a sistemas que no transfieren protones, por ejemplo: trióxido de azufre, dióxido de azufre, dióxido de carbono,…. Son ácidos de Lewis sin tener protones.
Ácido es toda sustancia capaz de aceptar y compartir un par de electrones aportados por la base.
Base es toda sustancia capaz de ceder y compartir un par de electrones con el ácido.
Se puede entender que en toda reacción donde se forme un enlace covalente coordinado tendremos una reacción ácido-base, por ejemplo:

$BF_3 + F^- \rightarrow BF_4^-$ (El flúor dona el par de electrones al boro).

Podemos ver un cuadro comparativo de todas las teorías:

TEORÍA	***ARRHENIUS (Iones en agua)***	***BRÖNSTED-LOWRY (protónica)***	***LEWIS (electrónica)***
Definición de ácido	Da iones H^+ en agua	Dador de protones	Aceptor par de electrones
Definición de base	Da iones OH^- en agua	Aceptor de protones	Dador par de electrones
Reacciones ácido-base	Formación de agua	Transferencia protónica	Formación de enlace covalente coordinado
Ecuación	$H^+ + OH^- \rightleftarrows H_2O$	$HA + B \rightleftarrows A^- + BH^+$	$A+ :B \rightleftarrows A:B$
Limitaciones	Sólo en disoluciones acuosas	Aplicable sólo a reacciones de trasnferencia protónica	Teoría general

QUÍMICA 2º - JFL

5.5. Ionización del agua.

La mayoría de las reacciones vinculadas a los seres vivos ocurren en agua, por ello vamos a centrar nuestro estudio en las reacciones que ocurren en agua.

El agua pura es mala conductora, pero está débilmente disociada, puesto que con aparatos muy sensibles se ha detectado cierta conductividad. El agua es una sustancia anfótera, puede actuar como ácido o como base:

$H_2O + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + OH^-$.

Ácido1 + base 2 ----------ácido 2 + base 1.

Como la concentración de agua es constante, [H_2O]≈55'6 M, definimos: $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$, a 25 ºC, llamado producto iónico del agua. Una disolución será ácida si la concentración de iones hidronio es mayor que la de iones hidroxilo. Si tenemos un par ácido-base conjugados se cumplirá que : $K_w = K_a K_b$, cuyo valor a 25 ºC es conocido.

Si definimos el pH, como: $pH = -\log[H_3O^+]$, una disolución será ácida si su pH es menor de 7, neutra si es 7 y básica si es mayor de 7. De igual forma se podría definir el pOH, $pOH = -\log[OH^-]$, de forma que pH+pOH=14. Veamos la tabla:

Disoluciones neutras	$[H_3O^+]=[OH^-]$	$[H_3O^+]=10^{-7}$ M ; $[OH^-]=10^{-7}$ M
Disoluciones ácidas	$[H_3O^+]>[OH^-]$	$[H_3O^+]>10^{-7}$ M ; $[OH^-]<10^{-7}$ M
Disoluciones básicas	$[H_3O^+]<[OH^-]$	$[H_3O^+]<10^{-7}$ M ; $[OH^-]>10^{-7}$ M

5.6. Fuerza relativa de ácidos y bases.

En la teoría de Arrhenius, un ácido (o una base), es fuerte cuando en disolución acuosa se encuentra totalmente disociado, es decir cuando su grado de disociación, α, es igual o muy próximo a uno. Por elcontrario, si el ácido es débil (o la base) es porque esté poco disociado, es decir, su grado de disociación será mucho más pequeño que uno.

Por el contrario, según la teoría Brönsted-Lowry, un ácido es fuerte cuando tiene mucha tendencia a ceder protones, y una base es fuerte cuando tiene mucha tendencia a aceptarlos. Pero la tendencia que tenga un ácido a ceder protones dependerá de la capacidad que tenga la base para aceptarlos y viceversa. Esdecir, la tendencia a ceder o tomar protones es relativa, y por lo tanto se hace necesario establecer una sustancia como referencia, que generalmente es el agua. Cuanto más fuerte sea un ácido más débil será su base conjugada.

Si el ácido es débil, existirá un equilibrio, si partimos de la reacción:

AH (ac) + H_2O(l) ⇌ A^- (ac) + H_3O^+(ac) y hallamos su constante de equilibrio:

$K_a = K = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$, donde se ha supuesto la concentración de agua constante, y por tanto una disolución diluida, que son las más comunes. A esa constante de equilibrio se le suele llamar K_a, constante de disociación o de ionización, cuanto mayor sea mayor será la fuerza del ácido.

De igual forma se puede definir $K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$, para una base, según la reacción:

B (ac) + H_2O(l) ⇄ OH^- (ac) + BH^+(ac).

Los ácidos que pueden ceder más de un protón se llaman polipróticos, de hecho en algunos de ellos, como el fosfórico, podemos considerar tres equilibrios simultáneos.

QUÍMICA 2º BACH

En los ácidos se suele trabajar mucho con concentraciones, además del grado de disociación, como la fracción de moléculas ionizada respecto de la inicial, esto es: $\propto = \frac{c_{ionizada}}{c_{inicial}}$. Se suelen usar tablas como la siguiente, en los problemas.

	$CH_3COOH(ac)$ +	$H_2O(l) \rightleftarrows$	$CH_3COO^-(ac)$ +	$H_3O^+(ac)$
Concentración inicial	C_0		0	0
Concentración en equilibrio	$C_0(1-\alpha)$ C_0-x		$C\alpha$ x	$C\alpha$ x

La fuerza relativa de ácidos y bases puede verse en la siguiente tabla:

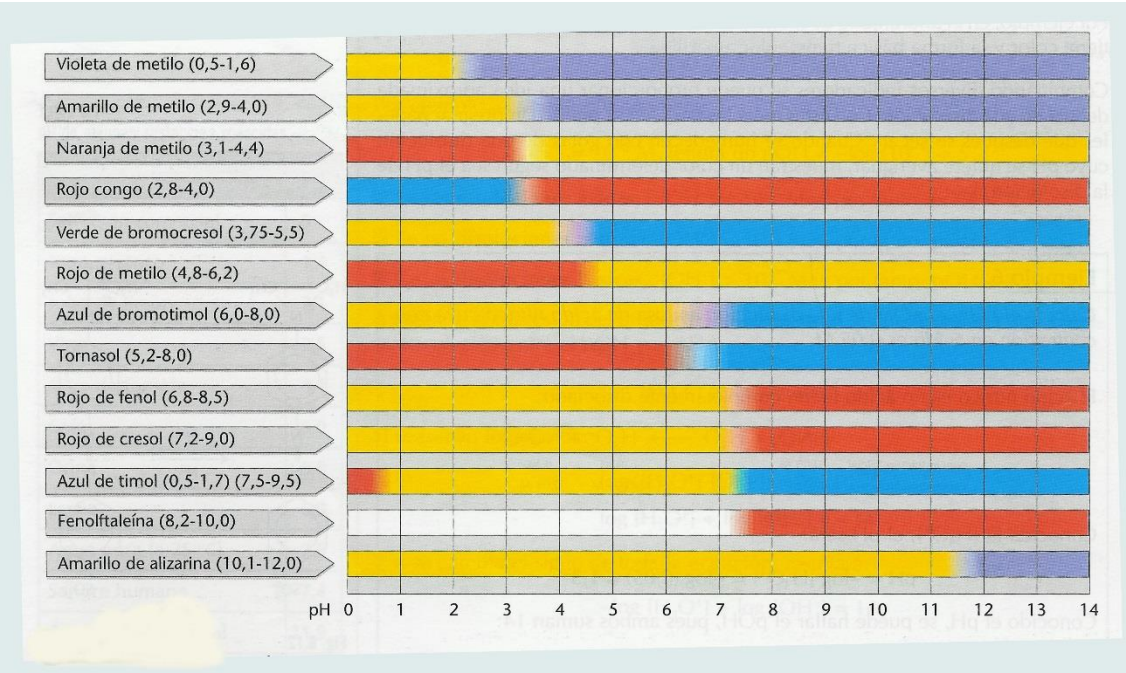
Base	K_b (a 25 °C)	pK_b
LiOH	Muy grande	
NaOH	Muy grande	
KOH	Muy grande	
RbOH	Muy grande	
CsOH	Muy grande	
$Mg(OH)_2$	Muy grande	
$Ca(OH)_2$	Muy grande	
$Sr(OH)_2$	Muy grande	
$Ba(OH)_2$	Muy grande	
$(C_2H_5)_3N$	$1,0 \cdot 10^{-3}$	2,99
$C_2H_5NH_2$	$6,5 \cdot 10^{-4}$	3,19
CH_3NH_2	$3,6 \cdot 10^{-4}$	3,44
NH_3	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
NH_2NH_2	$1,7 \cdot 10^{-6}$	5,77
NH_2OH	$1,1 \cdot 10^{-8}$	7,97
$CO(NH_2)_2$	$1,3 \cdot 10^{-14}$	13,90

Ácido		Base conjugada		K_a (a 25 °C)	pK_a
Muy fuerte	$HClO_4$	ClO_4^-	Muy débil	Muy grande	
	HI	I^-		Muy grande	
	HCl	Cl^-		Muy grande	
	HNO_3	NO_3^-		Muy grande	
	H_2SO_4	HSO_4^-		Muy grande	
	H_3O^+	H_2O		1	0
	CCl_3COOH	CCl_3COO^-		$3,0 \cdot 10^{-1}$	0,52
	$C_6H_5SO_3H$	$C_6H_5SO_3^-$		$2,0 \cdot 10^{-1}$	0,70
	HIO_3	IO_3^-		$1,7 \cdot 10^{-1}$	0,77
	H_2SO_3	HSO_3^-		$1,5 \cdot 10^{-2}$	1,81
	HSO_4^-	SO_4^{2-}		$1,3 \cdot 10^{-2}$	1,87
	$HClO_2$	ClO_2^-		$1,0 \cdot 10^{-2}$	2
	H_3PO_4	$H_2PO_4^-$		$7,6 \cdot 10^{-3}$	2,12
	$CH_2ClCOOH$	CH_2ClCOO^-		$1,4 \cdot 10^{-3}$	2,85
	HNO_2	NO_2^-		$4,3 \cdot 10^{-4}$	3,37
	HF	F^-		$3,5 \cdot 10^{-4}$	3,46
	HCOOH	$HCOO^-$		$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,75
	C_6H_5COOH	$C_6H_5COO^-$		$6,5 \cdot 10^{-5}$	4,19
	CH_3COOH	CH_3COO^-		$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
	H_2CO_3	HCO_3^-		$4,3 \cdot 10^{-7}$	6,37
	HSO_3^-	SO_3^{2-}		$1,0 \cdot 10^{-7}$	7
	H_2S	HS^-		$9,1 \cdot 10^{-8}$	7,04
	$H_2PO_4^-$	HPO_4^{2-}		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
	HClO	ClO^-		$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,53
	HBrO	BrO^-		$2,0 \cdot 10^{-9}$	8,69
	NH_4^+	NH_3		$5,6 \cdot 10^{-10}$	9,25
	HCN	CN^-		$4,9 \cdot 10^{-10}$	9,31
	HCO_3^-	CO_3^{2-}		$5,6 \cdot 10^{-11}$	10,25
	HIO	IO^-		$2,3 \cdot 10^{-11}$	10,64
	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}		$2,2 \cdot 10^{-13}$	12,66
	HS^-	S^{2-}		$1,1 \cdot 10^{-13}$	12,96
Muy débil	H_2O	OH^-	Muy fuerte	$1,0 \cdot 10^{-14}$	14

5.7. Indicadores.

La medida de la acidez es algo común en el laboratorio, se pueden usar aparatos de medida o unas sustancias llamadas indicadores. Son ácidos o bases débiles (orgánicos), que tienen la peculiaridad de que su forma molecular tiene distinto color que su forma ionizada. Generalmente para poder percibir ese cambio de color la concentración del primero ha de ser 10 veces mayor que la del segundo.

Algunos indicadores comunes son:



5.8. Hidrólisis.

El comportamiento ácido o básico de las sales neutras, se debe a que alguno de los iones de la misma reacciona con el agua, quedando la disolución ácida o básica, a este hecho se conoce con el nombre de hidrólisis, aunque realmente sea una reacción ácido-base.
Pueden presentarse cuatro casos:

- Si el ácido es fuerte y la base es fuerte, la disolución quedará neutra, podemos citar como ejemplo la disolución de sal común en agua:
  $NaCl\ (aq) \dashrightarrow Na^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$.
  El ión sodio es el ácido conjugado débil de una base fuerte (NaOH) y el cloruro es la base conjugada de un ácido fuerte (HCl), ambos serán débiles, por ello no reaccionarán nuevamente con el agua.
- Si el ácido es fuerte y la base es débil, quedará un anión totalmente disociado y un catión procedente de una base débil, que sufrirá hidrólisis, dando iones hidronio, por ello quedará una disolución ácida. Por ejemplo: $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$, con lo cual el ión cloruro no reaccionará, por ser débil y el ión amonio es un ácido fuerte, porque procede de una base débil, que reaccionará dando protones, $NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$, disolución ácida, por tanto.
- Si el ácido es débil y la base fuerte, entonces tendremos que la disolución será básica.
- Si ambos son débiles, dependerá de sus constantes de hidrólisis y de las concentraciones de H^+ y OH^-.

5.9. Efecto del ión común. Disoluciones amortiguadoras.

Cuando tenemos un sistema ácido-base en equilibrio y le añadimos una sustancia portadora de iones que existen en el equilibrio el sistema evolucionará siguiendo el Principio de Le Chatelier. Distinguimos los siguientes casos:

- Disolución de ácido débil al que se añade un ácido fuerte:
  $CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^- + H_3O^+$
  $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$
  Nos fijamos en que el ácido clorhídrico aporta iones hidronio, con lo cual el equilibrio del ácido acético se desplazará hacia la izquierda de la reacción y disminuye el grado de

disociación del ácido en el equilibrio.

- Disociación de una base débil a la que se añade una base fuerte:

  $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$

  $NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + OH^-$

  Por el mismo motivo que en el caso anterior, disminuye el grado de disociación del amoniaco.
- Disolución de una sal ácida a la que se añade un ácido fuerte: disminuye el grado de hidrólisis de la sal, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda también.
- Disolución de una sal básica a la que se añade una base fuerte: disminuye el grado de hidrólisis del catión de la sal, el equilibrio de hidrólisis se desplaza hacia la izquierda.

Un cambio del pH influye en la solubilidad:

La adición de…	**Efecto sobre el pH**	**Desplaza el equilibrio ….**	**Y su solubilidad…**
Base	Aumenta	Hacia la izquierda, ya que aumenta $[OH^-]$.	Disminuye
Ácido	Disminuye	Hacia la derecha, ya que hace disminuir $[OH^-]$.	Aumenta

Las disoluciones reguladoras, que contienen en concentraciones relativamente grandes un ácido débil y su base conjugada, mantienen casi constante su pH, siempre que no se agregue una cantidad excesiva de ácido ni de base. Ante pequeñas variaciones actúan amortiguando la variación de pH. Se pueden formar de dos maneras:

- Un ácido débil más una sal de dicho ácido.
- Una base débil más una sal de dicha base.

Las sales en ambos casos estarán totalmente disociadas, el equilibrio corresponderá al ácido o a la base débil. Los mecanismos de regulación serán los siguientes:

- En el caso del ácido débil:
  - ⏩ Si añadimos una pequeña cantidad de ácido fuerte a la disolución reguladora, éste reaccionará con la especie básica, que es el anión de la sal. El resultado será un aumento de la concentración del ácido débil: $HCl + CH_3COO^- \rightarrow CH_3COOH + Cl^-$.
  - ⏩ Si añadimos una pequeña cantidad de base fuerte a la disolución reguladora, esta reaccionará con la especie ácida y aumentará la concentración de la sal: $NaOH + CH_3COOH \rightarrow CH_3COO^- + Na^+ + H_2O$.

- En el caso de una base débil:

  ⏩ Si añadimos una pequeña cantidad de ácido fuerte a la disolución reguladora, éste reaccionará con la base. El resultado será un aumento de la concentración del catión de la sal:

  $HCl + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$

  ⏩ Si añadimos una pequeña cantidad de base fuerte a la disolución reguladora, esta reaccionará con la especie ácida, que es el catión de la sal. El resultado será un aumento de la concentración de la base débil:

  $NaOH + NH_4^+ \rightarrow NH_3 + Na^+ + H_2O$.

QUÍMICA 2º - JFL

5.10. Valoraciones ácido-base.

Es un método para medir la concentración desconocida de una disolución de un ácido o una base, sabiendo la concentración conocida de otra disolución. Se usa que VN=V'N'.

Su fundamento práctico se basa en que las curvas V-pH, tienen un salto brusco al cambiar la disolución de ácida a básica o al revés, a ese punto de salto, se le conoce como punto de equivalencia.

Hay que recordar otra forma de expresar la concentración, la normalidad, que era los equivalentes gramo de soluto partido por el volumen de la disolución, expresado en litros. Los equivalentes gramo eran un mol partido por el número de iones hidronio o iones hidroxilo puestos en juego. Veamos cómo sería la curva de un ácido y una base fuertes:

Introduce en un erlenmeyer 50 mL de HCl 0,5 M y llena una bureta con NaOH 0,5 M. Ve añadiendo la base al erlenmeyer y mide el pH después de cada adición. Confecciona una tabla con los resultados obtenidos. Dibuja la curva de valoración y señala el punto de equivalencia.

La tabla y la curva que se obtienen aparecen a continuación y a la derecha, respectivamente.

mL de la base	pH	mL de la base	pH
0	0,3	**50**	**7**
25	0,8	50,1	10,7
40	1,25	51	11,7
49	2,3	60	12,7
49,9	3,3	75	13

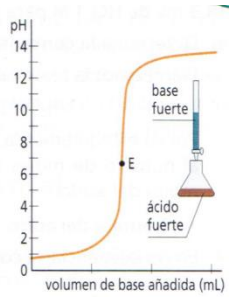
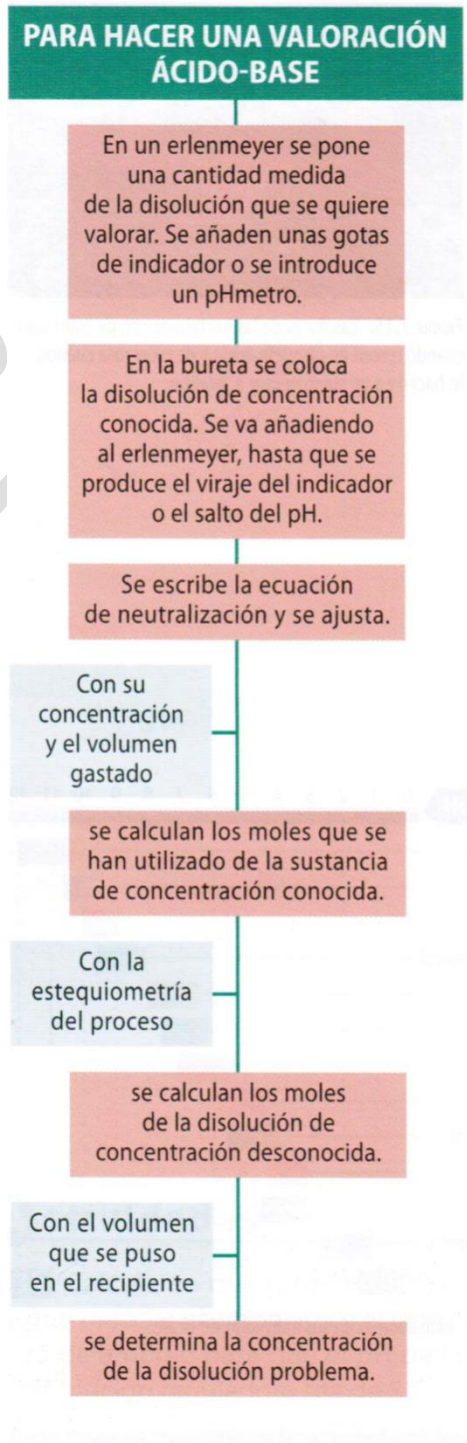


FIGURA 7.20. Si valoramos un ácido con una base, obtendremos una curva simétrica a la que resulta al valorar una base con un ácido.



Probar hidróxido de magnesio y ácido clorhídrico.

Bicarbonato de sodio y ácido clorhídrico.

Tiza (carbonato de calico, sulfato de calcio e impurezas
De dióxido de silicio)

QUIMICA 2º

PROBLEMAS DE PAU 2025

PREGUNTA 5.- (2,5 puntos). Responda TODOS los apartados planteados.

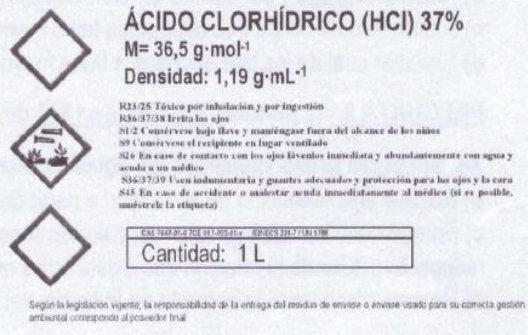
¿MÁS BUENO QUE EL PAN?

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 ($C_6H_{12}O_6$) que contiene la harina, generando entre otros productos CO_2 y etanol (C_2H_6O). Esto hace que la masa crezca y se llene de gas, según la reacción:

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_6O + 2CO_2$$

La glucosa y el etanol tienen valores de entalpias 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 **CO_2** durante el proceso; agentes que ayudan a retrasar su envejecimiento, como el **fosfato de sodio**; o reguladores del pH como el **H_2SO_4** o el HCl para impedir que proliferen microorganismos.



a) Calcule el calor desprendido en la producción de un mol de etanol mediante la fermentación de glucosa. **(1 punto)**

b) 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? **(1 punto)**

c) Formule o nombre los cuatro compuestos que aparecen en negrita en el texto. **(0,5 puntos)**

Empezamos por el c que es más fácil: hidrogenocarbonato de sodio($NaHCO_3$); CO_2 (dióxido de carbono); fosfato de sodio(Na_3PO_4) y H_2SO_4.(ácido sulfúrico).

Tras leer el texto en el apartado a tenemos un problema de energética química, hay que aplicar la ley de Hess:

$C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2 \rightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O$ $\quad \Delta H_c = -2816{,}8$ Kj·mol^{-1}.

$4\ CO_2 + 6\ H_2O \rightarrow 6\ O_2 + 2C_2H_6O$ $\quad \Delta H_c = 2733{,}8$ Kj·mol^{-1}, ahora sumamos y nos queda el calor desprendido cuando se forman 2 moles de etanol en la fermentación de la glucosa.

$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_6O + 2\ CO_2$ $\quad \Delta H_f = -83$ Kj·mol^{-1}. Como piden para un mol: $\Delta H_f = -41{,}5$ Kj·mol^{-1}.

b) En este apartado tenemos un problema de ácido fuerte, pH=-log [H+]=3,98. La concentración de H+ es la misma que la del HCl, al ser fuerte está totalmente disociado, [H+]=10 $^{-3,98}$, con lo cual [H+]=1,047·10^{-4} M, pero tenemos 150 L, luego los moles de soluto son 0,0157 moles de HCl, calculamos la masa en gramos de soluto, multiplicando por la masa molar del HCl, m_s=0,5733 g de soluto. Ahora calculamos la masa de la disolución que debe ser mayor, al 37%, 1,5495 g de disolución, para terminar usamos la densidad, 1,19 g·mL^{-1}, que nos da 1,30 mL de HCl.

2. Se preparan 10 L de una disolución de ácido metanoico (HCOOH) disolviendo 23 g del ácido en agua. Teniendo en cuenta que el pH de la disolución es 3, calcule:

a) El grado de disociación del ácido.

b) El valor de la constante de disociación.

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

Calculamos la masa molar del ácido metanoico, Mm(HCOOH)=46 g. Tenemos 23 g, medio mol, en 10 litros de agua. Por ello C_0 =0,5/10 M=0,05 M. Por otra parte el pH=-log[H^+]=3, luego [H^+]=10^{-3}=0,001 M. Colocamos la tabla:

QUÍMICA

	$HCOOH + H_2O(aq)$	⇄	$HCOO^-(aq)$	+	$H_3O^+(aq)$
Iniciales	0,05		0		0
Equilibrio	0,05-x		x		x=0,001 M

c) El grado de disociación se define como: α=x/0,05=0,02, sería de un 2%.

d) Nos piden Ka, $K_a = \frac{[HCOO-][H3O+]}{[HCOOH]} = \frac{0{,}001^2}{0{,}05-0{,}001} = 2{,}04 \cdot 10^{-5}$

PROBLEMAS DE PAU 2024

1. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) En una disolución diluida de un ácido fuerte HX hay mayor proporción de HX que de X^-
b) Cuando se disuelve CH_3COONa en agua se producen iones OH^-
c) El pH de una disolución 0,1 M de HCl es menor que el de una disolución 0,1 M de CH_3COOH ($K_a = 1{,}75 \cdot 10^{-5}$).

2. Se preparan 10 L de una disolución de ácido metanoico (HCOOH) disolviendo 23 g en agua. Teniendo en cuenta que el pH de la disolución es 3, calcule:
a) El grado de disociación del ácido.
b) El valor de la constante de disociación.
Datos: Masas atómicas relativas: C= 12; O= 16; H= 1

3. Justifique, escribiendo las correspondientes reacciones químicas, si el pH de las siguientes disoluciones acuosas es ácido, básico o neutro:
a) Disolución de NH_3 cuya constante de equilibrio es $K_b = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$.
b) Disolución de NaBrO, teniendo en cuenta que la constante de equilibrio del HBrO es $K_a = 2{,}3 \cdot 10^{-9}$.
c) Disolución resultante de la mezcla de 100 mL de disolución de HCl 0,2 M y de 150 mL de disolución de NaOH 0,2 M.

4. Se disuelven 0,2 g de $Ca(OH)_2$ en agua, hasta un volumen final de 250 mL. Basándose en la reacción de disociación correspondiente, calcule:
a) La molaridad de la disolución y su pH.
b) El pH de una disolución obtenida al diluir 15 mL de la disolución del enunciado en agua hasta un volumen de 100 mL.
Datos: Masas atómicas relativas: Ca= 40; O= 16; H= 1

5. El agua fuerte es una disolución acuosa que contiene un 25% en masa de HCl y tiene una densidad de 1,09 $g \cdot mL^{-1}$. 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 $g \cdot L^{-1}$ de $Ca(OH)_2$ 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

6. Una disolución acuosa de KOH para uso industrial tiene una composición del 40% de riqueza en masa y densidad 1,515 $g \cdot mL^{-1}$
a) Calcule el volumen necesario de esta disolución para preparar 5 L de una disolución acuosa de pH 13.
b) Si a 50 mL de la disolución de KOH de uso industrial se le adiciona agua hasta un volumen de 250 mL, calcule el volumen de una disolución acuosa de $HClO_4$ 2 M necesario para neutralizarla.
Datos: Masas atómicas relativas: K=39; O= 16; H= 1

7. Se ha preparado una disolución acuosa 0,1 M de un ácido débil monoprótico, R-COOH ($K_a = 1{,}52 \cdot 10^{-5}$).
a) Calcule las concentraciones de todas las especies químicas en el equilibrio y el grado de disociación.
b) Si se mezclan 250 mL de la disolución anterior del ácido con 250 mL de agua, ¿cuál será el pH la disolución resultante?

8. Indique de forma justificada:
a) Cuál de las siguientes especies es anfótera: CO_3^{2-}, HCO_3^-, H_2CO_3
b) Cuál es el ácido conjugado de HPO_4^{2-}

QUÍMICA 2º - JFL

c) Qué disolución 0,5 M de las sales KCl o NH_4Cl presentará el pH más bajo.

9. Se preparan 250 mL de una disolución acuosa de HCl a partir de 2 mL de una disolución de HCl comercial de densidad 1,383 $g \cdot mL^{-1}$ y 33% de riqueza en masa.
a) ¿Cuál es la molaridad y el pH de la disolución que se ha preparado?
b) ¿Qué volumen de una disolución de $Ca(OH)_2$ 0,02 M es necesario añadir para neutralizar 100 mL de la disolución de HCl que se ha preparado?
Datos: Masas atómicas relativas: Cl= 35,5; H= 1

PROBLEMAS DE PAU 2023

1. La metilamina, CH_3NH_2, es una base débil de acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry.
a) Escriba su equilibrio de disociación acuosa.
b) Escriba la expresión de su constante de basicidad K_b.
c) ¿Podría una disolución acuosa de metilamina tener un valor de pH= 5? Razone la respuesta.

2. Una disolución acuosa de ácido hipocloroso (HClO) tiene un valor de pH= 5,5. Basándose en la reacción que tiene lugar, calcule:
a) La concentración inicial del ácido hipocloroso.
b) El pH de la disolución si se diluye a la mitad.
Dato: K_a (HClO)= $3,2 \cdot 10^{-8}$

3. Justifique si el valor de pH aumenta o disminuye cuando:
a) Se añade CH_3COONa a una disolución de CH_3COOH.
b) Se añade HCl a una disolución de NaCl.
c) Se añaden 10 mL de KOH 0,1 M a 20 mL de disolución 0,1 M de HNO_3

4. La etiqueta de una botella de HNO_3 indica que la densidad es 1,014 $g \cdot L^{-1}$ y la riqueza en masa es 2,42 %. Calcule:
a) La molaridad y el pH de la disolución de HNO_3
b) El volumen de $Ba(OH)_2$ 0,1 M necesario para neutralizar 10 mL de ese ácido.
Datos: Masas atómicas relativas: N= 14; O= 16; H= 1

5. Para la determinación de metales pesados en agua de río, se requiere emplear una disolución ácida de pH≤ 1. En el laboratorio se dispone de una disolución acuosa de HNO_3 comercial, cuya etiqueta indica una densidad de 1,12 $g \cdot mL^{-1}$ y un 80 % de riqueza en masa. Se toman 5 mL de esta disolución y se diluye con agua hasta un volumen final de 250 mL.
a) Justifique, mediante los cálculos correspondientes, si se podrá emplear dicha disolución de ácido diluido para la determinación de los metales pesados en el agua de río.
b) Determine el volumen de una disolución de 2,9 $g \cdot L^{-1}$ de $Mg(OH)_2$ necesario para neutralizar los 250 mL de la disolución diluida de HNO_3
Datos: Masas atómicas relativas: Mg= 24,3; N= 14; H= 1; O= 16

6. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) Un ácido y su base conjugada reaccionan para formar sal y agua.
b) La base conjugada de un ácido débil como el ácido benzoico (K_a= $6,5 \cdot 10^{-5}$) es una base fuerte.
c) La base conjugada del H_3O^+ es el OH^-

7. Para una reacción de síntesis química de un antibiótico se necesita preparar 25 mL de una disolución de ácido acético (CH_3COOH) de concentración 1 M. Se dispone en el laboratorio de una disolución comercial de ácido acético concentrado cuya etiqueta indica una densidad de 1,05 $g \cdot mL^{-1}$ y una riqueza en masa del 80 %. Calcule:
a) La concentración molar de la disolución comercial de ácido acético y el volumen necesario de ésta para preparar la disolución requerida en la síntesis del antibiótico.
b) El grado de disociación del ácido acético empleado en la síntesis del antibiótico y el pH de la disolución.
Datos: Masas atómicas relativas: C= 12; H= 1; O= 16; K_a= $1,8 \cdot 10^{-5}$

8. El ácido glucónico es un compuesto empleado en la industria alimentaria para la producción de aditivos alimentarios. Es un ácido orgánico monoprótico que puede ser representado por R-COOH, cuya masa molar es 196,16 $g \cdot mol^{-1}$. Es comercializado en disoluciones al 50 % de riqueza en masa y densidad 1,2 $g \cdot mL^{-1}$. Si su pH es 2,2; determine:
a) El grado de disociación del ácido en la disolución comercial y la concentración de todas las especies presentes.
b) La constante de equilibrio del ácido y la de su base conjugada

9. En dos disoluciones de la misma concentración de dos ácidos monopróticos HA y HB, se comprueba que $[A^-]$ es mayor que $[B^-]$. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

QUÍMICA 2º - JFL

a) El ácido HA es más fuerte que el ácido HB.
b) El pH de la disolución del ácido HA es mayor que el pH de la disolución del ácido HB.
c) Si se añade agua a dichas disoluciones su valor de pH no cambiará.

10. El ácido pirúvico ($CH_3COCOOH$, ácido orgánico monoprótico del tipo R-COOH) se emplea en el "peeling químico" para tratar problemas en la piel. Con tal fin, se disuelven 0,9 g de ácido pirúvico en agua hasta un volumen final de 100 mL, resultando una disolución de pH= 1,2. Calcule:
a) El grado de disociación y la constante de acidez (K_a) del ácido pirúvico.
b) El pH de una disolución obtenida si 10 mL de la disolución del enunciado se diluyen con agua hasta un volumen de 200 mL.
Datos: Masas atómicas relativas: C= 12; H= 1; O= 16

PROBLEMAS DE PAU 2022

1. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:
a) ¿Cómo será el pH de una disolución acuosa de NH_4Cl?
b) En el equilibrio: $HSO^{4-} + H_2O \rightleftarrows SO_4^{2-} + H_3O^+$, la especie HSO^{4-} ¿actúa como un ácido o una base según la teoría de Brönsted-Lowry?
c) ¿Qué le ocurre al pH de una disolución de NH_3 si se le añade agua?

2. Se tiene una disolución de KOH de 2,4% de riqueza en masa y 1,05 $g \cdot mL^{-1}$ de densidad. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:
a) La molaridad y el pH de la disolución.
b) Los gramos de KOH que se necesitan para neutralizar 20 mL de una disolución de H_2SO_4 0,5 M.
Datos: Masas atómicas relativas: H= 1; K= 39; O= 16

3. Justifique el pH de las disoluciones acuosas de las siguientes sales:
a) $NaNO_3$
b) NaCN
c) NH_4Cl

4. Una disolución acuosa de cianuro de hidrógeno (HCN) 0,01 M tiene un pH de 5,6. Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:
a) La concentración molar de todas las especies químicas presentes en el equilibrio.
b) El grado de disociación del HCN y el valor de su constante de acidez.

5. Se disuelven 27,05 g de ácido metanoico (HCOOH) en agua hasta 1 L de disolución. Si el pH de la disolución obtenida es 2, basándose en la reacción química correspondiente, calcule:
a) El grado de disociación y el valor de la constante de disociación del ácido.
b) El pH de una disolución del mismo ácido de concentración 0,2 M.
Datos: Masas atómicas relativas: H= 1; C= 12; O= 16

6. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
a) El par H_3O^+ / OH^- es un par conjugado ácido / base.
b) Al diluir con agua una disolución acuosa de un ácido fuerte no se modifica el valor del pH.
c) El pH neutro de una disolución acuosa de NaCl no se modifica al adicionar KCl.

7. En una disolución acuosa 0,03 M de amoniaco (NH_3), este se encuentra disociado en un 2,4%. Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:
a) El pH de la disolución y el valor de la constante de basicidad del amoniaco.
b) La molaridad que debe tener una disolución de amoniaco para que su pH sea 11.

QUÍMICA 2º JFL

8. Se prepara una disolución tomando 2 mL de ácido nítrico (HNO_3) 15 M y añadiendo agua hasta un volumen total de 0,5 L. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:
a) La concentración y el pH de la disolución diluida.
b) ¿Qué volumen de una disolución de hidróxido de potasio (KOH), del 40% de riqueza en masa y una densidad de 1,51 $g \cdot mL^{-1}$, será necesario para neutralizar 20 mL de la disolución de ácido nítrico 15 M?
Datos: Masas atómicas relativas: K= 39,1; O= 16; H= 1

9. Las constantes de acidez de los ácidos HClO y HCN son $Ka = 4 \cdot 10^{-8}$ y $Ka = 7{,}25 \cdot 10^{-10}$, respectivamente.
a) Escriba las reacciones químicas de disociación correspondientes, indicando los pares conjugados ácido / base.
b) Justifique cuál de las dos bases conjugadas tiene la mayor constante de basicidad.
c) Justifique si a igual concentración sus disoluciones tienen el mismo valor de pH.

10. Una disolución acuosa de amoniaco (NH_3) tiene una concentración 2 M. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:
a) El grado de disociación del NH_3 y el pH de la disolución.
b) Los gramos de hidróxido de sodio (NaOH) necesarios para preparar 1 L de una disolución con el mismo pH que la disolución de NH_3 anterior.
Datos: $Kb(NH_3) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas relativas: Na= 23; O= 16; H= 1

PROBLEMAS DE PAU 2021

1. Entre las disoluciones de las siguientes sustancias: NH_3, NaCl, NaOH y NH_4Cl, todas ellas de igual concentración, justifique:
a) Cuál de ellas tendrá el pH más alto. **Sol(la más básica, NaOH, la base más fuerte).**
b) Cuál de ellas tendrá una $[OH^-] < 10^{-7}$ M. **Sol(Tiene que ser ácida, NH_4Cl). c)**En cuál de ellas $[OH^-] = [H_3O^+]$. **Sol(Tiene que ser neutral, NaCl).**

2. Se preparan 250 mL de una disolución acuosa de HCl a partir de 2 mL de una disolución de HCl comercial de densidad 1,38 $g \cdot mL^{-1}$ y 33% de riqueza en masa.
a)¿Cuál es la molaridad y el pH de la disolución que se ha preparado?. **Sol(0'1 M y pH=1).**
b)¿Qué volumen de una disolución de $Ca(OH)_2$ 0,02 M es necesario añadir para neutralizar 100 mL de la disolución que se ha preparado?. **Sol(V=0'25 L).**
Datos: Masas atómicas relativas: Cl= 35,5; H= 1

3. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
a) En una disolución acuosa básica no existe la especie H_3O^+**. Sol(Falso, la concentración es menor que la de ión hidróxido).**
b) Al disminuir la concentración de un ácido en disolución acuosa aumenta el pH. **Sol(Verdadero, se hace más básica y el pH aumenta).**
c) Al mezclar 100 mL de una disolución acuosa 1 M de HCl con 200 mL de otra disolución acuosa de NaOH 0,5 M, el pH de la disolución resultante es básico. **Sol(Falso, el pH resultante es 7).**

4. Una disolución 0,1 M de un ácido débil monoprótico (HA) tiene el mismo pH que una disolución de HCl $5{,}49 \cdot 10^{-3}$ M. Calcule:

QUÍMICA 2º - JFL

a)El pH de la disolución y el grado de disociación del ácido débil. **Sol(pH=2'34, α=0'05).**
b)La constante de ionización del ácido débil. **Sol(Ka=2'21·10^{-4}).**

5. Justifique, haciendo uso de las reacciones químicas correspondientes:
a) Si el amoniaco (NH_3) es una base según la teoría de Bronsted-Lowry. **Sol(Sí, poner la reacción).**
b) Si una disolución acuosa de acetato de sodio (CH_3COONa) tiene un pH mayor de 7. **Sol(Sí, produce iones hidróxido).**
c) Cuál es la base conjugada del anión HCO_3^- **. Sol(CO_3^{2-}).**

6. a) ¿Qué masa de NaOH hay que añadir a 500 mL de agua para obtener una disolución de pH= 11,5? **Sol(m=0'063 g de NaOH).**
b) ¿Qué volumen de disolución comercial de HCl de 35,2% de riqueza en masa y 1,175 $g \cdot mL^{-1}$ de densidad se necesitan para neutralizar la disolución anterior? **Sol(V=0'14 mL).**
Datos: Masas atómicas relativas: Na= 23; Cl= 35,5; O= 16; H= 1

7. Se ha preparado una disolución acuosa 0,1 M de ácido butanoico (ácido débil monoprótico, R-COOH), cuya constante de disociación es 1,52 $\cdot 10^{-5}$ a 25 ºC.
a) Calcule las concentraciones de todas las especies químicas en el equilibrio y el grado de disociación. **Sol([R-COOH]=0'0988 M, [R-COO$^-$]=[H_3O^+]=1'23·10^{-3} M, α=0'0123).**
b) Si se mezclan 250 mL de la disolución anterior del ácido con 250 mL de agua, ¿cuál será el pH de la disolución y el grado de disociación del ácido? **Sol(pH=3'06, α=0'017).**

8. Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) El pH de una disolución de NH_4NO_3 es mayor que 7. **Sol(Falso, se producen iones hidronio, queda menor que 7).**
b) Si el pH de una disolución de un ácido fuerte monoprótico (HA) es 2,17 su concentración está comprendida entre 0,001 M y 0,0001 M. **Sol(Falso, es mayor de 0'001 M).**
c) Una disolución de $NaNO_3$ tiene un pH menor que una de CH_3COONa de la misma concentración. **Sol(Verdadero, pH del nitrato es 7 y pH de la disolución de acetato es mayor de 7).**

9. Se disuelven 3,568 g de ácido yódico (HIO_3) en 250 mL de agua, resultando una disolución de pH=1,22.
a) Calcule la constante de disociación (*Ka*). **Sol(Ka=0'1729).**
b) Si se mezclan 50 mL de la disolución de HIO_3 del enunciado con 50 mL de agua ¿cuál será el pH de esta disolución diluida? ¿Y el grado de disociación del ácido en dicha disolución?. **Sol(pH=1,43, α=83'95%).**
Datos: Masas atómicas relativas: I= 127; O= 16; H= 1

10. Se disuelven 20 L de NH_3(g), medidos a 10 ºC y 2 atm de presión, en una cantidad de agua suficiente para preparar 4,5 L de disolución. Calcule:
a) El grado de disociación del amoníaco en la disolución. **Sol(α=0'7%).**
b) Si a 200 mL de dicha disolución se le añaden 300 mL de agua, calcule el pH de la disolución resultante. **Sol(pH=11'21).**
Datos: R= 0,082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$; *Kb*($NH_3$)= $1{,}78 \cdot 10^{-5}$

PROBLEMAS DE PAU 2020

1. En dos disoluciones de la misma concentración de dos ácidos débiles monopróticos HA y HB,

se comprueba que $[A^-]$ es mayor que $[B^-]$. Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

a) El ácido HA es más fuerte que el ácido HB. **Sol(Verdadero, está más disociado).**

b) El valor de la constante de disociación del ácido HA es menor que el valor de la constante de disociación del ácido HB. **Sol(Falso).**

c) El pH de la disolución del ácido HA es mayor que el pH de la disolución del ácido HB. **Sol(Falso).**

2. Las disoluciones de ácido fórmico (HCOOH) pueden producir dolorosas quemaduras en la piel y, de hecho, algunas hormigas utilizan este ácido como mecanismo de defensa. Calcule:

a) Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio y el pH de una disolución de ácido fórmico que se ha preparado disolviendo 1,2 g de HCOOH en 250 mL de agua. **Sol($[H^+]=[HCOO^-]=4{,}24\cdot10^{-3}$M, pH=2,37).**

b) El grado de disociación de la disolución de ácido fórmico y la constante de ionización (K_b) de su base conjugada. **Sol(4,08%, $Kb=5{,}56\cdot10^{-4}$).**

Datos: K_a(HCOOH) = $1{,}8\cdot10^{-4}$; Masas atómicas relativas: C=12; O=16; H=1.

3. Una disolución comercial de hidróxido de potasio (KOH) indica en su etiqueta una composición de un 40 % de riqueza y densidad de 1,51 g/mL. Calcule:

a) El volumen de la disolución de KOH comercial necesario para preparar 10 L de una disolución diluida de KOH 0,5 M y el pH de dicha disolución. **Sol(V=463,58 mL, pH=13,7).**

b) El volumen de una disolución acuosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,25 M necesaria para neutralizar 100 mL de la disolución de KOH diluida. **Sol(V=100 mL).**

Datos: Masas atómicas relativas: K=39; O=16; H=1.

4. De acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry, justificando con las reacciones correspondientes, indique cuáles de las siguientes especies: HSO_4^-, HNO_3, S^{2-}, NH_3, H_2O y H_3O^+

a) Actúan sólo como ácido. **Sol(Nítrico e hidronio).**

b) Actúan sólo como base. **Sol(amoniaco y anion sulfuro).**

c) Actúan como ácido y base. **Sol(agua y anion hidrogenosulfato).**

5. Se quiere preparar 500 mL de disolución acuosa de amoniaco (NH_3) 0,1 M a partir de amoniaco comercial de 25 % de riqueza y una densidad de 0,9 g/mL.

a) Determine el volumen de amoniaco comercial necesario para preparar dicha disolución. **Sol(V=3,78 mL).**

b) Calcule el pH de la disolución de 500 mL de amoniaco 0,1 M y el grado de disociación. **Sol(pH=2,88, α=1,33%).**

Datos: K_b(NH_3) = $1{,}8\cdot10^{-5}$; Masas atómicas relativas: H=1; N=14.

6. De los ácidos débiles, benzoico (C_6H_5COOH) y cianhídrico (HCN), el primero es más fuerte que el segundo.

QUÍMICA 2º JFL

a) Escriba sus reacciones de disociación en agua indicando cuáles son sus bases conjugadas. **Sol(HCN + H_2O ⇌ CN^- + H_3O^+ , C_6H_5COOH + H_2O ⇌ $C_6H_5COO^-$ + H_3O^+ , CN^- y $C_6H_5COO^-$).**

b) Razone cuál de las dos bases conjugadas es la más fuerte. **Sol(CN^-).**

c) A igual molaridad, justifique cuál es la disolución que tiene menor pH. **Sol(Benzoico).**

7. El ácido benzoico es un ácido monoprótico débil (R-COOH). Se prepara una disolución acuosa de ácido benzoico 0,75 M con un valor de pH de 2,17. Calcule:

a) El grado de disociación y el valor de K_a del ácido benzoico. **Sol(α=0,9%, Ka=6,15·10^{-5}).**

b) El valor del pH y el grado de disociación si a 100 mL de la disolución de ácido benzoico se le añade agua hasta un volumen de 0,5 L. **Sol(pH=2,52 y α=2,02%).**

8. En base a las reacciones correspondientes, justifique el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones de las siguientes sales:

a) KNO_3 **Sol(Neutro).**

b) NH_4Cl **Sol(Ácido).**

c) Na_2CO_3 **Sol(Básico).**

9. Se han preparado dos disoluciones, una que contiene 22 g/L de NaOH y otra que contiene 26 g/L de H_2SO_4.

a) ¿Qué volumen de la disolución de H_2SO_4 será necesario añadir para neutralizar 25 mL de la disolución de NaOH? **Sol(V=25,91 mL).**

b) ¿Qué pH tendrá la disolución obtenida al mezclar 50 mL de cada una de ellas? **Sol(11,99).**

Datos: Masas atómicas relativas: S=32; Na=23; O=16; H=1.

10. Un vinagre comercial indica en su etiqueta un contenido de 6 g de ácido acético (CH_3COOH) por cada 100 mL de vinagre.

a) Calcule la concentración de las especies en el equilibrio y el pH del vinagre comercial. **Sol([H^+]=[$CH3COO^-$]=4,24·10^{-4}M, pH=2,37).**

b) ¿Qué volumen de agua es necesario añadir a 10 mL de vinagre para obtener una disolución de pH = 2,88? **Sol(93,63 mL de agua).**

Datos: K_a(CH_3COOH) = 1,8·10^{-5}; Masas atómicas relativas: O=16; C=12; H=1.

PROBLEMAS DE PAU 2019

1.- a) Calcule la concentración de una disolución de ácido benzoico (C_6H_5COOH) de pH = 2,3. **Sol (C_0=0,398M).**

b) Determine la masa de $Ba(OH)_2$ necesaria para neutralizar 25 mL de una disolución comercial de HNO_3 del 58 % de riqueza y densidad 1,356 g·mL^{-1}. **Sol (m=26,73 g).**

Datos: K_a (C_6H_5COOH) = 6,31·10^{-5}. Masas atómicas relativas H=1; O=16; Ba=137,3 y N=14.

QUÍMICA 2º - JFL

2.- Razone si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:
a) En disolución acuosa, cuanto más fuerte es una base más fuerte es su ácido conjugado. **Sol Falso).**
b) En una disolución acuosa de una base, el pOH es menor que 7. **Sol (Verdadero).**
c) El ion $H_2PO_4^-$ es una sustancia anfótera en disolución acuosa, según la teoría de Brönsted-Lowry. **Sol (Verdadero).**

3.- Una botella de ácido fluorhídrico (HF) indica en su etiqueta que la concentración del ácido es 2,22 M. Sabiendo que la constante de acidez es $7{,}2 \cdot 10^{-}4$, determine:
a) Las concentraciones de H_3O^+ y OH^- presentes. **Sol ($[H_3O^+]=0{,}04M$, $[OH^-]=2{,}5 \cdot 10^{-13}M$).**
b) El grado de ionización del ácido y el pH. **Sol ($\alpha=0{,}018$, pH=1,4).**

4.- A partir de los siguientes datos: K_a (HF) = $3{,}6 \cdot 10^{-4}$, K_a (CH_3COOH) = $1{,}8 \cdot 10^{-5}$ y K_a (HCN) = $4{,}9 \cdot 10^{-10}$.
a) Indique razonadamente qué ácido es más fuerte. **Sol (HF).**
b) Escriba los equilibrios de disociación del CH_3COOH y del HCN, indicando cuáles serán sus bases conjugadas. **Sol (Hechos antes).**
c) Deduzca el valor de K_b de la base conjugada del HF. **Sol ($K_b=2{,}77 \cdot 10^{-11}$).**

5.- a) El pH de un zumo de limón es 3,4. Suponiendo que el ácido del limón se comporta como un ácido monoprótico (HA) de constante de acidez $K_a = 7{,}4 \cdot 10^{-}4$, calcule la concentración de HA en el equilibrio. **Sol ($[HA]=2{,}14 \cdot 10^{-4}M$).**
b) El volumen de una disolución de hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$) 2 M necesaria para neutralizar 10 mL de HCl comercial de 35 % de riqueza y densidad 1,17 $g \cdot mL^{-1}$. **Sol (V=28 mL).**
Datos: masas atómicas relativas H=1 y Cl=35,5.

6.- a) El ácido cloroacético ($ClCH_2COOH$) es un ácido monoprótico débil con una constante de acidez $K_a = 1{,}34 \cdot 10^{-}3$. Calcule la molaridad de una disolución acuosa de dicho ácido para que, a 25 ºC, se encuentre ionizado al 31 %. **Sol ($C_0=9{,}6 \cdot 10^{-3}M$).**
b) Calcule la masa de $Mg(OH)_2$ que debemos usar para neutralizar 25 mL de una disolución de HCl de riqueza 35 % y densidad 1,17 $g \cdot mL^{-1}$. **Sol (m=7,98 g).**
Datos: masas atómicas relativas Mg=23, O=16, H=1 y Cl=35,5.

7.- Una disolución acuosa 0,3 M de HClO tiene un pH = 3,98. Calcule:
a) La concentración molar de ClO^- en disolución y el grado de disociación del ácido. **Sol ($[ClO^-]=1{,}047 \cdot 10^{-4}M$, $\alpha=3{,}94 \cdot 10^{-4}$).**
b) El valor de la constante K_a del HClO y el valor de la constante K_b de su base conjugada. **Sol ($K_a=3{,}65 \cdot 10^{-8}$, $K_b=2{,}73 \cdot 10^{-7}$).**

8.- Dada una disolución de un ácido débil HA de concentración 0,1 M, indique razonadamente si son ciertas las siguientes afirmaciones:
a) El pH de la disolución es igual a 1. **Sol (Falsa).**
b) La $[H_3O^+]$ es menor que la $[OH^-]$. **Sol (Falsa).**
c) La [HA] es mayor que la $[A^-]$. **Sol (Verdadera).**

9.- La anilina ($C_6H_5NH_2$) es una amina muy utilizada en la industria de colorantes y se disocia en agua según el equilibrio: $C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftarrows C_6H_5NH_3^+ + OH^-$. Si se añaden 9,3 g de dicha sustancia a la cantidad de agua necesaria para obtener 250 mL de disolución, calcule:
a) El grado de disociación. **Sol ($\alpha=3{,}28 \cdot 10^{-5}$).**
b) El pH de la disolución resultante. **Sol (pH=9,12).**
Datos: K_b(anilina) = $4{,}3 \cdot 10^{-1}0$; masas atómicas relativas C=12, N=14 y H=1.

QUÍMICA 2º - JFL

10.- Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) En una disolución acuosa ácida no existen iones hidróxido (OH^-). **Sol (Falsa).**
b) El pH de una disolución acuosa de cianuro de sodio (NaCN) es básico. **Sol (Verdadera).**
c) El HCl concentrado es un ácido fuerte, mientras que diluido es un ácido débil. **Sol (Falsa).**

PROBLEMAS DE PAU 2018

1.- Se preparan 187 mL de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) a partir de 3 mL de un ácido clorhídrico comercial de 37% de riqueza en masa y densidad 1,184 g/mL. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:
a) La concentración de la disolución preparada y su pH. **Sol ([HCl]=0,19M, pH=0,72).**
b) El volumen (mL) de disolución de $Ca(OH)_2$ 0,1 M necesario para neutralizar 10 mL de la disolución final preparada de HCl. **Sol (V=9,63 mL).**
Datos: Masas atómicas relativas H=1; Cl=35,5

2.- a) Según la teoría de Brönsted-Lowry justifique mediante las correspondientes reacciones químicas el carácter ácido, básico o neutro de disoluciones acuosas de HCl y de NH_3. **Sol (ácido y básico).**
b) Según la teoría de Brönsted-Lowry escriba la reacción que se produciría al disolver etanoato de sodio (CH_3COONa) en agua, así como el carácter ácido, básico o neutro de dicha disolución. **Sol (básico).**
c) Se tienen tres disoluciones acuosas de las que se conocen: de la primera la $[OH^-] = 10^{-4}$ M, de la segunda la $[H_3O^+] = 10^{-4}$ M y de la tercera la $[OH^-] = 10^{-7}$ M. Ordénelas justificadamente en función de su acidez. **Sol (pH2<pH3<pH1).**

3.- Una disolución acuosa de hidróxido de potasio (KOH) de uso industrial tiene una composición del 40% de riqueza en masa y una densidad de 1,515 g/mL. Determine, basándose en las reacciones químicas correspondientes:
a) La molaridad de esta disolución y el volumen necesario para preparar 10 L de disolución acuosa de pH=13. **Sol ([KOH]=10,82M, V=92,42mL).**
b) El volumen de una disolución acuosa de ácido perclórico ($HClO_4$) 2 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución de KOH de uso industrial. **Sol (V=270,5 mL).**
Datos: Masas atómicas relativas K=39; H=1; O=16

4.- La aspirina es un medicamento cuyo principio activo es el ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$), que es un ácido débil monoprótico del tipo R-COOH. Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:
a) La concentración molar de la disolución obtenida al disolver un comprimido de aspirina que contiene 500 mg del ácido en 200 mL de agua y su grado de disociación.
Sol ($[C_9H_8O_4]$=0,012M,α=0,142).
b) El pH y la concentración de todas las especies en el equilibrio. **Sol (pH=2,71, $[C_9H_8O_4]$=0,012M, $[R\text{-}COO^-]=[H_3O^+]=1{,}97\cdot10^{-3}$M).**
Datos: $K_a = 3{,}27\cdot10^{-4}$. Masas atómicas relativas H=1; C=12; O=16

5.- El ácido salicílico (HOC_6H_4COOH) se emplea en productos farmacológicos para el tratamiento y cuidado de la piel (acné, verrugas, etc.). A 25°C, una disolución acuosa de 2,24 mg/mL de este ácido monoprótico alcanza un pH de 2,4 en el equilibrio. Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:

QUÍMICA 2 - JF

a) La concentración molar de la especie $HOC_6H_4COO^-$ y el grado de disociación del ácido salicílico. **Sol ($[HOC_6H_4COO^-]=3,98\cdot10^{-3}$M, α=0,249).**
b) El valor de la constante K_a del ácido salicílico y el valor de la constante K_b de su base conjugada. **Sol ($K_a=1,32\cdot10^{-3}$, $K_b=7,58\cdot10^{-12}$).**
Datos: Masas atómicas relativas C=12; H=1; O=16

6.- Aplicando la teoría de Brönsted-Lowry para ácidos y bases, y teniendo en cuenta que el ácido cloroso ($HClO_2$) es un ácido débil ($K_a = 1,1\cdot10^{-2}$):
a) Escriba la reacción química del agua con el ácido cloroso y la expresión de su constante de acidez. **Sol ($HClO_2 + H_2O \rightleftharpoons ClO^- + H_3O^+$, $K_a \frac{[ClO^-][H_3O^+]}{[HClO_2]}$).**
b) Escriba la reacción química del agua con la base conjugada del ácido y la expresión de su constante de basicidad. **Sol ($ClO^- + H_2O \rightleftharpoons HClO_2 + OH^-$, Kb).**
c) Obtenga el valor de la constante de basicidad de su base conjugada. **Sol ($K_b=9,1\cdot10^{-13}$).**

7.- Una mezcla de 2 g de hidróxido de sodio (NaOH) y 2,8 g de hidróxido de potasio (KOH) se disuelve completamente en agua hasta alcanzar un volumen de 500 mL. Determine, basándose en las reacciones químicas correspondientes:
a) El pH y la concentración de todas las especies en disolución. **Sol (pH=13,3, $[Na^+]=[K^+]=0,1$M, $[OH^-]=0,2$M).**
b) El volumen en mL de una disolución 0,5 M de ácido clorhídrico (HCl) necesario para neutralizar 50 mL de la disolución anterior. **Sol (V=20 mL).**
Datos: Masas atómicas relativas Na=23; K=39,1; O=16; H=1

8.- La constante de acidez del ácido láctico, ácido orgánico monoprótico, es $1,38\cdot10^{-4}$. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
a) El ácido láctico es un ácido fuerte. **Sol (Falso).**
b) La constante K_b de la base conjugada es $7,2\cdot10^{-11}$ **Sol (Verdadera).**
c) En una disolución acuosa del ácido, el pOH es mayor que el pH. **Sol (Verdadera).**

9.- El hidróxido de sodio (NaOH), comúnmente conocido como sosa cáustica, se emplea en disoluciones acuosas a altas concentraciones para desatascar tuberías. Se tiene una disolución comercial de este compuesto con una densidad a 20ºC de 1,52 g/mL y una riqueza en masa del 50%. Determine, basándose en las reacciones químicas correspondientes:
a) El volumen necesario de esta disolución comercial para preparar 20 L de una disolución de pH=12. **Sol (V=10,52 mL).**
b) El volumen de una disolución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) de concentración 0,25 M necesario para neutralizar 5 mL de la disolución comercial de hidróxido de sodio. **Sol (V=190 mL).**
Datos: Masas atómicas relativas Na=23; O=16; H=1

10.- Se tienen dos disoluciones acuosas de dos ácidos monopróticos orgánicos del tipo R-COOH, una de ácido etanoico ($K_a = 1,8\cdot10^{-5}$) y otra de ácido benzoico ($K_a = 6,5\cdot10^{-5}$).Si la concentración molar de los dos ácidos es la misma, conteste razonadamente:
a) ¿Cuál de los dos ácidos es más débil? **Sol (El etanoico, es menor su constante).**
b) ¿Cuál de los dos ácidos tiene un grado de disociación mayor? **Sol (Benzoico).**
c) ¿Cuál de las dos bases conjugadas es más débil? **Sol (Benzoico).**

QUÍMICA 2º - JFL

PROBLEMAS DE PAU 2017

1.- a) El grado de disociación de una disolución 0,03 M de hidróxido de amonio (NH_4OH) es 0,024. Calcule la constante de disociación (K_b) del hidróxido de amonio y el pH de la disolución. **Sol (pH=10,86 y Kb=1,77·10^{-5})**
b) Calcule el volumen de agua que hay que añadir a 100 mL de una disolución de NaOH 0,03 M para que el pH sea 11,5. **Sol (V=849,4 mL)**

2.- Aplicando la teoría de Brönsted-Lowry, en disolución acuosa:
a) Razone si las especies y NH_4^+ y S^{2-} son ácidos o bases. **Sol (ácido y base, respec.)**
b) Justifique cuáles son las bases conjugadas de los ácidos HCN y C_6H_5COOH. **Sol (CN^- y $C6H5COO^-$)**
c) Sabiendo que a 25ºC, las K_a del C_6H_5COOH y del HCN tienen un valor de 6,4·10^{-5} y 4,9·10^{-10}, respectivamente, ¿qué base conjugada será más fuerte? Justifique la respuesta. **Sol (CN- es más fuerte)**

3.- El agua fuerte es una disolución acuosa que contiene un 25% en masa de HCl y tiene una densidad de 1,09 g·mL^{-1}. Se diluyen 25 mL de agua fuerte añadiendo agua hasta un volumen final de 250 mL.
a) Calcule el pH de la disolución diluida**. Sol (pH=0,13).**
b) ¿Qué volumen de una disolución que contiene 37 g·L^{-1} de $Ca(OH)_2$ será necesario para neutralizar 20 mL de la disolución diluida de HCl? **Sol (V=15 mL).**
Datos: Masas atómicas Ca=40; Cl=35,5; O=16; H=1.

4.- El ácido láctico ($CH_3CHOHCOOH$) tiene un valor de Ka=1,38·10^{-4}, a 25ºC. Calcule:
a) Los gramos de dicho ácido necesarios para preparar 500 mL de disolución de pH=3. **Sol (m=0,37 g).**
b) El grado de disociación del ácido láctico y las concentraciones de todas las especies en el equilibrio de la disolución anterior. **Sol (α=0,12, [$CH_3CHOHCOOH$]=7,25·10^{-3}M, [$R\text{-}COO^-$]=[H_3O^+]=10^{-3}M).**
Datos: Masas atómicas O=16; C=12; H=1.

5.- Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
a) A igual molaridad, cuanto menor es la K_a de un ácido menor es el pH de sus disoluciones. **Sol (Falso).**
b) Al añadir agua a una disolución de un ácido fuerte su pH disminuye. **Sol (Falso).**
c) En las disoluciones básicas el pOH es menor que el pH. **Sol (Verdadero).**

6.- El amoniaco comercial es un producto de limpieza que contiene un 28% en masa de amoniaco y una densidad de 0,90 g·mL^{-1}. Calcule:
a) El pH de la disolución de amoniaco comercial y las concentraciones de todas las especies en el equilibrio. **Sol (pH=12,2, [NH_3]=14,81M, [OH^-]=[NH_4^+]=0,016M).**
b) El volumen de amoniaco comercial necesario para preparar 100 mL de una disolución acuosa cuyo pH sea 11,5. **Sol (V=3.83 mL).**
Datos: Kb=1,77·10^{-5} , a 25ºC. Masas atómicas N=14; H=1.

7.- Explique mediante las reacciones correspondientes el pH que tendrán las disoluciones acuosas de las siguientes especies químicas.
a) $NaNO_3$ **Sol (pH=7).**
b) CH_3COONa **Sol (pH>7).**

QUÍMICA 2º - JT

c) NH_4Cl **Sol (pH<7).**
8.- El ácido benzoico (C_6H_5COOH) se utiliza como conservante de alimentos ya que inhibe el desarrollo microbiano cuando el pH de la disolución empleada tenga un pH inferior a 5.
a) Determine si una disolución acuosa de ácido benzoico de concentración 6,1 $g \cdot L^{-1}$ se podría usar como conservante líquido. **Sol (pH=2,76<5, se puede usar).**
b) Calcule los gramos de ácido benzoico necesarios para preparar 5 L de disolución acuosa de pH=5. **Sol ($m=7.05 \cdot 10^{-3}$ g).**
Datos: $K_a=6,4 \cdot 10^{-5}$, a 25ºC. Masas atómicas: O=16; C=12; H=1.

9.- Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas aplicadas a una disolución acuosa 1 M de un ácido débil monoprótico ($K_a=1,0 \cdot 10^{-5}$, a 25°C):
a) Su pOH será menor que 7. **Sol (Falso).**
b) El grado de disociación aumenta si se diluye la disolución**. Sol (Verdadero).**
c) El pH disminuye si se diluye la disolución**. Sol (Falso).**

10.- 250 mL de una disolución acuosa contiene 3 g de ácido acético (CH_3COOH). Calcule:
a) La concentración molar y el pH de la disolución a 25ºC. **Sol (pH=2,72, $[CH_3COOH]=0,198M$, $[CH_3\text{-}COO^-]=[H_3O^+]=1,5 \cdot 10^{-3}M$).**
b) El grado de disociación del ácido acético y el pH si se diluye la disolución anterior con agua hasta un volumen de 1 L. **Sol (α=0,0188, pH=3,03).**
Datos: a 25ºC. Masas atómicas O=16; C=12; H=1. $K_a=1,8 \cdot 10^{-5}$.

PROBLEMAS DE PAU 2016 (también algunos anteriores).

1.- Complete las siguientes reacciones ácido-base e identifique los correspondientes pares ácido-base conjugados:
a) HSO_4^-(aq) + CO_3^{2-} (aq) ⇌ …**SO_4^{2-}**……+……**HCO_3^-**……..
b) CO_3^{2-} (aq) + H_2O (l) ⇌ **HCO_3^-**…….…… + … **OH^-** ……..
c) **….CN^-.**……..+ …**H_2O**…… ⇌ HCN (aq) + OH^- (aq). **Soluciones (en negrita).**

2.- Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1,05 g/mL a 20ºC, y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcule:
a) La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución. **Sol (Xs=0,019; Xd=0,981).**
b) ¿Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar 500 mL de disolución 0,5 M del citado ácido? **Sol (V=250 mL).**
Datos: Masas atómicas H=1; O=16; S= 32.

3.- **a)** Calcule los gramos de ácido cloroso, $HClO_2$ (K_a=0,011) que se necesitan para preparar 100 mL de disolución de pH = 2. **Sol (m=0,13 g).**
b) Calcule el grado de disociación del ácido cloroso en dicha disolución. **Sol (α=0,526).**
Datos: Masas atómicas H=1; Cl=35,5; O=16.

4.- La constante de acidez del ácido hipocloroso (HClO) es $KA=3,0 \cdot 10^{-8}$.
a) Escriba la reacción química del agua con el ácido hipocloroso (HClO) y la expresión de su constante de acidez. **Sol ($HClO + H_2O \rightleftharpoons ClO^- + H_3O^+$, $K_a \frac{[ClO^-][H_3O^+]}{[HClO]}$).**
b) Escriba la reacción química del agua con la base conjugada del ácido HClO y la expresión de su constante de basicidad. **Sol ($ClO^- + H_2O \rightleftharpoons HClO + OH^-$, $K_a \frac{[HClO][OH^-]}{[ClO^-]}$).**

QUÍMICA 2º - IES

c) Calcule la constante de basicidad de la base anterior. **Sol ($K_b=3,33\cdot10^{-7}$).**

5.- Justifique el valor del pH de una disolución 0,01 M de:
a) Hidróxido de sodio. **Sol (pH=12).**
b) Ácido sulfúrico. **Sol (pH=1,7).**
c) Nitrato de sodio. **Sol (pH=7).**

6.- El HF en disolución acuosa 0,1 M se disocia en un 10%. Calcule:
a) El pH de esta disolución. **Sol (pH=2).**
b) El valor de la constante de disociación, K_b, de la base conjugada de ese ácido.
Sol ($K_b=9\cdot10^{-12}$).

7.- El ácido metanoico, HCOOH, es un ácido débil.
a) Escriba su equilibrio de disociación acuosa. **Sol ($HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$).**
b) Escriba la expresión de su constante de acidez K_a. **Sol ($K_a = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]}$).**
c) ¿Podría una disolución acuosa de ácido metanoico tener un pH de 8? Justifique la respuesta.
Sol (No, es un ácido, pH<7).

8.- Se dispone de una disolución acuosa de NaOH 0,8 M. Calcule:
a) La concentración y el pH de la disolución resultante de mezclar 20 mL de esta disolución con 80 mL de otra disolución 0,5 M de la misma sustancia, suponiendo que los volúmenes son aditivos. **Sol (pH=13,75, [NaOH]=0,56M).**
b) El volumen de la disolución de NaOH 0,8 M necesario para neutralizar 100 mL de HNO_3 0,25 M. **Sol (V=31,25 mL).**

9.- Explique, mediante las reacciones correspondientes, el pH que tendrán las disoluciones acuosas de las siguientes especies químicas:
a) NH_3. **Sol (Básico).**
b) Na_2CO_3. **Sol (Básico).**
c) NH_4Cl. **Sol (Ácido).**

10.- **a)** Escriba la reacción de neutralización entre el hidróxido de calcio y el ácido clorhídrico. **Sol ($Ca(OH)_2 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + 2\ H_2O$).**
b) ¿Qué volumen de una disolución 0,2 M de hidróxido de calcio se necesitará para neutralizar 50 mL de una disolución 0,1 M de ácido clorhídrico? **Sol (V=12,5 mL).**
c) Describa el procedimiento e indique el material necesario para efectuar la valoración anterior.
Sol (Ver teoría).

11.- **a)** Se desea preparar 1 L de una disolución de ácido nítrico 0,2 M a partir de un ácido nítrico comercial de densidad 1,5 g/mL y 33,6% de riqueza en peso. ¿Qué volumen de ácido nítrico comercial se necesitará? **Sol (V=25 mL).**
b) Si 40 mL de esta disolución de ácido nítrico 0,2 M se emplean para neutralizar 20 mL de una disolución de hidróxido de calcio, escriba y ajuste la reacción y determine la molaridad de esta disolución. **Sol ($Ca(OH)_2 + 2\ HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2\ H_2O$), $[Ca(OH)_2]=0,2M$).**
Datos: Masas atómicas H=1; N=14; O=16.

QUÍMICA 2º - JFL

TEMA 6. REACCIONES REDOX.

6.1 CONCEPTO DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN.

Desde el punto de vista clásico, la oxidación es la combinación de una sustancia con oxígeno.

$Mg + ½ O_2 \rightarrow MgO$

Posteriormente se vió que había muchas reacciones en las cuales pasaba algo parecido:

$Mg^{2+} + 2 Cl^- \rightarrow MgCl_2$., con lo cual el magnesio reaccionaba de la misma forma que con el oxígeno, perdiendo dos electrones.

Se extendió el concepto de oxidación a la pérdida de electrones y reducción a la ganancia de electrones. De esta forma ambos procesos van unidos en una reacción química, se habla de reacciones de oxidación-reducción y de pares redox.

6.2. NÚMERO DE OXIDACIÓN.

Es el número que indica los electrones ganados o perdidos en una reacción redox. Es la carga eléctrica formal que se asigna a un átomo en un compuesto, pero no es real, siendo cero para cualquier molécula neutra y la carga del ión para un anión o un catión. Para el resto de compuestos se siguen las reglas usuales, para los alcalinos es 1, para los alcalinotérreos es 2, para el oxígeno es -2 (excepto en los peróxidos, -1), en el hidrógeno es 1 (excepto en los hidruros metálicos que es -1) y en los haluros es -1 (usualmente).

A partir de este concepto un elemento se oxida cuando aumenta su número de oxidación y se reduce cuando disminuye el mismo.

6.3. OXIDANTES Y REDUCTORES. PARES REDOX.

Un oxidante es una sustancia que oxida a otra llamada reductor, porque siempre aparecen por pares redox. En las reacciones $Mg^{2+} + 2 Cl^- \rightarrow MgCl_2$., el magnesio se oxida a través de un oxidante, el cloro, por tanto, el magnesio es el reductor. Veamos un caso concreto, dada la siguiente reacción:

$FeCl_2 + Zn \rightarrow ZnCl_2 + Fe$.

El dicloruro de hierro actúa como oxidante 1, el cinc como reductor 2, el dicloruro de cinc como oxidante 2 y el hierro como reductor 1, similar a lo que ocurre con los pares ácido-base. Veamos las dos semiecuaciones:

$Fe^{2+} \rightarrow Fe$, vemos que el número de oxidación del hierro pasa de 2 a 0, por tanto es la semiecuación de reducción, el ión hierro es el oxidante.

$Zn \rightarrow Zn^{2+}$, el cinc aumenta de 0 a 2, es la semiecuación de oxidación, y el cinc es el reductor.

6*.4. AJUSTE DE ECUACIONES-REDOX.*

A veces el ajuste de una ecuación redox es complicado, por tener muchos compuestos. Por ello se usan unos métodos específicos de ajuste: el del número de oxidación y el del ión-electrón. Veremos ambos métodos con un ejemplo:

$Zn + KNO_3 + H_2SO_4 \text{----------}\rightarrow ZnSO_4 + (NH_4)_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

Por el número de oxidación:

Colocamos los números de oxidación encima de cada elemento.

Localizamos las ecuaciones de oxidación y de reducción, el nitrógeno pasa de +5 a -3 y el cinc pasa de 0 a +2, luego la ecuación de oxidación es la del cinc y la de reducción es la del nitrógeno. En este caso la ecuación de oxidación sería: Zn (0) ----------Zn(+2), aumenta en 2, la de reducción

QUÍMICA 2º - JFL

sería: N (+5) ----------N(-3), disminuye en 8. Multiplicamos ambas por esos números y obtenemos el balance de la ecuación.
El resto del ajuste hay que hacerlo por tanteo, con lo cual nos queda:
$8\ Zn + 2KNO_3 + 10H_2SO_4 \longrightarrow 8ZnSO_4 + (NH_4)_2SO_4 + K_2SO_4 + 6H_2O$

Por el **método del ión electrón**, en **medio ácido**:

Se localizan las semirreacciones: $Zn \longrightarrow Zn^{+2}$.

$$NO_3^- \rightarrow NH_4^+$$

Se hace un ajuste de materia, en medio ácido se suma H^+ y en medio básico OH^-, y en el otro miembro se suma agua, así:

$Zn \rightarrow Zn^{+2}$

$NO_3^- + 10H^+ \rightarrow NH_4^+ + 3H_2O$, se empieza con el oxígeno, se ajusta la carga:

$Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e^-$

$NO_3^- + 10H^+ + 8e^- \rightarrow NH_4^+ + 3H_2O$

Ahora, se igualan las cargas en ambas, multiplicando la primera por 4 y después se suman:

$4Zn \rightarrow 4Zn^{+2} + 8e^-$

$NO_3^- + 10H^+ + 8e^- \rightarrow NH_4^+ + 3H_2O$, ahora se suman:

$$4Zn + NO_3^- + 10H^+ \rightarrow 4Zn^{+2} + NH_4^+ + 3H_2O$$

Quedando la reacción ajustada:
$8\ Zn + 2KNO_3 + 10H_2SO_4 \longrightarrow 8ZnSO_4 + (NH_4)_2SO_4 + K_2SO_4 + 6H_2O$
Por el método del ión-electrón, en **medio básico** es el siguiente:
$KClO_3$ + $Cr(OH)_3$ + KOH → KCl + K_2CrO_4 + H_2O.

Se localizan las semirreacciones: ClO_3^- ----------→ Cl^-., reducción, el cloro pasa de 5 a -1.
Cr^{3+} ----------→ CrO_4^{2-}, oxidación el cromo pasa de 3 a 6.
Se hace un ajuste de materia: ClO_3^- + 6 H^+ ----------→ Cl^- + 3 H_2O.
Cr^{3+} + 4H_2O ----------→ CrO_4^{2-} + 8 H^+.
Ahora ajustamos la carga:
ClO_3^- + 6 H^+ + 6 e^- ----------→ Cl^- + 3 H_2O.
Cr^{3+} + 4H_2O ----------→ CrO_4^{2-} + 8 H^+ + 3 e^-. Después ponemos los mismos electrones en ambas:
ClO_3^- + 6 H^+ + 6 e^- ----------→ Cl^- + 3 H_2O.
2Cr^{3+} + 8 H_2O ----------→ 2 CrO_4^{2-} + 16 H^+ + 6 e^-.

Hasta aquí todo se hace como en medio ácido, ahora sumamos OH^-, donde existan H^+, para quitarlos y obtener agua y medio básico, ya que $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$.
ClO_3^- + 6 H_2O ----------→ Cl^- + 3 H_2O + 6 OH^-.
2 Cr^{3+} + 8 H_2O + 16 OH^- ----------→ 2 CrO_4^{2-} + 16 H_2O. Ahora simplificamos y sumamos:
ClO_3^- + 2 Cr^{3+} + 10 OH^- ----------→ Cl^- + 2 CrO_4^{2-} + 5 H_2O.
Repartimos los OH- entre el hidróxido de cromo y la base, hidróxido de potasio:
Quedando la reacción ajustada:
$KClO_3$ + 2 $Cr(OH)_3$ + 4 KOH → KCl + 2 K_2CrO_4 + 5 H_2O.

QUÍMICA 2º - JFL

6.5. ELECTRODOS Y PILAS.

Cuando una lámina de cinc metálico se sumerge en una disolución de sulfato de cobre (II), se observa que el cinc se va volviendo azul. Ha tenido lugar una reacción redox: $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \dashrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$.

Además el cinc sólido ha actuado como electrolito, porque ha ido soltando iones de cinc positivos y se ha ido acumulando carga negativa, electrones, en el metal, puede observarse en la imagen de la derecha.

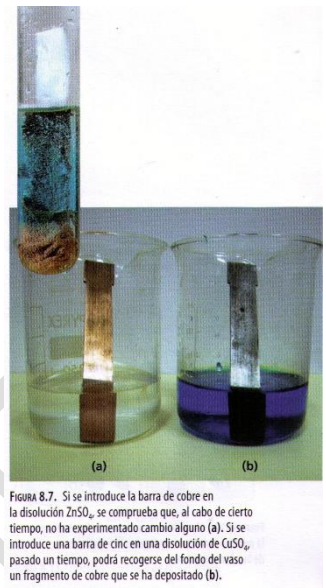


FIGURA 8.7. Si se introduce la barra de cobre en la disolución $ZnSO_4$, se comprueba que, al cabo de cierto tiempo, no ha experimentado cambio alguno (a). Si se introduce una barra de cinc en una disolución de $CuSO_4$, pasado un tiempo, podrá recogerse del fondo del vaso un fragmento de cobre que se ha depositado (b).

¿Cómo podríamos generar una corriente de electrones? Habría que cerrar el circuito, obteniendo una fem hasta que se terminasen los reactivos. Hace falta tener dos disoluciones para completar el circuito, volviendo a nuestro ejemplo, necesitamos aislar las dos semirreacciones redox:

$Zn(s) \dashrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$.

$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \dashrightarrow Cu(s)$.

Ambas disoluciones tienen que estar conectadas por un tabique poroso que permita la difusión de iones de una a otra, igualando la carga neta de ambas y evitando el equilibrio químico.

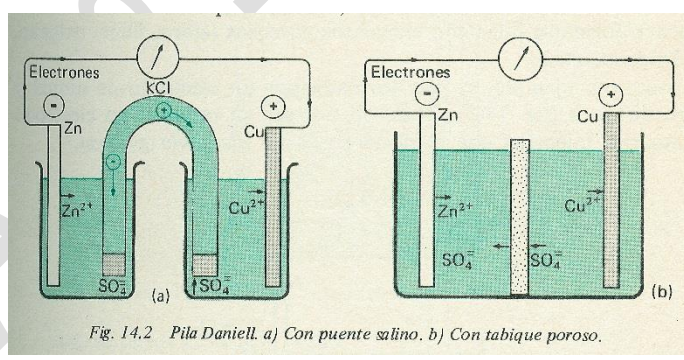


Fig. 14.2 Pila Daniell. a) Con puente salino. b) Con tabique poroso.

La pila estaría formada por una disolución de sulfato de cobre (II), con un electrodo de cobre y otra disolución de sulfato de cinc (II) con un electrodo de cinc, unidas por un puente salino, una disolución de KCl, taponada con un algodón dentro de un tubo en U. Al oxidarse el cinc y pasar a la disolución, el vaso que contiene sulfato de cinc (II) tendría exceso de carga positiva y el otro vaso exceso de carga negativa, lo cual impediría que la reacción prosiguiera, a menos que los iones sulfato pasen de un vaso a otro, impidiendo el equibrio.

El polo positivo de la pila es el formado por los iones Cu^{2+}/Cu, donde se efectúa la reducción (cátodo), y el polo negativo el formado por los iones Zn^{2+}/Zn, donde se hace la oxidación (ánodo).

Experimentalmente se comprueba que la fem depende de la concentración y de la temperatura, por ello se toma como referencia 1M y 25ºC, condiciones estándar y se toma como referencia el electrodo de hidrógeno, al que se le asigna fem 0 a 1 atm. de presión. Realmente lo que se hace es medir la diferencia de potencial entre los electrodos con un voltímetro en esas condiciones, partiendo de la referencia del hidrógeno.

En el ánodo, polo negativo y oxidación. Los aniones van al ánodo y los cationes al cátodo, a través del tabique poroso.

QUÍMICA 2º BACH

En el laboratorio es muy difícil preparar un electrodo de hidrógeno, se recurre a uno comercial, el de calomelanos que tiene +0'28 v respecto al de hidrógeno. Con dos electrodos cualesquiera se puede formar una pila, para ello existen tablas como la de la derecha.

El par de mayor potencial de reducción será el que se reduzca de forma espontánea, con lo cual $\Delta G < 0$.

Si las concentraciones de las especies no son 1M, se aplica la ecuación de Nerst:

$\varepsilon = \varepsilon^0 - \frac{0'059}{n}\log j$, donde n es el número de electrones transferidos entre una especie y otra y j es como una constante de equilibrio, pero engloba concentraciones o presiones en cualquier momento de la reacción, en el equilibrio J=K.

Conocido el potencial de los dos pares, $\varepsilon(pila) = \varepsilon^0(catodo,+) - \varepsilon^0(anodo,-)$

Aplicando la ecuación de Nerst a la pila estudiada, obtenemos:

$\varepsilon = \varepsilon^0 - \frac{0'059}{n}\log\frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$, la pila se representa con la simbología,

Zn (s) | Zn^{2+} (aq) || Cu^{2+} (aq)|Cu (s), en la reacción: Zn + Cu^{2+} ---→Zn^{2+} + Cu

ÁNODO CÁTODO

La reacción será espontánea mientras ε>0 (E^0>0), cuando se alcanza el 0, la pila se termina y se llega al equilibrio químico, con lo cual, $\varepsilon = \varepsilon^0 - \frac{0'059}{n}\log K_e = 0$.

También existe una relación entre G y ε, $\Delta G^0 = -nF\varepsilon^0$(pila), F =96500 C.

Poder oxidante

Reacción de electrodo	ε^0 (V)
$F_2 + 2\,e^- \longrightarrow 2\,F^-$	2,87
$H_2O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^- \longrightarrow 2\,H_2O$	1,77
$MnO_4^- + 4\,H^+ + 3\,e^- \longrightarrow MnO_2 + 2\,H_2O$	1,69
$2\,BrO_3^- + 12\,H^+ + 10\,e^- \longrightarrow Br_2 + 6\,H_2O$	1,52
$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O$	1,51
$Au^{3+} + 3\,e^- \longrightarrow Au$	1,50
$Cl_2 + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Cl^-$	1,359
$Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ + 6\,e^- \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O$	1,33
$Tl^{3+} + 2\,e^- \longrightarrow Tl^+$	1,28
$MnO_2 + 4\,H^+ + 2\,e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 2\,H_2O$	1,23
$O_2 + 4\,H^+ + 4\,e^- \longrightarrow 2\,H_2O$	1,229
$2\,IO_3^- + 12\,H^+ + 10\,e^- \longrightarrow I_2 + 6\,H_2O$	1,19
$Br_2 + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Br^-$	1,087
$2\,Hg^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Hg_2^{2+}$	0,907
$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$	0,7994
$Hg_2^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Hg$	0,792
$Fe^{3+} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}$	0,771
$MnO_4^- + e^- \longrightarrow MnO_4^{2-}$	0,56
$H_3AsO_4 + 2\,H^+ + 2\,e^- \longrightarrow HAsO_2 + 2\,H_2O$	0,559
$I_2\,(s) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,I^-$	0,5345
$I_3^- + 2\,e^- \longrightarrow 3\,I^-$	0,5355
$Fe(CN)_6^{3-} + e^- \longrightarrow Fe(CN)_6^{4-}$	0,356
$Cu^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cu$	0,346
$PbO_2 + H_2O + 2\,e^- \longrightarrow PbO + 2\,OH^-$	0,28
$Hg_2Cl_2 + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Hg + 2\,Cl^-$	0,2680
$HAsO_2 + 3\,H^+ + 3\,e^- \longrightarrow As + 2\,H_2O$	0,248
$AgCl + e^- \longrightarrow Ag + Cl^-$	0,2224
$SbO^+ + 2\,H^+ + 3\,e^- \longrightarrow Sb + H_2O$	0,212
$Cu^+ + e^- \longrightarrow Cu$	0,170
$Hg_2Br_2 + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Hg + 2\,Br^-$	0,1392
$AgBr + e^- \longrightarrow Ag + Br^-$	0,071
$2\,H^+ + 2\,e^- \longrightarrow H_2$	0,000
$Hg_2I_2 + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Hg + 2\,I^-$	−0,040
$Pb^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Pb$	−0,126
$AgI + e^- \longrightarrow Ag + I^-$	−0,152
$Sn^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Sn$	−0,140
$Ni^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Ni$	−0,23
$Co^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Co$	−0,28
$Ti^+ + e^- \longrightarrow Ti$	−0,336
$In^{3+} + 3\,e^- \longrightarrow In$	−0,340
$PbSO_4 + 2\,e^- \longrightarrow Pb + SO_4^{2-}$	−0,3563
$Ti^{3+} + e^- \longrightarrow Ti^{2+}$	−0,37
$Cd^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cd$	−0,402
$Cr^{3+} + e^- \longrightarrow Cr^{2+}$	−0,41
$Fe^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Fe$	−0,440
$S + 2\,e^- \longrightarrow S^{2-}$	−0,48
$Cr^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cr$	−0,56
$Zn^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Zn$	−0,7628
$Mn^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Mn$	−1,18
$Mg^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Mg$	−2,37
$Na^+ + e^- \longrightarrow Na$	−2,713
$Ca^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Ca$	−2,87
$Ba^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Ba$	−2,90
$K^+ + e^- \longrightarrow K$	−2,925
$Li^+ + e^- \longrightarrow Li$	−3,02

Poder reductor

QUÍMICA

6.6. ELECTRÓLISIS.

En una pila se usa una reacción redox espontánea, también se puede hacer el proceso inverso, suministrar energía a los electrodos, a eso se le llama electrólisis.

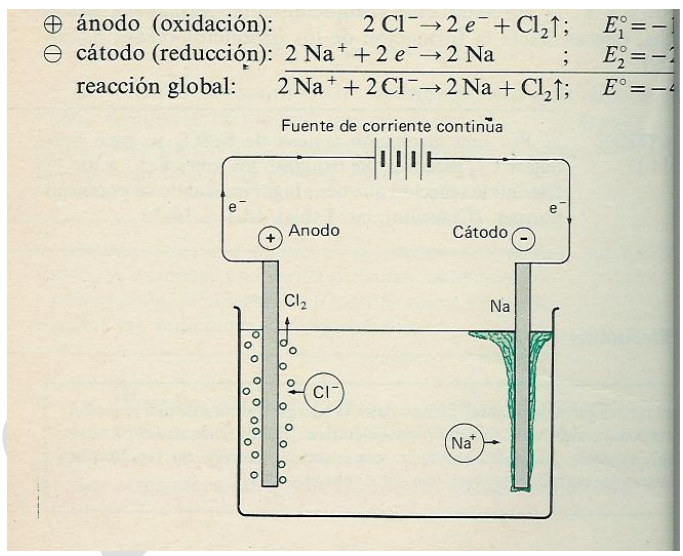
El proceso sería el siguiente, cogemos una sal y la fundimos, como por ejemplo el NaCl (800 ºC), quedan sueltos los iones de la misma, metemos dos electrodos en la sal, dos metales cualesquiera, y aplicamos una corriente a los mismos, cerrándose el circuito a través de la disolución. Observamos que en el electrodo positivo (ánodo, ahora se llaman al revés) se desprende cloro y en el electrodo negativo (cátodo) se va acumulando sodio metálico puro, que flota sobre el NaCl fundido.

Ha ocurrido lo siguiente:

Mediante una ecuación redox no espontánea, como indica el signo negativo, hemos obtenido sodio y cloro neutros.

Hay que aplicar una diferencia de potencial superior a 4'07 voltios, mediante corriente continua.

El proceso es similar en disolución, pero además se puede desprender oxígeno e hidrógeno, procedentes del agua.



La electrólisis es la producción de una reacción redox no espontánea mediante el paso de la corriente eléctrica a través del electrólito.

Existe una relación entre la cantidad de electricidad que pasa y la cantidad de productos acumulados en los electrodos, se denominan leyes de Faraday:

1.- La masa liberada es proporcional a la cantidad de electricidad, m=KI.

2.- Las masas de diferentes sustancias liberadas por la misma cantidad de electricidad son proporcionales a los pesos equivalentes de oxidación-reducción.

A la cantidad de electricidad necesaria para liberar un equivalente se le ha llamado constante de Faraday, F=96500 C. Las dos leyes se resumen en:

$m = \dfrac{E_q I t}{96500}$, donde m es la masa (en gramos), E es el equivalente-gramo, I es la intensidad de la corriente y t es el tiempo que ha estado aplicada la misma.

$F = N_A \cdot e = 6'022 \cdot 10^{23} \cdot 1'6 \cdot 10^{-19}$ C= 96352 C, que se redondea hasta 96500 C.

QUÍMICA

6.7. ELECTRÓLISIS DEL AGUA.

La electrolisis del agua es la descomposición del agua por acción de una corriente, para que ello suceda es necesaria una fem de 1,23 V y además tener una pequeña cantidad de electrolito (algo que se disocie, sal, ácido o una base).

La semirreacción de oxidación (ánodo, +) es:

$2\ H_2O\ (l) \rightarrow O_2\ (g) + 4\ H^+\ (aq) + 4\ e^-$ $\quad E^0$=-1,23 V.

La semirreacción de reducción (cátodo, -) es:

$4\ H^+\ (aq) + 4\ e^- \rightarrow 2\ H_2\ (g)$ $\quad E^0$=0,00 V.

Con lo cual la reacción global es:

$2\ H_2O\ (l) \rightarrow 2\ H_2\ (g) + O_2\ (g)$ $\quad E^0$=-1,23 V.

6.8. ELECTRÓLISIS DE UNA SAL.

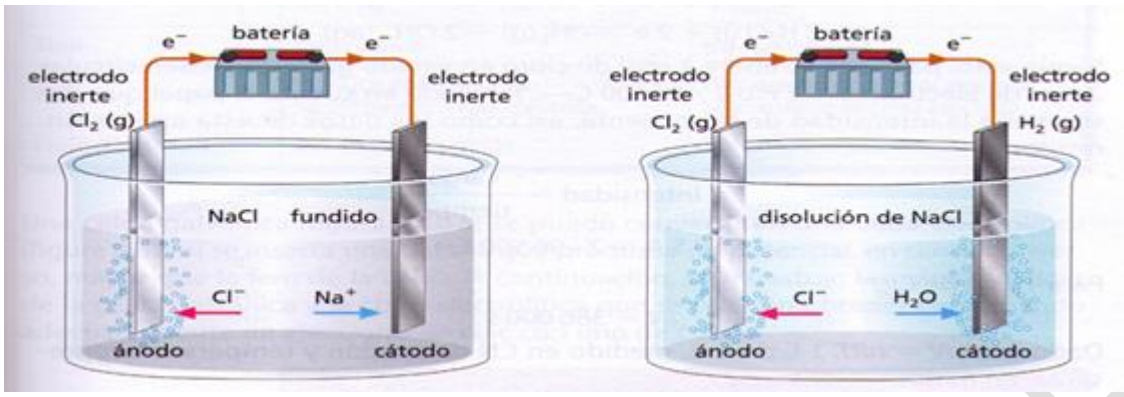
Los compuestos iónicos sólo conducen fundidos o en disolución acuosa, con lo cual podemos forzar reacciones químicas haciendo pasar una corriente en ambos casos. Veamos un ejemplo con el NaCl:

Electrolisis fundida		**E^0**
Oxidación, ánodo (+)	$2\ Cl^- \rightarrow Cl_2\ (g) + 2\ e^-$	-1,36 V
Reducción, cátodo (-)	$2\ Na^+\ (l) + 2\ e^- \rightarrow 2\ Na\ (l)$	-2,7 V
Global	$2\ NaCl(l) \rightarrow 2\ Na\ (l) + Cl_2\ (g)$	-4,07 V

Electrolisis en disolución acuosa		**E^0**
Oxidación, ánodo (+)	$2\ Cl^- \rightarrow Cl_2\ (g) + 2\ e^-$	-1,36 V
Reducción, cátodo (-)	$2\ H_2O\ (l) + 2\ e^- \rightarrow H_2\ (g) + 2\ OH^-\ (aq)$	-0,83 V
Global	$2\ H_2O\ (l) + 2\ Cl^-\ (aq) \rightarrow Cl_2\ (g) + H_2\ (g) + 2\ OH^-\ (aq)$	-2,19 V

QUÍMICA

La electrolisis del agua es más favorable, por ello será la que ocurra, aunque no de forma espontánea, pues, $\Delta G>0$.



PROBLEMAS DE PAU 2025

1. PROTECCIÓN CONTRA LA CORROSIÓN.

El deterioro como consecuencia de la oxidación es un gran problema económico para industrias que usan estructuras de hierro o acero, sobre todo si se encuentran en ambientes húmedos o directamente en contacto con el agua, como plataformas sumergidas en el mar, tuberías subterráneas o cascos de barcos. En estos casos, la oxidación para formar **óxido de hierro(III)** es muy rápida y supondría grandes inversiones económicas tener que sustituir frecuentemente las partes oxidadas.

Una solución para evitar la oxidación del hierro y del acero es incorporar a la estructura piezas de otros metales que pueden formar con el hierro una pila galvánica en la que éste sea el cátodo y el otro metal funcione como ánodo. A este método de protección se le llama protección catódica y a las piezas metálicas usadas para ello se les llama ánodos de sacrificio.

Electrodo	E^0(V)
Ag^+/Ag	+0,80
Cu^{2+}/Cu	+0,34
Fe^{3+}/Fe	-0,04
Zn^{2+}/Zn	-0,76
Al^{3+}/Al	-1,67
Mg^{2+}/Mg	-2,38

Uno de los metales más usados como ánodo de sacrificio es el magnesio, que puede obtenerse del agua del mar, donde se encuentra disuelto en forma de **$MgCl_2$** y de sulfato de magnesio. Una vez separado, el $MgCl_2$ sólido, se procede a su electrolisis en estado fundido obteniéndose magnesio y cloro gaseoso.

En la corteza terrestre también está presente el magnesio en forma de **$MgCO_3$** ($Ks=3,5\cdot10^{-8}$), compuesto insoluble, al igual que otras especies de este metal como el **fosfato de magnesio** cuya Ks=1,04·10-24, el MgF_2 ($Ks=5,16\cdot10^{-11}$) o el $Mg(OH)_2$ ($Ks=5,61\cdot10^{-12}$).

a) Justifique cuál de los metales puede usarse como ánodo de sacrificio (0,5 puntos)
Para tener una pila necesitamos que $E^0>0$, ya que para que la reacción sea espontánea $\Delta G=-nFE^0<0$, donde n es el número de moles de electrones, positivo y F=96500 C, constante de Faraday. Necesitamos una reacción de oxidación, correspondiente a distintos ánodos, pues el cátodo ha de ser el hierro. Tienen que tener potencial positivo, puesto que el potencial del hierro como ánodo es negativo, reducción. Esa condición sólo la cumplen el zinc, aluminio y magnesio como ánodos. Por ejemplo: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$ $E^0=2,38$ V.

b) Calcule la intensidad de corriente necesaria para obtener una producción diaria de 10 kg de magnesio metálico por electrolisis de $MgCl_2$ fundido, escribiendo la reacción correspondiente. Datos: F=96500 $C\cdot mol^{-1}$, Mg=24,3. (0,5 puntos)
En este caso, : $Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$, para conseguir un mol de magnesio necesitamos 2 moles de electrones.
Según las dos leyes de Faraday: $m = \frac{Me\cdot I\cdot t}{F}$, , con lo cual, 10000g =(24,3·I·24·3600)/(2·96500) g, de ahí: I=919,26 A.

c) A partir del equilibrio de solubilidad del $MgCO_3$, determine la masa de magnesio que hay disuelta en 25 L de disolución saturada de dicha sal. (1 punto).
El equilibrio de solubilidad es: $MgCO_3(s) \rightleftarrows Mg^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$. Con lo cual $Ks=s\cdot s=s^2$. Donde s es

la solubilidad molar de los iones magnesio y carbonato. Como tenemos $Ks=3,5\cdot10^{-8}=s^2$, $s=1,87\cdot10^{-4}$ M, eso serían los moles que hay en un litro de disolución saturada, lo pasamos a gramos y tenemos en cuenta que son 25 L. Con eso quedan 0,114 g, como solución.

d) Nombre o formule los cuatro compuestos que aparecen en negrita en el texto. (0,5 puntos).
El primero es Fe_2O_3, el segundo es Dicloruro de magnesio, el tercero carbonato de magnesio y el último es $Mg_3(PO_4)_2$.

PROBLEMAS DE PAU 2024

1. El Cl_2 es un gas corrosivo por lo que se sintetiza en el laboratorio a través de la siguiente reacción:
$KMnO_4(ac) + HCl(ac) \rightarrow KCl(ac) + MnCl_2(ac) + H_2O(l) + Cl_2(g)$
a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
b) Calcule el volumen de Cl_2 obtenido a 0 ºC y 1 atm de presión a partir de 30 mL de una disolución 0,5 M de $KMnO_4$ y 50 mL de una disolución 0,25 M de HCl.
Dato: $R= 0,082\ atm\cdot L\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1}$

2. El níquel metálico reacciona con ácido nítrico concentrado según la reacción:
$Ni + HNO_3 \rightarrow Ni(NO_3)_2 + NO + H_2O$
a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
b) Calcule la masa de níquel que podrá oxidarse con 1 mL de ácido nítrico comercial del 70% de riqueza en masa y densidad 1,42 $g\cdot mL^{-1}$.
Datos: Masas atómicas relativas: Ni= 58,7; N= 14; O= 16; H=1

3. El clorato de potasio reacciona con hidróxido de cromo(III) en medio básico:
$KClO_3 + Cr(OH)_3 + KOH \rightarrow KCl + K_2CrO_4$
a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
b) ¿Cuántos gramos de $Cr(OH)_3$ del 90% de riqueza se necesitan para reaccionar completamente con 50 mL de una disolución de $KClO_3$ 0,55 M?
Masas atómicas relativas: Cr= 52; O= 16; H= 1

4. Dada la pila: $Al(s)|Al^{3+}(ac)||Cu^{2+}(ac)|Cu(s)$
a) Justifique, escribiendo la semirreacción que tiene lugar en cada uno, cuál es el ánodo y cuál el cátodo.
b) Calcule el potencial estándar de la pila.
c) Razone qué ocurriría si se sustituyera el electrodo de aluminio por uno de plata.
Datos: $E^o(Al^{3+}/Al)= -1,66$ V; $E^o(Cu^{2+}/Cu)= 0,34$ V; $E^o(Ag^{+}/Ag)= 0,80$ V

5. El estaño reacciona con ácido nítrico y se forma dióxido de estaño, monóxido de nitrógeno y agua.
$Sn + HNO_3 \rightarrow SnO_2 + NO + H_2O$
a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
b) Se dispone de una aleación de estaño empleada para soldar componentes electrónicos. Para determinar su pureza se hacen reaccionar 50 g con ácido nítrico en exceso. Calcule el porcentaje de Sn en la aleación si en el proceso se obtienen 6,75 L de NO a 785 mmHg y 28 ºC.
Datos: Masa atómica relativa: Sn= 118,7; $R= 0,082\ atm\cdot L\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1}$

6. Para cada una de las reacciones siguientes justifique si se trata de reacciones redox o no. Indique, en su caso, el agente oxidante y el reductor.
a) $2KMnO_4 + 8H_2SO_4 + 5K_2C_2O_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 8H_2O + 10CO_2 + 6K_2SO_4$
b) $CaCO_3 + 2HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + CO_2 + H_2O$
c) $2NaBr + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + Br_2$

7. Basándose en las semirreacciones correspondientes, calcule:
a) El tiempo necesario para que todo el cobre contenido en 250 mL de una disolución acuosa 0,1 M de iones Cu^{2+} se deposite como cobre metálico, cuando se hace pasar una corriente eléctrica de 1,5 A.
b) La intensidad de corriente eléctrica que se debe hacer pasar a través de una disolución acuosa de iones Au^{3+}, si se quiere obtener 1 g de oro metálico en 30 minutos.
Datos: $F= 96500\ C\cdot mol^{-1}$. Masas atómicas relativas: Au= 197; Cu= 63,5

QUÍMICA 2º - JFL

8. Se construye una pila galvánica con un electrodo de cobre, un electrodo de plata, una disolución 1 M de $CuSO_4$ y una disolución 1 M de $AgNO_3$
a) Indique, razonadamente, cuál es el cátodo y cuál es el ánodo de la pila.
b) Escriba la notación de la pila y establezca cuál es el sentido de circulación de los electrones en la misma.
c) Determine el potencial estándar de la pila.
Datos: $E^o(Cu^{2+}/Cu)$= 0,34 V; $E^o(Ag^+/Ag)$= 0,80 V

9. En una cuba se electroliza $CaCl_2$ fundido. Basándose en las semirreacciones correspondientes, calcule:
a) Los gramos de calcio que se depositarán si se hace pasar por la cuba una corriente de 0,5 A durante 30 min.
b) El volumen de Cl_2(g), medido a 25 ºC y 740 mmHg, que se desprenderá.
Datos: Masas atómicas relativas: Ca= 40; Cl= 35,5; F= 96500 C·mol^{-1}; R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}

PROBLEMAS DE PAU 2023

1. Dados los siguientes potenciales de reducción: $E^o(H^+/H_2)$= 0 V; $E^o(Cu^{2+}/Cu)$= 0,34 V; $E^o(Pb^{2+}/Pb)$= −0,13 V y $E^o(Zn^{2+}/Zn)$= −0,76 V.
a) Explique, escribiendo las reacciones correspondientes, qué metal o metales producen desprendimiento de hidrógeno al ser tratados con un ácido.
b) Escriba las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo de la pila formada por los electrodos de Zn y Pb.
c) Escriba la notación de la pila formada por los electrodos del apartado b) y calcule su potencial.

2. En una celda electrolítica que contiene $CuCl_2$ fundido se hace pasar una cierta cantidad de corriente durante 2 horas, observándose que se deposita cobre metálico y se desprende dicloro. Basándose en las semirreacciones correspondientes:
a) Determine la intensidad de corriente necesaria para depositar 15,9 g de Cu.
b) Calcule el volumen de Cl_2 obtenido a 25 °C y 1 atm.
Datos: Masa atómica relativa: Cu= 63,5; F= 96500 C·mol^{-1}; R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}

3. El carbono reacciona con ácido nítrico concentrado produciéndose dióxido de carbono, dióxido de nitrógeno y agua.
$C + HNO_3 \rightarrow CO_2 + NO_2 + H_2O$
a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
b) Calcule el volumen de CO_2, medido a 25 ºC y 1 atm de presión, que se desprenderá cuando reaccione 1 kg de un carbón mineral de riqueza en C del 60 % con exceso de HNO_3
Datos: R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Masa atómica relativa: C= 12

4. Se desea construir una pila en la que el cátodo sea el electrodo Cu^{2+}/Cu. Para el ánodo se dispone de los electrodos: I_2/I^- y Al^{3+}/Al.
a) Razone cuál de los dos electrodos se podrá utilizar como ánodo.
b) Escriba e identifique las semirreacciones de oxidación y reducción.
c) Calcule el potencial de la pila.
Datos: $E^o(Cu^{2+}/Cu)$= 0,34 V; $E^o(Al^{3+}/Al)$= −1,67 V; $E^o(I_2/I^-)$= 0,54 V.

5. El permanganato de potasio reacciona con peróxido de hidrógeno en disolución de ácido sulfúrico dando lugar a sulfato de manganeso(II), agua, oxígeno y sulfato de potasio:
$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + H_2O + O_2 + K_2SO_4$
a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
b) Si se consumen 20 mL de una disolución 0,2 M de $KMnO_4$ para valorar 100 mL de H_2O_2 ¿cuál será la concentración del H_2O_2?

6. El dióxido de manganeso reacciona con clorato de potasio en medio básico para obtener permanganato de potasio, cloruro de potasio y agua.
$MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow KMnO_4 + KCl + H_2O$
a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
b) Calcule la riqueza en MnO_2 de una muestra si 1 g de ésta reacciona con 0,35 g de $KClO_3$
Datos: Masas atómicas relativas: O= 16; Cl= 35,5; K= 39,1; Mn= 55
7. Basándose en las semirreacciones correspondientes:
a) Calcule cuánto tiempo tardará en depositarse 1 g de Zn cuando se lleva a cabo la electrolisis de $ZnBr_2$ fundido, si la corriente es de 10 A.
b) Si se utiliza la misma intensidad de corriente en la electrolisis de una sal fundida de vanadio y se depositan 3,8 g de este metal en 1 hora, ¿cuál será la carga del ion vanadio en esta sal?
Datos: F= 96500 C·mol^{-1}; Masas atómicas relativas: V= 50,9; Zn= 65,4

QUÍMICA 2º - JFL

8. El dicromato de potasio reacciona con el yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico para dar sulfato de sodio, sulfato de cromo(III), sulfato de potasio, diyodo y agua:
$K_2Cr_2O_7 + NaI + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + I_2 + H_2O$
a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
b) Si 30 mL de una disolución de NaI reaccionan con 60 mL de una disolución que contiene 49 g de $K_2Cr_2O_7$ ¿cuál será la molaridad de la disolución de NaI?
Datos: Masas atómicas relativas: K= 39,1; Cr= 52; O= 16

PROBLEMAS DE PAU 2022

1. El hierro reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción:
$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + H_2O$$
a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
b) Si una muestra de 1,25 g de hierro impuro ha consumido 85 mL de disolución 0,5 M de H_2SO_4, calcule su riqueza en hierro.
Dato: Masa atómica relativa: Fe= 55,8

2. Para la siguiente reacción: $KClO_3 + FeCl_2 + HCl \rightarrow FeCl_3 + KCl + H_2O$
a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
b) Calcule la concentración en gramos por litro de una disolución de $FeCl_2$, sabiendo que 50 mL de la misma han reaccionado con 15 mL de una disolución 0,25 M de $KClO_3$.
Datos: Masas atómicas relativas: Fe= 55,8; Cl= 35,5

3. Utilizando los siguientes potenciales estándar de reducción:
$E^o(Cu^{2+}/Cu) = 0,34$ V; $E^o(Mg^{2+}/Mg) = -2,37$ V y $E^o(Ni^{2+}/Ni) = -0,25$ V.
a) Explique si se producirá de forma espontánea la reacción: $Mg^{2+} + Cu \rightarrow Mg + Cu^{2+}$
b) Calcule el potencial estándar de la pila formada con los electrodos de cobre y níquel.
c) Justifique cuál de los tres cationes Cu^{2+}, Ni^{2+} y Mg^{2+} es más oxidante.

4. Mediante la electrolisis de sales fundidas se pueden obtener metales puros.
a) Escriba la semireacción que tiene lugar en el cátodo y calcule la carga eléctrica necesaria para depositar 25 g de Ni a partir de $NiSO_4$ fundido.
b) Determine la masa atómica del Cu si, al hacer pasar una corriente de 10 A durante 45 minutos a través de $CuSO_4$ fundido, se depositan 8,89 g de Cu.
Datos: F= 96500 $C \cdot mol^{-1}$; Masa atómica relativa: Ni= 58,7

2. La notación correspondiente a la pila Daniell es: $Zn(s)|Zn^{2+}(aq, 1\ M)\ ||Cu^{2+}(aq, 1\ M)\ |Cu(s)$,
$\Delta E^o = 1,10$ V
a) Escriba la semirreacción que ocurre en el ánodo.
b) Sabiendo que el potencial estándar de reducción del electrodo Cu^{2+}/Cu es 0,34 V, determine el potencial estándar de reducción del electrodo Zn^{2+}/Zn.
c) Razone si al cambiar el electrodo de cinc por uno de plomo aumenta o disminuye el potencial de la pila.
Dato: $E^o(Pb^{2+}/Pb) = -0,13$ V

5. Se dispone de una celda electrolítica que contiene $CaCl_2$ fundido. Si se hace pasar una corriente de 0,452 amperios durante 1,5 horas, calcule:
a) La cantidad, en gramos, de Ca que se depositará en el cátodo.
b) El volumen de Cl_2, medido a 700 mmHg y 25 ºC, que se desprenderá.

QUÍMICA 2º - JFL

Datos: F= 96500 $C \cdot mol^{-1}$; R= 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; Masas atómicas relativas: Cl= 35,5; Ca= 40,1

6. Se construye una pila galvánica formada por un electrodo de plata metálica sumergido en una disolución 1 M de iones Ag^{+} y un electrodo de plomo sumergido en una disolución 1 M de iones Pb^{2+}

a) Escriba la reacción global ajustada de la pila.

b) Determine el potencial de la pila.

c) Escriba la notación de la pila.

Datos: $E^{o}(Ag^{+}/Ag) = 0,80$ V; $E^{o}(Pb^{2+}/Pb) = -0,13$ V

7. Teniendo en cuenta la siguiente reacción: $KClO_3 + KOH + CoCl_2 \rightarrow KCl + Co_2O_3 + H_2O$

a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Calcule razonadamente la masa de KCl que se obtiene al hacer reaccionar 2 g de $KClO_3$ con 5 g de $CoCl_2$ y exceso de KOH.

Datos: Masas atómicas relativas: K= 39,1; Cl= 35,5; O= 16; Co= 58,9

8. El ácido hipocloroso (HClO) reacciona con fósforo blanco (P_4) según la reacción:

$HClO + P_4 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HCl$

a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Calcule la masa de P4 necesaria para obtener 100 g de H_3PO_4 teniendo en cuenta que la reacción tiene un rendimiento del 70%.

Datos: Masas atómicas relativas: P= 31; H= 1; O= 16

PROBLEMAS DE PAU 2021

1. Una muestra de 3,25 g de nitrito de potasio impuro, disuelta en agua acidificada con ácido sulfúrico, se hace reaccionar con permanganato de potasio:

$KNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow KNO_3 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$

a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

Sol ($5\ KNO_2 + 2\ KMnO_4 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow 5\ KNO_3 + K_2SO_4 + 2\ MnSO_4 + 3\ H_2O$)

b) Calcule la riqueza en KNO_2 de la muestra inicial si se han consumido 50 mL de $KMnO_4$ 0,2 M. **Sol (R=65'38%)**

Datos: Masas atómicas relativas: K= 39; O= 16; N= 14

2. La reacción entre $KMnO_4$ y HCl en disolución permite obtener Cl_2 gaseoso, además de $MnCl_2$, KCl y agua:

$KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + KCl + H_2O$

a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método ion-electrón.

Sol ($2\ KMnO_4 + 16\ HCl \rightarrow 5\ Cl_2 + 2\ MnCl_2 + 2\ KCl + 8\ H_2O$)

b) Calcule la masa de $KMnO_4$ que reacciona con 25 mL de una disolución de HCl del 30% de riqueza en masa cuya densidad es 1,15 $g \cdot mL^{-1}$. **Sol (m=4'67 g)**

Datos: Masas atómicas relativas: Mn= 55; K= 39; Cl= 35,5; O= 16; H= 1.

3. Un método de obtención de dicloro se basa en la oxidación de ácido clorhídrico con ácido nítrico, produciéndose además dióxido de nitrógeno y agua.

$HCl + HNO_3 \rightarrow Cl_2 + NO_2 + H_2O$

QUÍMICA 2º - JFL

a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
Sol (2 HCl + 2 HNO_3 → Cl_2 + 2 NO_2 + 2 H_2O)

b) Calcule el rendimiento de la reacción sabiendo que se han obtenido 9,78 L de Cl_2, medido a 25 ºC y 1 atm de presión, cuando han reaccionado 500 mL de HCl 2 M con HNO_3 en exceso. **Sol (R=80%)**

Dato: R= 0,082 atm·L·K^{-1}·mol^{-1}

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

a) Cuando el ion dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$) se reduce hasta Cr^{3+} gana 3 electrones. **Sol (Falso, cada molécula de ión dicromato pone en juego 6 electrones para obtener Cr^{3+})**

b) En una reacción redox el agente oxidante aumenta su número de oxidación al perder electrones. **Sol (Falso, el agente oxidante es el que interviene en la semireacción de reducción, el número de oxidación disminuye)**

c) Para la reacción de oxidación de Fe con MnO_4^- para dar Fe^{2+} y Mn^{2+}, el número de electrones que gana 1 mol de oxidante es igual al número de electrones que cede 1 mol de reductor. **Sol (Falso, en el hierro intervienen 2 moles de electrones y en el permanganato intervienen 5 moles de electrones)**

5. El dióxido de manganeso reacciona con clorato de potasio, en medio básico de hidróxido de potasio, para dar permanganato de potasio, cloruro de potasio y agua:

MnO_2 + $KClO_3$ + KOH → $KMnO_4$ + KCl + H_2O

a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
Sol(2 MnO_2 + $KClO_3$ + 2 KOH → 2 $KMnO_4$ + KCl + H_2O)

b) Calcule la masa de clorato de potasio (KClO3) que reacciona con 25 g de una muestra que tiene una riqueza en MnO2 del 60%. **Sol (m=10'56 g $KClO_3$).**
Datos: Masas atómicas relativas: O= 16; Cl= 35,5; K= 39; Mn= 55

6. Una pila electroquímica está compuesta por dos electrodos de Ag y de Cu introducidos en una disolución 1 M de $AgNO_3$ y 1 M de $Cu(NO_3)_2$, respectivamente.

a) Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción que tienen lugar e identifique el oxidante y el reductor de la reacción redox. **Sol (Ag^+ + 1 e^- →Ag, reducción.**

Cu →Cu^{2+} + 2 e^-, oxidación, el oxidante es la plata, el redactor es el cobre)

b) Escriba la notación de barras de la pila. **Sol (Cu(s)|Cu^{2+}(aq, 1M) || Ag^+(aq,1M)|Ag(s))**

c) Calcule la f.e.m. de la pila. **Sol (E^0=0'46 V)**

Datos: E^o (Ag^+/Ag) = 0,80 V; E^o (Cu^{2+}/Cu) = 0,34 V

7. a) Se hace pasar una corriente de 2,5 A por una celda electrolítica que contiene 500 mL de una disolución 0,5 M de iones Cu^{2+}. Calcule cuánto tiempo debe transcurrir para que la concentración de iones Cu^{2+} se reduzca a la mitad. **Sol (t=9650 s)**

b) Calcule el volumen de dicloro (Cl_2), medido a 20 ºC y 720 mmHg, que se desprende al pasar durante 15 minutos una corriente de 5 A a través de un recipiente que contiene cloruro de calcio ($CaCl_2$) fundido. **Sol (V=0'59 L, en esas condiciones)**

Datos: F= 96500 C·mol^{-1}; R= 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Masas atómicas relativas: Cu= 63,5; Cl= 35,5

8. Indique razonadamente si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

QUÍMICA 2 - JEL

a) Una cucharilla de aluminio se disuelve al introducirla en una disolución de $CuSO_4$. **Sol (Verdadero, $E^0>0$ V)**

b) Las disoluciones acuosas de Fe^{2+} no son estables y se oxidan en presencia de oxígeno. **Sol (Verdadero, $E^0>0$ V)**

c) El cobre no reacciona con HCl, pero sí con HNO_3 . **Sol (Verdadero $E^0>0$ V)**

Datos: $E^o(Al^{3+}/Al)$ = -1,66 V; $E^o(Cu^{2+}/Cu)$ = 0,34 V; $E^o(Fe^{3+}/Fe^{2+})$ = 0,77 V; $E^o(O_2/H_2O)$ = 1,23 V; $E^o(H^+/H_2)$ = 0,00 V; $E^o(NO_3^-/NO_2)$ = 0,80 V

9. Se realiza la electrolisis completa de 500 mL de una disolución de $NiSO_4$ durante 15 minutos y se depositan 1,8 g de níquel en el cátodo.

a) Escriba la semirreacción correspondiente y calcule la intensidad de corriente que ha circulado por la celda. **Sol ($Ni^{2+} + 2\ e^- \rightarrow$ Ni, I=6'58 A**)

b) Calcule la molaridad de la disolución inicial. **Sol (0'061 M, de sulfato de níquel(II)**)

Datos: F= 96500 C·mol−1; Masa atómica relativa: Ni= 58,7

PROBLEMAS DE PAU 2020

1. Se construye una pila introduciendo en las semiceldas correspondientes un electrodo de oro y un electrodo de cadmio.

a) Escriba las semirreacciones y la reacción global que tendrá lugar en dicha pila.

Sol ($Au^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Au$, $Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2\ e^-$).

b) Indique la sustancia que se oxida, la que se reduce, la oxidante y la reductora. **Sol (Se oxida el cadmio, se reduce el oro, el cadmio es el reductor y el oro el oxidante)**

c) Escriba la notación de la pila y determine el valor de su fuerza electromotriz.

Sol ($Cd(s)|Cd^{2+}(aq, 1M) || Au^{3+}(aq,1M)|Au(s)$, $E^0=1,82$ V)

Datos: E^o (Au^{3+}/Au) = 1,42 V; E^o (Cd^{2+}/Cd) = -0,40 V.

2. Mediante la electrolisis de sales fundidas se pueden obtener metales puros.

a) Escribiendo la semirreacción que tiene lugar en el cátodo, calcule los moles de electrones necesarios para depositar 25,0 g de níquel metálico a partir de sulfato de níquel(II), $NiSO_4$, fundido. **Sol (0,85 moles de electrones)**

b) Determine la masa atómica del cobre si, al hacer pasar una corriente de 10 A durante 45 minutos por sulfato de cobre(II), $CuSO_4$, fundido, se depositan 8,9 g de cobre.

Sol (m(Cu)=63,6 g)

Datos: F = 96500 C; Masa atómica relativa: Ni=58,7.

3. Se desea construir una pila en la que el cátodo está constituido por el electrodo Ni^{2+}/Ni. Para el ánodo se dispone de los electrodos:

Pb^{2+}/Pb y Al^{3+}/Al.

a) Razone cuál de los dos electrodos se podrá utilizar como ánodo. **Sol (El aluminio)**

b) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción, identificando en qué electrodo de la pila se producen. **Sol (cátodo, reducción, $Ni^{2+} + 2\ e \rightarrow Ni$)**

QUÍMICA 2º - JFL

c) Calcule el potencial estándar de la pila y escriba su notación simplificada.

Sol ($Al(s)|Al^{3+}(aq, 1M) || Ni^{2+}(aq,1M)|Ni(s)$, $E^0=1,41$ V)

Datos: $E^0(Ni^{2+}/Ni) = -0,25$ V; $E^0(Pb^{2+}/Pb) = -0,13$ V; $E^0(Al^{3+}/Al) = -1,66$V

4. El nitrato de potasio reacciona en medio básico para dar nitrito de potasio según la siguiente reacción química:

$$KNO_3 + MnO_2 + 2\ KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KNO_2 + H_2O$$

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. **Sol (ión nitrato a ión nitrito, dióxido de manganese a ión manganato)**

b) Calcule la masa de KOH necesaria para obtener 250 g de KNO_2. ¿Cuál sería la masa necesaria de KOH, suponiendo que el rendimiento es del 70%? **Sol (m(KOH)=470,59 g)**

Datos: Masas atómicas relativas: K=39; N=14; O=16; H=1.

5. El dicloro es un gas muy utilizado en la industria química, por ejemplo como blanqueador de papel o para fabricar productos de limpieza. Se puede obtener según la reacción:

$$MnO_2 + 4\ HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\ H_2O$$

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. **Sol (MnO_2 a Mn^{2+}, Cl^- a Cl_2)**

b) Calcule el volumen de una disolución de ácido clorhídrico 5 M y la masa de óxido de manganeso(IV) que se necesitan para obtener 42,6 g de dicloro gaseoso. **Sol (V=0,48 L HCl)**

Datos: Masas atómicas relativas: O=16; Cl=35,5; Mn=55.

6. Cuando se añade ácido nítrico al zinc se produce la siguiente reacción:

$$4\ Zn + 10\ HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 + 4\ Zn(NO_3)_2 + 3\ H_2O$$

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. **Sol (Zn a Zn^{2+} , ión nitrato a ión amonio)**

b) ¿Cuál será la riqueza de una muestra de Zn de 20 g de masa, sabiendo que, cuando reacciona con el ácido nítrico, consume 45 mL de una disolución del 55 % en masa y densidad 1,38 g/mL? **Sol (70,91%)**

Datos: Masas atómicas relativas: H=1; N=14; O=16; Zn=65,4.

7. **a)** Dibuje el esquema de una pila constituida por un electrodo de níquel sumergido en una disolución 1M de $Ni(NO_3)_2$ y un electrodo de plata sumergido en una disolución 1 M de $AgNO_3$, indicando el sentido de la corriente.

b) Justifique si reaccionará el cloro gaseoso, Cl_2 (g), con una disolución que contiene iones fluoruro, F^-. **Sol (No)**

c) Calcule la f.e.m de una pila electroquímica cuya notación es: Mg (s) $\vert$ Mg^{2+} (aq, 1M) $\Vert$ Cu^{2+} (aq, 1M) $\vert$ Cu (s). **Sol ($E^0=2,68$ V)**

Datos: $E^o(Cl_2/Cl^-) = 1,36$ V; $E^o(F_2/F^-) = 2,86$ V; $E^o(Ni^{2+}/Ni) = -0,25$ V; $E^o(Ag^+/Ag) = 0,80$ V; $E^o(Cu^{2+}/Cu) = 0,34$ V; $E^o(Mg^{2+}/Mg) = -2,34$ V.

QUÍMICA 2º - JFL

8. La reducción del permanganato de potasio por el sulfito de sodio, en medio ácido sulfúrico, ocurre mediante la siguiente reacción:

$2\ KMnO_4 + 3\ Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow 2\ MnO_2 + 3\ Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. **Sol (ión permanganato a dióxido de manganeso, ión sulfito a ión sulfato)**

b) Calcule el volumen de disolución de $KMnO_4$ de concentración 0,2 M que se necesita para que se oxiden 189 g de Na_2SO_3. **Sol (5L)**
Datos: Masas atómicas relativas: O=16; S=32; Na=23.

9. Al pasar una corriente eléctrica por cloruro de cobalto(II), $CoCl_2$, fundido se desprende dicloro en el ánodo y se deposita cobalto en el cátodo. Calcule:

a) La intensidad de corriente que se necesita para depositar 8,42 g de Co, a partir de $CoCl_2$ fundido, en 30 minutos. **Sol (I=15,3 A.)**

b) El volumen de dicloro gaseoso, medido a 15 ºC y 740 mmHg, que se desprende en el ánodo.

c) Datos: F = 96500 C; R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; Masas atómicas relativas: Cl=35,5; Co=59. **Sol ($V=3,46$ L de Cl_2)**

PROBLEMAS DE PAU 2019

1.- El bromuro de potasio reacciona con ácido sulfúrico concentrado según la reacción:

$$2\ KBr + 2\ H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + K_2SO_4 + SO_2 + 2\ H_2O$$

a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. **Sol (Br^- a Br_2, ión sulfato a dióxido de azufre)**

b) ¿Qué volumen de bromo líquido (densidad 2,92 $g \cdot mL^{-1}$) se obtendrá al tratar 130 g de bromuro de potasio (KBr) con ácido sulfúrico en exceso? **Sol (V=29,93 mL)**

Datos: masas atómicas relativas Br=80 y K=39.

2.- El estaño metálico es oxidado por el ácido nítrico concentrado, según la reacción:

$$Sn + 4\ HNO_3 \rightarrow SnO_2 + 4\ NO_2 + 2\ H_2O$$

a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular del proceso por el método del ion-electrón. **Sol (estaño a dióxido de estaño, ión nitrato a dióxido de nitrógeno)**

b) Calcule los gramos de estaño que reaccionan con 200 mL de disolución de ácido nítrico 2 M, si el rendimiento de la reacción es del 90 %. **Sol (raro, reacción ocurre al 90%, 9,612 g)**

Datos: masa atómica relativa Sn=118,7.

3.- Se hace pasar a través de 1 L de disolución de $AgNO_3$ 0,1 M una corriente de 0,5 A durante 2 horas. Calcule: **a)** La masa de plata que se deposita en el cátodo. **Sol (m=4,03 g)**

b) Los moles de ion plata que quedan en la disolución, una vez finalizada la electrólisis. **Sol (0,063 moles)**

Datos: F = 96500 C; masa atómica relativa: Ag=108.

4.- El ácido sulfúrico (H_2SO_4) reacciona con cobre metálico para dar sulfato de cobre(II) ($CuSO_4$), dióxido de azufre (SO_2) y agua, según la reacción:

$$Cu + H2SO4 \rightarrow SO2 + CuSO4 + 2\ H2O$$

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. **Sol (ión sulfato a dióxido de azufre, cobre a Cu^{2+})**

QUÍMICA 2º - JFL

b) Determine el rendimiento de la reacción sabiendo que si se hace reaccionar 30 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M con exceso de cobre metálico, se obtienen 35 g de sulfato de cobre(II). **Sol (81,27%)**

Datos: masas atómicas relativas S=32; O=16; H=1 y Cu=63,5.

5.- Se electroliza una disolución acuosa de $NiCl_2$ pasando una corriente de 0,1 A durante 20 horas. Calcule: **a)** La masa de níquel depositada en el cátodo. **Sol (2,19 g)**

b) El volumen de dicloro, medido a 760 mmHg y 0 ºC, que se desprende en el ánodo. **Sol (0,84L)**

Datos: R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; F = 96500 C; masa atómica relativa Ni=58,7.

6.- a) Calcule la carga eléctrica necesaria para que se deposite en el cátodo todo el oro contenido en 1 L de disolución 0,1 M de $AuCl_3$. **Sol (28950 C)**

b) ¿Qué volumen de Cl_2, medido a la presión de 740 mmHg y 25 ºC, se desprenderá en el ánodo? **Sol (3,76 L)**

Datos: F = 96500 C; R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; masas atómicas relativas Cl=35,5 y Au=197.

7.- Para la siguiente reacción:

$$5\ H_2S + 2\ KMnO_4 + 6\ HCl \rightarrow 5\ S + 2\ MnCl_2 + 2\ KCl + 8\ H_2O$$

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. **Sol (permanganato a Mn^{2+}, ión sulfuro a azufre)**

b) Calcule los gramos de $MnCl_2$ que se obtienen al mezclar 250 mL de una disolución 0,2 M de H_2S con 50 mL de una disolución 0,1 M de $KMnO_4$. **Sol (0,63 g)**

Datos: masas atómicas relativas Cl=35,5 y Mn=54,9.

8.- Una pila galvánica tiene electrodos de cobre y cinc en disoluciones 1 M de los iones Cu^{2+} y Zn^{2+}.

a) Escriba las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo. **Sol ($Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$, $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$)**

b) Calcule la f.e.m. de la pila y escriba su notación simplificada. **Sol ($Zn(s)|Zn^{2+}(aq, 1M) \,||\, Cu^{2+}(aq,1M)|Cu(s)$, $E^0=1,1$ V)**

c) Razone si alguno de los dos metales produciría hidrógeno gaseoso al ponerlo en contacto con ácido sulfúrico. **Sol (El cinc)**

Potenciales estándar de reducción: Eº(Cu2+/Cu) = 0,34 V; Eº(Zn2+/Zn) = – 0,76 V; y Eº(2H+/H_2) = 0,00 V.

9.- Para la siguiente reacción:

$$KClO_3 + 6\ KI + 3\ H_2O \rightarrow KCl + 3\ I_2 + 6\ KOH$$

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón (medio básico). **Sol (ión yoduro a diyodo, ión clorato a ión cloruro)**

b) Calcule la masa de clorato de potasio ($KClO_3$) que se necesitará para obtener 15 gramos de diyodo (I_2). **Sol (2,41 g)**

Datos: masas atómicas relativas K=39; O=16; I=127 y Cl = 35,5.

10.- Explique, mediante las correspondientes reacciones, qué sucede cuando en una disolución de sulfato de hierro(II) se introduce una lámina de:

a) Cobalto. **Sol (Tiene lugar la reacción)**

b) Zinc. **Sol (tiene lugar la reacción)**

c) ¿Y si la disolución fuese de nitrato de hierro(II)? **Sol (lo mismo)**

Potenciales estándar de reducción: Eº(Fe2+/Fe) = 0,40V; Eº(Co2+/Co) = – 0,28V; Eº(Zn2+/Zn) = – 0,76V.

QUÍMICA 2º - JFL

11.- Para la siguiente reacción:

$$K_2Cr_2O_7 + 14\ HCl \rightarrow 2\ CrCl_3 + 3\ Cl_2 + 2\ KCl + 7\ H_2O$$

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. **Sol (ión dicromato a Cr^{3}+, ión cloruro a dicloro)**

b) Si el rendimiento de la reacción es del 90 %, determine el volumen de gas cloro (Cl_2), medido a 80 ºC y 700 mmHg, que se obtiene a partir de 125 g de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$). **Sol (36,22 L de dicloro)**

Datos: masas atómicas relativas K=39, Cr=52 y O=16; R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

PROBLEMAS DE PAU 2018

1**.-** Los electrodos de aluminio y cobre de una pila galvánica se encuentran en contacto con una disolución de Al^{3+} y Cu^{2+} en una concentración 1M.

a) Escriba e identifique las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo. **Sol (Ánodo: oxidación: $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$, cátodo: reducción: $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$).**

b) Calcule la f.e.m. de la pila y escriba su notación simplificada. **Sol ($Al(s)|Al^{3+}(aq, 1M)\ ||\ Cu^{2+}(aq,1M)|Cu(s)$, E^0=2,01 V).**

c) Razone si alguno de los dos metales produciría H_2 (g) al ponerlo en contacto con ácido sulfúrico (H_2SO_4). **Sol (Sí, el aluminio, E^0>0).**

Datos: $E^o(Al^{3+}/Al)$ = −1,67 V; $E^o(Cu^{2+}/Cu)$ = +0,34 V; $E^o(H^+/H_2)$ = 0,00 V

2.- Para obtener óxido de aluminio a partir de aluminio metálico se utiliza una disolución de dicromato de potasio en medio ácido:

$$2\ Al + K_2Cr_2O_7 + 4\ H_2SO_4 \rightarrow Al_2O_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 4\ H_2O$$

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. **Sol (Aluminio a trióxido de dialuminio, anión dicromato a Cr^{3+}).**

b) Calcule el volumen de disolución de $K_2Cr_2O_7$ de una riqueza del 20% en masa y densidad 1,124 g/mL que sería necesario para obtener 25 g de Al_2O_3. **Sol (V=320,5 mL).**

Datos: Masas atómicas relativas Cr=52; K=39; Al=27; O=16

3.- Se lleva a cabo la electrolisis de $ZnBr_2$ fundido.

a) Calcule cuánto tiempo tardará en depositarse 1 g de Zn si la corriente es de 10 A. **Sol (t=295,11 s).**

b) Si se utiliza la misma intensidad de corriente en la electrolisis de una sal fundida de vanadio y se depositan 3,8 g de este metal en 1 h, ¿cuál será la carga del ion vanadio en esta sal? **Sol (V^{5+}).**

Datos: F = 96500 C/mol. Masas atómicas relativas V=50,9; Zn=65,4

4.- El permanganato de potasio ($KMnO_4$), en medio ácido sulfúrico (H_2SO_4), reacciona con el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) dando lugar a sulfato de manganeso(II) ($MnSO_4$), oxígeno (O_2), sulfato de potasio (K_2SO_4) y agua.

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

Sol ($2\ KMnO_4 + 3\ H_2SO_4 + 5\ H_2O_2 \rightarrow 2\ MnSO_4 + 5\ O_2 + K_2SO_4 + 8\ H_2O$, ión permanganato a Mn2+, agua oxigenada a dioxígeno).

b) ¿Qué volumen de O_2 medido a 900 mmHg y 80ºC se obtiene a partir de 100 g de $KMnO_4$?

Datos: R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}. **Sol (V=38,6 L).**

Masas atómicas relativas Mn=55; K=39; O=16

QUÍMICA 2º - IES

5.- En la reacción entre el permanganato de potasio ($KMnO_4$) y el yoduro de potasio (KI) en presencia de hidróxido de potasio (KOH) se obtiene manganato de potasio (K_2MnO_4), yodato de potasio (KIO_3) y agua.
a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. **Sol (6 $KMnO_4$ + KI + 6 KOH → KIO_3 + 6 K_2MnO_4 + 3 H_2O, ión permanganato a anión manganato, anión yoduro a anión yodato).**
b) Calcule los gramos de KI necesarios para la reducción de 50 mL de una disolución 0,025 M de $KMnO_4$. **Sol (m=0,035 g de KI).**
Datos: Masas atómicas relativas I=127; K=39

6.- a) Determine la intensidad de corriente que hay que aplicar a una muestra de 0,1 kg de bauxita que contiene un 60% de Al_2O_3 para la electrolisis total hasta aluminio en un tiempo de 10 h. **Sol (I=9,46 A).**
b) ¿Cuántos gramos de aluminio se depositan cuando han transcurrido 30 minutos si la intensidad es 10 A? **Sol (m=1,68 g de Al).**
Datos: F = 96500 C/mol. Masas atómicas relativas Al=27; O=16

7.- 100 gramos de bromuro de sodio (NaBr) se tratan con una disolución de ácido nítrico (HNO_3) concentrado de densidad 1,39 g/mL y 70% de riqueza en masa, dando como productos de la reacción Br_2, NO_2, $NaNO_3$ y H_2O:
a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. **Sol (ión nitrato a dióxido de nitrógeno, ión bromuro a dibromo).**
b) Calcule el volumen de ácido necesario para completar la reacción. **Sol (V=125,7 mL).**
Datos: Masas atómicas relativas Na=23; Br=80; O=16; N=14; H=1

8.- El principal método de obtención del aluminio comercial es la electrolisis de las sales de Al^{3+} fundidas.
a) ¿Cuántos culombios deben pasar a través del fundido para depositar 1 kg de aluminio? **Sol ($q=1,07\cdot10^7$ C).**
b) Si una cuba electrolítica industrial de aluminio opera con una intensidad de corriente de $4\cdot10^4$ A, ¿cuánto tiempo será necesario para producir 1 kg de aluminio? **Sol (t=268,1 s).**
Datos: F = 96500 C/mol. Masa atómica relativa Al=27

9.- Los potenciales normales de reducción de Sn^{2+}/Sn y Cu^{2+}/Cu son −0,14 V y 0,34 V, respectivamente. Si con ambos electrodos se construye una pila:
a) Escriba e identifique las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo.
Sol (Ánodo: oxidación: $Sn \rightarrow Sn^{2+} + 2e^-$, cátodo: reducción: $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$).
b) Dibuje un esquema de la misma, señalando el sentido en el que se mueven los electrones.
Sol (ver teoría).
c) Calcule la f.e.m. de la pila. **Sol (E^0=0,48 V).**

10.- Una muestra que contiene sulfuro de calcio se trata con ácido nítrico concentrado hasta reacción completa, según: $CaS + 4\ HNO_3 \rightarrow 2\ NO + SO_2 + Ca(NO_3)_2 + 2\ H_2O$
a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. **Sol (ión nitrato a monóxido de nitrógeno, ión sulfuro a dióxido de azufre).**
b) Calcule la riqueza (%) en sulfuro de calcio de la muestra, sabiendo que al añadir ácido nítrico concentrado a 35 g de muestra se obtienen 18 L de NO, medidos a 20ºC y 700 mmHg. **Sol (72%).**
Datos: R = 0,082 $atm\cdot L\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1}$. Masas atómicas relativas Ca=40; S=32

QUÍMICA 2º - JFL

10.- Una moneda antigua de 25,2 g, que contiene Ag e impurezas inertes, se hace reaccionar con un exceso de HNO_3. Teniendo en cuenta que los productos de reacción son $AgNO_3$, NO y H_2O:
a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. **Sol (plata a catión plata, ión nitrato a monóxido de nitrógeno).**
b) Calcule el porcentaje en masa de Ag en la moneda si en la reacción se desprenden 0,75 L de gas monóxido de nitrógeno, medido a 20ºC y 750 mmHg. **Sol (39,61%).**
Datos: R = 0,082 atm·L·K^{-1}·mol^{-1}. Masa atómica relativa Ag=108

PROBLEMAS DE PAU 2017

1.- Utilizando los datos que se facilitan, indique razonadamente, si:
a) El Mg(s) desplazará al Pb^{2+} en disolución acuosa. **Sol (Si).**
b) El Sn(s) reaccionará con una disolución acuosa de HCl 1 M disolviéndose. **Sol (Si).**
c) El SO_4^{2-} oxidará al Sn^{2+} en disolución ácida a Sn^{4+}. **Sol (Sí).**
Datos: Eº(Mg^{2+}/Mg) = −2,356 V; Eº(Pb^{2+}/Pb) = −0,125 V; Eº(Sn^{4+}/Sn^{2+}) = +0,154 V; Eº(Sn^{2+}/Sn) = −0,137 V; Eº[SO_4^{2-} / SO_2(g)] = +0,170 V; Eº(H^+/H2) = 0,0 V.

2.- Dada la reacción: $K_2Cr_2O_7 + 6\ FeSO_4 + 7\ H_2SO_4 \rightarrow 3\ Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7\ H_2O$
a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ión-electrón. **Sol (catión ferroso a catión férrico, anión dicromato a Cr^{3+}).**
b) Calcule los gramos de $Fe_2(SO_4)_3$ que se obtendrán a partir de 4 g de $K_2Cr_2O_7$, si el rendimiento es del 75%. **Sol (12,2 g).**
Datos: Masas atómicas K=39; Cr=52; S=32; Fe=56; O=16; H=1.

3.- El monóxido de nitrógeno (NO) se prepara según la reacción:
$3\ Cu + 8\ HNO_3 \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + 2\ NO + 4\ H_2O$
a) Ajuste la reacción molecular por el método del ión-electrón. **Sol (cobre a Cu^{2+}, ión nitrato a monóxido de nitrógeno).**
b) Calcule la masa de Cu que se necesita para obtener 0,5 L de NO medidos a 750 mmHg y 25ºC. **Sol (m=1,92 g).**
Datos: Masa atómica Cu=63,5. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

4.- Cuando se electroliza cloruro de litio fundido se obtiene Cl_2 gaseoso y Li sólido. Si inicialmente se dispone de 15 g de LiCl:
a) ¿Qué intensidad de corriente será necesaria para descomponerlo totalmente en 2 horas? **Sol (I=4,73 A).**
b) ¿Qué volumen de gas cloro, medido a 23ºC y 755 mmHg, se obtendrá en la primera media hora del proceso? **Sol (V=1,08 L).**
Datos: Masas atómicas Li=7; Cl=35,5. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}. F= 96500 C/mol e^-.

5.- El HNO_3 reacciona con el H_2S gaseoso originando azufre (S) y NO.
a) Establezca la ecuación química molecular, ajustada por el método del ión-electrón. **Sol (anión sulfuro a azufre, anión nitrato a monóxido de nitrógeno).**
b) ¿Qué volumen de H_2S, medido a 70ºC y 800 mmHg, será necesario para reaccionar con 300 mL de disolución 0,30 M de HNO_3? ¿Cuál será el volumen de NO producido en las condiciones dadas? **Sol (V=3,61 L).**
Datos: Masas atómicas S=32; O=16; N=14; H=1. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

6.- Calcule la magnitud indicada para cada una de las siguientes electrolisis.

QUÍMICA 2º - JFL

a) La masa de Zn depositada en el cátodo al pasar una corriente de 1,87 A durante 42,5 min por una disolución acuosa concentrada de Zn^{2+}. **Sol (1,62 g de Zn).**
b) El tiempo necesario para producir 2,79 g de I_2 en el ánodo al pasar una corriente de 1,75 A por una disolución acuosa concentrada de KI. **Sol (t=1211,41 s).**
Datos: Masas atómicas Zn=65,4; I=127; F=96500 C/mol e^-.

7.- Cuando el MnO_2 sólido reacciona con HCl se obtiene $Cl_2(g)$, $MnCl_2$ y agua.
a) Ajuste las reacciones iónicas y molecular por el método del ión-electrón. **Sol (Dióxido de manganeso a Mn^{2+}, anión cloruro a dicloro).**
b) Calcule el volumen de cloro obtenido, medido a 20ºC y 700 mmHg, cuando se añaden 150 mL de una disolución acuosa de ácido clorhídrico 0,5 M a 2 g de un mineral que contiene un 75% de riqueza de MnO_2. **Sol (0,44 L de Cl_2).**
Datos: Masas atómicas: O=16; Mn=55. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

8.- A partir de los siguientes datos: $E^o(Cl_2/Cl^-)$=1,36 V; $E^o(Zn^{2+}/Zn)$=−0,76 V; $E^o(Fe^{3+}/Fe^{2+})$=0,77 V; $E^o(Cu^{2+}/Cu)$=0,34 V. $E^o(H^+/H_2)$=0,0 V.
a) Indique, razonando la respuesta, si el Cl_2 puede o no oxidar el catión Fe(II) a Fe(III). **Sol (Sí).**
b) Calcule la fuerza electromotriz (ΔE^o) de la siguiente pila: $Zn(s)\,|\,Zn^{2+}(ac)\,\|\,H^+(ac)\,|\,H_2(g)\,|\,Pt$. **Sol (E_0=0,76 V).**
c) Si el voltaje de la siguiente pila: $Cd(s)\,|\,Cd^{2+}(ac)\,\|\,Cu^{2+}(ac)\,|\,Cu(s)$, es ΔE^o=0,743V, ¿Cuál es el valor del potencial de reducción estándar del electrodo Cd^{2+}/Cd? **Sol ($E^0(Cd^{2+}/Cd)$=-0,403 V).**

9.- El bromuro de sodio reacciona con el ácido nítrico, en caliente, según la siguiente ecuación:
$2\ NaBr + 4\ HNO_3 \rightarrow Br_2 + 2\ NO_2 + 2\ NaNO_3 + 2\ H_2O$
a) Ajuste esta reacción por el método del ión electrón**. Sol (anión bromuro a dibromo, anión nitrato a dióxido de nitrógeno).**
b) Calcule la masa de bromo que se obtiene cuando 100 g de bromuro de sodio se tratan con ácido nítrico en exceso. **Sol (m=77,67 g).**
Datos: Masas atómicas Br=80; Na=23.

QUIMICA 2 - JFL

TEMA 7. QUÍMICA DEL CARBONO.

7.1 INTRODUCCIÓN.

Es la química que se ocupa de los compuestos del carbono, aunque algunos siguen considerándose inorgánicos (CO, CO_2, CO_3^{2-},…).

La estructura electrónica del carbono,$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$, que se hibrida como $4sp^3$, hace que puede actuar con covalencia 4, de forma usual. Puede formar enlaces sencillos, dobles, triples de forma muy estable, a los sencillos se les llama saturados y a los dobles y triples, insaturados. Además forma cadenas largas, ciclos y anillos aromáticos igualmente estables. Los carbonos primarios sólo están unidos a otro átomo de carbono, los secundarios a dos, los terciarios a tres y los cuaternarios a cuatro átomos de carbono distintos.

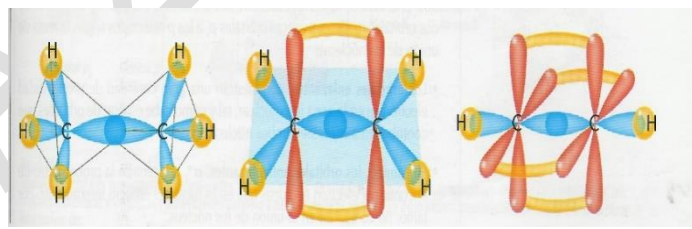
El carbono posee unas características especiales, que juntas lo hacen único dentro del sistema periódico, por lo que es el elemento base de todos los compuestos orgánicos:

- Electronegatividad intermedia por lo que puede formar enlace covalente tanto con metales como con no metales.
- Tetravalencia: $2s^1 p_x^1 p_y^1 p_z^1$; ΔH = –400 kJ/mol (se desprenden 830 kJ/mol al formar 2 enlaces C–H) lo que ofrece la posibilidad de unirse a sí mismo formando cadenas.
- Además, tiene un tamaño pequeño lo que posibilita la formación de enlaces dobles y triples, ya que es posible que los átomos se aproximen lo suficiente para formar enlaces "π", lo que no es posible en el silicio.

7.1.1. Hibridaciones.

Hibridación sp^3:

- 4 orbitales sp^3 iguales que forman 4 enlaces simples de tipo "σ" (frontales).
- Los cuatro pares de electrones se comparten con cuatro átomos distintos.
- Geometría tetraédrica: ángulos C–H: 109'5 º y distancias C–H iguales. Etano



Eteno Etino

Ejemplo: CH_4, $CH_3–CH_3$

Hibridación sp^2:

- 3 orbitales sp^2 iguales que forman enlaces "σ" + 1 orbital "p" (sin hibridar) que formará un enlace "π" (lateral).
- Forma un enlace doble, uno "σ" y otro "π", es decir, hay dos pares electrónicos compartidos con el mismo átomo.
- Geometría triangular: ángulos C–H: 120 º y distancia C=C < C–C

Ejemplo: $H_2C=CH_2$, $H_2C=O$

Hibridación sp:

- 2 orbitales sp iguales que forman enlaces "σ" + 2 orbitales "p" (sin hibridar) que formarán dos enlaces "π" , uno perpendicular al plano y otro contenido en el mismo.
- Forma bien un enlace triple –un enlace "σ" y dos "π"–, es decir, hay tres pares electrónicos compartidos con el mismo átomo, o bien dos enlaces dobles, si bien este caso es más raro.
- Geometría lineal: ángulos C–H: 180 º y distancia C≡C < C=C < C–C

Ejemplo: $HC\equiv CH$, $CH_3–C\equiv N$

QUÍMICA 2º - JF

7.1.2. Grupos funcionales y series homólogas.

Una familia de compuestos es aquel conjunto de sustancias con el mismo grupo funcional, caracterizado por un ácido, un alcohol, ... Una serie homóloga se distingue por el distinto número de grupos $–CH_2-$ de su molécula, lo único que diferencia a los compuestos de una misma serie homóloga es la longitud de la caden. Un ejemplo de distintos grupos funcionales se muestra en la tabla.

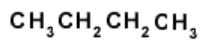
Función	Nom. grupo	Grupo	Nom.(princ.)	Nom.(secund)
Ácido carboxílico	carboxilo	R–COOH	ácido …oico	carboxi (incluye C)
Éster	éster	R–COOR'	…ato de …ilo	…oxicarbonil (incluye C)
Amida	amido	R–CONR'R	…amida	amido (incluye C)
Nitrilo	nitrilo	R–C≡N	…nitrilo	ciano (incluye C)
Aldehído	carbonilo	R–CH=O	…al	oxo formil (incluye C)
Cetona	carbonilo	R–CO–R'	…ona	oxo
Alcohol	hidroxilo	R–OH	…ol	hidroxi
Fenol	fenol	$–C_6H_5OH$	…fenol	hidroxifenil
Amina (primaria) (secundaria) (terciaria)	Amino " "	$R–NH_2$ R–NHR' R–NR'R''	…ilamina …il…ilamina …il…il…ilamina	amino
Éter	Oxi	R–O–R'	…il…iléter	oxi…il
Hidr. etilénico	alqueno	C=C	…eno	…en
Hidr. acetilénico	alquino	C≡C	…ino	lno *(sufijo)*
Nitrocompuestro	Nitro	$R–NO_2$	nitro…	nitro
Haluro	halógeno	R–X	X…	X
Radical	alquilo	R–	…il	…il

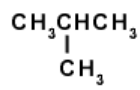
7.2. ISOMERÍAS.

Son isómeros aquellas sustancias que tienen la misma composición pero distinta estructura interna. Existen dos tipos, estructurales (plana) y estereoisómeros (espacial).

Dentro de la isomería estructural o plana, hay tres tipos:

- **Isomería de cadena**: se basa en la distinta disposición de las ramificaciones. Un ejemplo es el butano y el metilpropano.





- **Isomería de posición**: un mismo grupo funcional puede estar colocado en distintos sitios, por ejemplo, pentan-2-ona y pentan-3-ona.

$CH_3-CH_2-CH_2-CO-CH_3$ $CH_3-CH_2-CO-CH_2-CH_3$

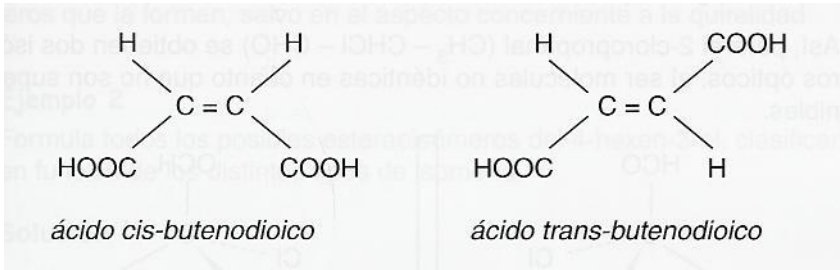
- **Isomería de función**: teniendo la misma fórmula empírica tienen grupos funcionales distintos, por ejemplo, butanal-butanona, etil-metil-éter-propan-1-ol.

$CH_3-CH_2-CH_2OH$ $CH_3-CH_2-O-CH_3$

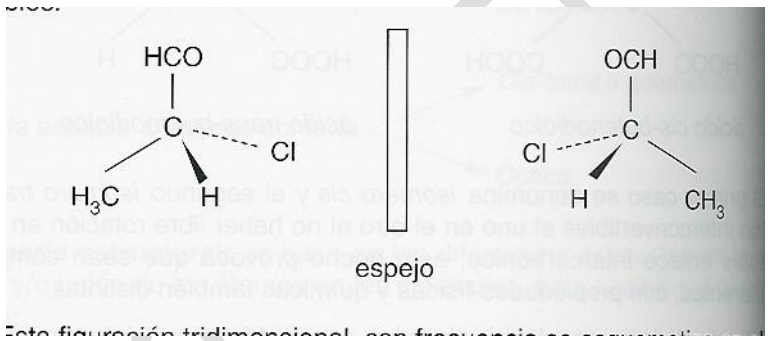
Respecto a las espaciales o estereoisomerías, son dos, isomería geométrica y isomería óptica.

- **Isomería geométrica** (diastereómeros): se produce fundamentalmente en las sustancias con doble o triple enlace, debido a la imposibilidad de éste para rotar. Por ejemplo: ácido cis-butenodioico CHCOOHC=CHCOOH (H por arriba), ácido trans-butenodioico (H y COOH, por arriba). Veámoslo:

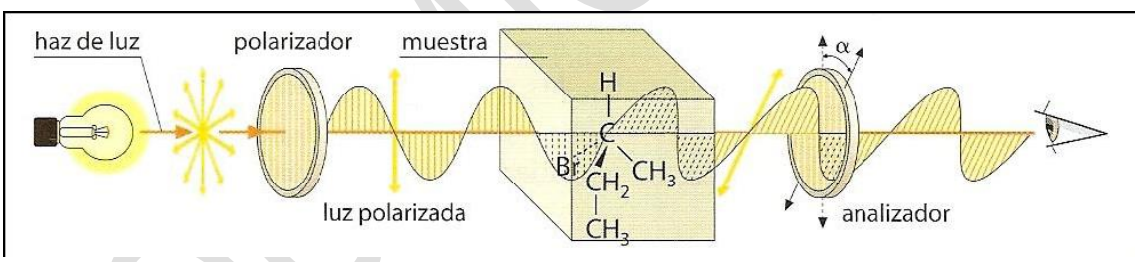
QUÍMICA 2



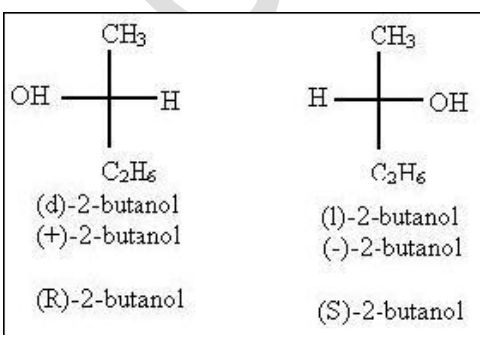
- **Isomería óptica** (enantiómeros): se da en moléculas tridimensionales que no son imágenes especulares, no tienen plano ni centro de simetría. Por ejemplo, en el caso del 2-cloro-propanal, se obtinen dos isómeros ópticos:
  Se requiere la existencia de un carbono asimétrico, tienen propiedades ópticas distintas, pero las químicas son iguales.



Las moléculas que presentan este tipo de **isomería** se diferencian únicamente en el efecto que tienen sobre la luz. Cuando sobre las mismas incide luz polarizada, éstas desvían en plano de dicha luz en uno u otro sentido. Recibe el nombre de **molécula quiral** aquella que no se puede superponer con su imagen especular.

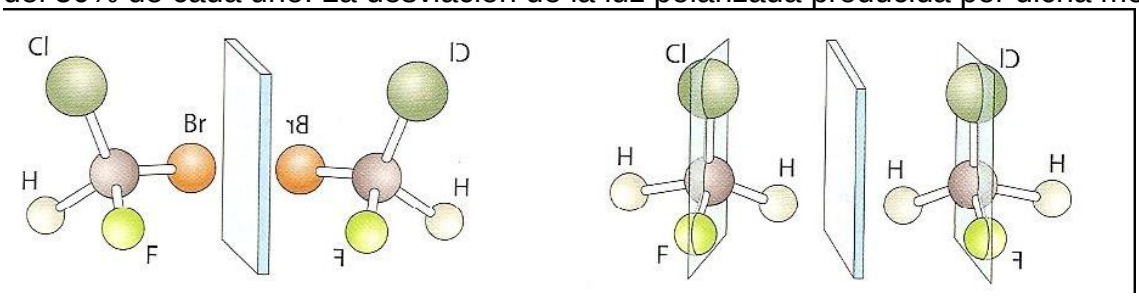


Toda molécula no quiral recibe el nombre de **aquiral**. Si una molécula posee un plano de simetría es aquiral. Una **molécula quiral** puede presentar, al menos, dos configuraciones diferentes, una imagen especular de la otra, que constituyen una pareja de ***enantiómeros.***



En general, una molécula con n carbonos asimétricos hace posibles 2^n estereoisómeros.
Uno de ellos gira el plano de polarización de la luz hacia la derecha (dextrógiro) y se identifica con la letra **R**; el otro gira el plano de polarización de la luz hacia la izquierda (levógiro) y se identifica con la letra **S.**
Se denomina mezcla racémica a aquella que contiene un par de **enantiómeros** en una proporción

del 50% de cada uno. La desviación de la luz polarizada producida por dicha mezcla es nula.

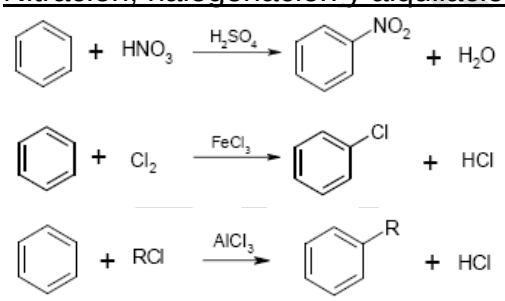


7.3. TIPOS PRINCIPALES DE REACCIONES ORGÁNICAS.

- Sustitución: Un grupo entra y otro sale. Ejemplo: $CH_3–Cl + H_2O \rightarrow CH_3–OH + HCl$.
- Adición (a un doble o triple enlace). Ejemplo: $CH_2=CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl–CH_2Cl$.
- Eliminación: (de un grupo de átomos) formándose un doble o triple enlace.
  Ejemplo: $CH_3–CH_2OH \rightarrow CH_2=CH_2 + H_2O$.
- Redox: Si cambia el estado de oxidación del carbono, como en la combustión.
  Ejemplo: $CH_3OH + ½\ O_2 \rightarrow HCHO + H_2O$.
- Condensación: dos sustancias se combinan para dar otra y agua.
  Ejemplo1: $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$.
  Ejemplo2: $CH_3COOH + CH_3CH_2OH \rightarrow CH_3COOCH_2CH_3 + H_2O$. (esterificación).

7.4. REACCIONES DE SUSTITUCIÓN O DESPLAZAMIENTO (saturados).

Halogenación de alcanos: $CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{hf\ o\ peróxidos} CH_3Cl + HCl$, cuando una mezcla de metano y cloro se expone a la luz solar, se originan radicales Cl·, originándose una reacción en cadena, difícil de controlar, se obtiene clorometano, diclorometano, ..,tetracloruro de carbono.
Nitración, halogenación y alquilación del benceno:



Sustitución en derivados halogenados: el tipo de reacción es el siguiente:

$CH_3CH_2–Br + NaOH \rightarrow CH_3CH_2–OH + NaBr$.
$CH_3–CH_2–CH_2–Cl + 2\ NH_3 \rightarrow CH_3–CH_2–CH_2–NH_2 + NH_4Cl$

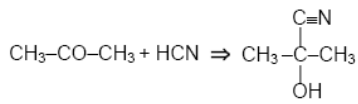
Sustitución en alcoholes: por ejemplo:
$CH_3–CH_2–OH + HBr \rightarrow CH_3\ CH_2–Br + H_2O$

7.5. REACCIONES DE ADICIÓN (insaturados).

El reactivo se añade a una molécula que posee un doble o triple enlace, rompiendo el mismo.

QUÍMICA 2º - JFL

Adición de hidrógeno: CH_3-CH=CH- CH_3 + H_2 → CH_3-CH_2-CH_2- CH_3 .
Adición de halógenos: CH_3-CH=CH_2 + Br_2 → CH_3-CHBr-CH_2Br.
Adición de haluros de hidrógeno: CH_2=CH-CH_3+HCl →CH_3-CHCl-CH_3. El hidrógeno va al carbono más hidrogenado, según la regla de Markovnikov.
Adición de agua: CH_3-CH_2-CH=CH_2 + H_2O $\xrightarrow{ácido, H_2SO_4}$ CH_3-CH_2-CHOH-CH_3 .
Adición nucleófila: se da en sustancias con dobles enlaces muy polarizados:



7.6. REACCIONES DE ELIMINACIÓN.

De la molécula orgánica se elimina una pequeña molécula, de manera que se obtiene otro compuesto de menor masa molecular. Siguen la regla de **Saytzeff**: "En las reacciones de eliminación, el hidrógeno sale del carbono que tiene menos hidrógenos. Lo que es lo mismo:"El alqueno más estable será el alqueno más sustituido"

Deshidrohalogenación de halogenuros de alquilo: se produce en medio básico:

CH_3–CH_2–CHBr–CH_3 $\xrightarrow{OH^-}$ CH_3–CH=CH–CH_3 + HBr.

Deshidratación de alcoholes: se produce en medio ácido:

CH_3–CH_2–CHOH–CH_3 $\xrightarrow{H_2SO_4}$ CH_3–CH=CH–CH_3 + H_2O.

¿Qué condiciones favorecen la eliminación o la sustitución?

- En medio básico fuerte (NaOH/alcohol) se favorece la eliminación frente a la sustitución.
- En las reacciones con bases fuertes y sustratos secundarios o terciarios, se obtiene mayoritariamente y por regla general el producto de ELIMINACIÓN.
- En sustratos primarios, carbonos primarios, unidos a un solo carbono, se favorece la sustitución (menor impedimento espacial al ataque nucleófilo). Si la base es muy fuerte y el medio alcohólico puede aparecen productos de eliminación. Por ejemplo:

$CH_3CHBrCH_3 \rightarrow CH_3CH=CH_2$ + HBr eliminación (en presencia de KOH o etanol).
$CH_3CH_2CH_2Cl$ + NaOH→$CH_3CH_2CH_2OH$ + NaCl (sustitución).
$CH_3CHBrCHBrCH_3$ → $CH_3C{\equiv}CCH_3$ + 2 HBr doble eliminación (en presencia de KOH o etanol).

QUÍMICA 2º - JFL

7.7. REACCIONES DE LOS HIDROCARBUROS AROMÁTICOS.

A diferencia de lo que podría parecer son menos reactivos que los insaturados, aunque deriven de una estructura como el benceno, que teóricamente tenía tres dobles enlaces deslocalizados. Aplicando la teoría de hibridación de orbitales al benceno, encontramos que los carbonos bencénicos adoptan una hibridación sp^2 y el esqueleto del anillo está formado por enlaces sigma a través de los híbridos sp^2, quedando seis orbitales p puros, perpendiculares al plano del anillo, que se solapan formando un enlace pi, continuo y deslocalizado.
Así pues, el anillo bencénico se comporta como un bloque inalterable, permitiendo sólo reacciones de sustitución, típicas de los saturados, permaneciendo el anillo inalterable. Las hemos comentado antes.

7.8. REACCIONES REDOX Y OTRAS REACCIONES ORGÁNICAS.

Las reacciones redox más usuales son:
Oxidación de alquenos: en medios muy oxidantes ($KMnO_4$):

$CH3–CH=CH–CH3 \rightarrow CH3 –CHOH–CHOH–CH3$

Oxidación de alcoholes: en medios muy oxidantes ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$):

$CH_3–CHOH–CH_2–CH_3 \rightarrow CH_3–CO–CH_2–CH_3$.

- Oxidación y reducción de aldehidos y cetonas: Los aldehídos son sustancias muy frágiles y reductoras y se oxidan con facilidad a ácidos, aunque también pueden transformarse en alcoholes primarios e incluso en hidrocarburos en presencia de un ambiente reductor fuerte, dependiendo del catalizador empleado. En cambio, las cetonas sufren reacciones de reducción similares a los aldehídos, pero se resisten a ser oxidadas.

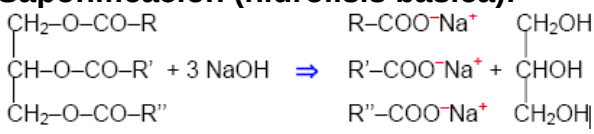
$CH_3–CH_2–CHO \rightarrow CH_3–CH_2–COOH$ (en presencia de O_2).
$CH_3–CO–CH_2–CH_3 + H_2 \rightarrow CH_3–CHOH–CH_2–CH_3$ (en presencia de Pt o Pd).
$CH_3–CH_2–CHO + 2\ H_2 \rightarrow CH_3–CH_2–CH_3 + H_2O$ (en presencia de Zn/HCl).

Combustión: son las reacciones típicas :

$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH=CH_2 + 6\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 4\ H_2O$.

Aparte de las redox, también son típicas la saponificación y la esterificación.
Esterificación/ Hidrólisis ácida:
Se produce entre ácidos carboxílicos cuando reaccionan con alcoholes. Se forman ésteres y se desprende una molécula de agua. Se trata de una reacción reversible.
$R–COOH + R'–OH \leftrightarrow R–CO–O–R' + H_2O$.
$CH_3–COOH + CH_3–CH_2–OH \rightarrow CH_3–CO–O–CH_2–CH_3 + H_2O$.

Saponificación (hidrólisis básica):



QUÍMICA 2 - JFL

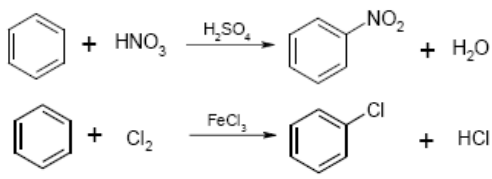
7.9. REACCIONES SEGÚN LAS FUNCIONES ORGÁNICAS.

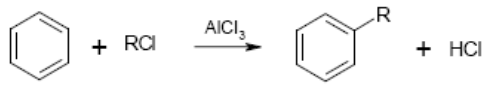
7.9.1. REACCIONES DE ALCANOS Y BENCENO.

Ya se han visto anteriormente, son de sustitución y redox (combustión).

$CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{hf} CH_3Cl + HCl$,

:





7.9.2. REACCIONES DE CICLOALCANOS.

En el ciclopropano y ciclobutano son generalmente de adición o rotura del ciclo, veamos las principales:

$\Delta + Br_2 \xrightarrow{CCl_4}$ Br-CH_2-CH_2-CH_2-Br.

□ + HBr → CH_3-CH_2-CH_2-CH_2Br.

$\Delta + H_2 \xrightarrow{Ni,Pt}$ CH_3-CH_2-CH_3.

Para ciclopentano o superiores, predominan las reacciones de sustitución, con luz ultravioleta, como en los alcanos:

⌂ + Br2 $\xrightarrow{hf}$ ⌂-Br + HBr.

7.9.3. REACCIONES DE ALQUENOS.

Son generalmente de adición y redox, o rotura de dobles enlaces, las más comunes son:

Adición de hidrógeno: CH_3-CH=CH- $CH_3 + H_2 \xrightarrow{Ni,Pd,Pt}$ CH_3-CH_2-CH_2- CH_3 .

Adición de halógenos: CH_3-CH=$CH_2 + Br_2 \rightarrow$ CH_3-CHBr-CH_2Br.

Adición de haluros de hidrógeno: CH_2=CH-CH_3+HCl →CH_3-CHCl-CH_3. El hidrógeno va al carbono más hidrogenado, según la regla de Markovnikov.

Adición de agua: CH_3-CH_2-CH=$CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4}$ CH_3-CH_2-CHOH-CH_3 . También se cumple la regla de Markovnikov.

7.9.4. REACCIONES DE ALQUINOS.

Son similares a las de los alquenos, aunque los catalizadores puedene variar:

Adición de hidrógeno: CH≡CH + $H_2 \xrightarrow{Ni,Pd}$ CH_2=CH_2 .

Adición de agua: CH≡CH + $H_2O \xrightarrow{Hg^{2+}}$ CH_2=CHOH .

Formación del benceno: 3 CH≡CH $\xrightarrow{70\ ºc,1\ atm,catalizador}$ benceno.

QUÍMICA 2º - JFL

7.9.5. REACCIONES DE DERIVADOS HALOGENADOS.

Pueden ser de sustitución o de eliminación:

$CH_3CH_2Cl + NaOH \xrightarrow{H_2O} CH_3CH_2OH + NaCl$, sustitución.

$CH_3CH_2Cl \xrightarrow{OH,etanol} CH_2=CH_2 + HCl$, eliminación.

$CH_3CH_2Cl + KOH \xrightarrow{OH,etanol} CH_2=CH_2 + KCl + H_2O$, eliminación.

Son muy reactivos, también pueden producir aminas y nitrilos:

$CH_3CH_2Cl + 2NH_3 \rightarrow CH_3CH_2NH_2 + NH_4Cl$.

$CH_3Br + OH^-(aq) \dashrightarrow CH_3OH + Br^-$.

$CH_3\text{-}CH_2Br + KCN \dashrightarrow CH_3\text{-}CH_2CN + KBr$

7.9.6. REACCIONES DE ALCOHOLES.

Pueden ser de sustitución, eliminación, redox y formación de ésteres.

$CH_3CH_2OH + HCl \rightarrow CH_3CH_2Cl + H_2O$, sustitución.

$CH_3CH_2OH \xrightarrow{ácido} CH_2=CH_2 + H_2O$, eliminación.

$CH_3CH_2OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$, redox(combustión).

$CH_3CH_2OH + CH_3COOH \xrightarrow{ácido} CH_3COOCH_2CH_3 + H_2O$, esterificación.

También pueden dar reacciones de oxidación, en presencia de permanganato potásico u otro oxidante fuerte, dan aldehidos y ácidos los alcoholes primarios y cetonas los alcoholes secundarios.

Incluso pueden obtener éteres, si no superamos los 150 ºC, en presencia de ácido sulfúrico concentrado: $2\ CH_3\text{-}CH_2OH \rightarrow CH_3\text{-}CH_2\text{–}O\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + H_2O$.

7.9.7. REACCIONES DE ALDEHIDOS Y CETONAS

Respecto a aldehídos y cetonas, dan reacciones de adición y de oxidación (o reducción), dando ácidos. Los aldehidos y cetonas adicionan bisulfito sódico, cianuro de hidrógeno, .., por ejemplo:

$CH_3\text{-}CHO + HCN \dashrightarrow CH_3\text{-}CHOH\text{-}CN$, formando un carbono asimétrico, es decir, con cuatro sustituyentes distintos, candidato a formar isómeros ópticos.

7.9.8. REACCIONES DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Respecto a los ácidos, dan reacciones de formación de ésteres (esterificación), formación de amidas, y de oxidación-reducción formando aldehídos y alcoholes.

Por ejemplo, $CH_3\text{-}COOH + CH_3OH \rightarrow CH_3\text{-}COO\text{-}CH_3 + H_2O$, reacción que en sentido inverso se denomina hidrólisis.

$CH_3\text{-}CH_2COOH + NH_3 \xrightarrow{150\ ºC} CH_3\text{-}CH_2COONH_2 + H_2O$, formación de amidas.

$CH_3\text{-}CH_2COOH + KOH \dashrightarrow CH_3\text{-}CH_2COOK + H_2O$, esterificación inorgánica.

QUÍMICA 2º - JFL

7.9.9. REACCIONES DE COMPUESTOS NITROGENADOS.

Las aminas reaccionan con ácidos y con haluros de alquilo:
Ácido-base, CH_3-CH_2NH_2 + HCl → (CH_3-NH_3)Cl (cloruro de metilamonio)
De sustitución: CH_3NH_2 + ICH_3 ----→ CH_3NHCH_3 + Hl, en presencia de NaOH.

Las amidas dan reacciones de *hidrólisis* (reaccionan con agua, a altas temperaturas y medio ácido, para dar un alcohol y amoniaco), *reducción* (con reductores fuertes originan aminas primarias y secundarias), *degradación* (reacción de Hofmann, con NaOBr, se obtienen aminas primarias, dióxido de carbono y una sal binaria) y de *deshidratación* (con un agente deshidratante fuerte y calor, se obtiene un nitrilo y agua).

Los nitrilos dan reacciones de *hidrólisis* (dando ácidos y ésteres) y de *reducción* (dando aminas primarias y aldehídos).

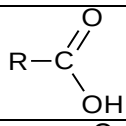
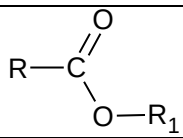
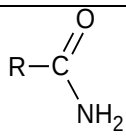
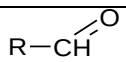
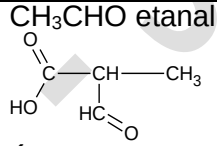
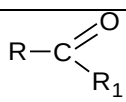
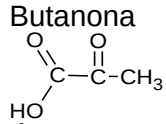
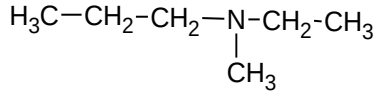
7.9.10. REACCIÓN MÁS COMÚN DE LOS ÉSTERES.

Es la saponificación, o formación del jabón.

CH_3-COO-CH_2-$CH(COOCH_3)$-CH_2-COO-CH_3 + 3 NaOH $\xrightarrow{H_2O}$ 3 CH_3COONa + glicerina.
4-metoxicarbonilheptanodioato de dimetilo.
Hidróxido de sodio (sosa caústica).
Etanoato de sodio
Propanotriol ($CH_2OHCHOHCH_2OH$) (glicerina)

QUIMICA 2° - JFL

7.10. RECORDATORIO DE PRINCIPALES FUNCIONES ORGÁNICAS.

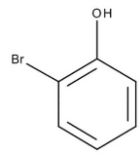
Compuestos orgánicos y prioridad	**Grupo funcional**	**Prefijo**	**Sufijo**	**Ejemplo**
1.- Ácidos carboxílicos -COOH.		-carboxi	-oico	CH_3-COOH ácido etanoico
2.- Ésteres -COO-		-iloxicarbonil-	-oato de ilo.	CH_3-COO-CH_3 Etanoato de metilo COOH-CH(COO-CH_3)-CH_2-CH_3 Ácido 2-metoxicarbonilbutanoico
3.- Amidas -$CONH_2$.		carbamoil	-amida	CH_3-CH_2-$CONH_2$ propanamida
4.- Nitrilos -C≡N	R−C≡N	Ciano-	-nitrilo	CH_3CH_2CN Propanonitrilo.
5.- Aldehidos -CHO		Oxo- Formil(CHO)	-al	CH_3CHO etanal  Ácido 2-formilpropanoico
6.- Cetonas -CO-		Oxo-	-ona	$CH_3COCH_2CH_3$ Butanona  Ácido oxopropanoico
7.- Alcoholes -OH		Hidroxi-	-ol	$CH_3CH_2CH_2OH$ Propanol COOH-CHOH-CH_2 Ácido 2-hidroxipropanoico
8.- Áminas -NH_2 primarias -NH- secundarias -N-(-) terciarias	R-NH_2 R-NH-R_1 R-N(R_1)-R_2	-amino	-amina	$CH_3CH_2NH_2$ etanamina $CH_3CH_2NHCH_3$ N-metiletanamina  N-etil-N-metilpropanamina
9.- Éteres	R-O-R_1	-oxi	-éter.	CH_3-O-CH_3 Dimetil éter o metoximetano COOH-CH(O-CH_3)-CH_2-CH_3 Ácido 2-metoxibutanoico
10.- Alquenos	R-C=C-R_1	-enilo	-eno	CH_3-CH=CH_2 propeno
11.- Alquinos	R-C≡C-R_1	-inilo	-ino	CH≡C-CH_2-CH_3 But-1-ino
12.- Derivados halogenados	R-X	Flúor, cloro,...	-cloro,..	CH_3CH_2Cl cloroetano
13.- Nitroderivados	-NO_2	Nitro-	Nitro-	$CH_3CH_2NO_2$ nitroetano
14.- Alcanos	R-CH_2-R_1	-il o -ilo	-ano	CH_4 metano

QUÍMICA 2º BTO

PROBLEMAS DE PAU 2025

1. Responda la cuestión 4A y SOLO DOS de los apartados de la cuestión 4B.

4A. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) But-3-en-1-ol; **b)** $(CH_3)_3N$; **c)** *o*-Bromofenol; **d)** $CH_2=CHCH_2CH_3$

a)$CH_2OHCH_2CH=CH_2$; b) Trimetilamina o N,N-dimetilmetanamina; c)  **; d) But-1-eno**

4B. Considerando la molécula $CH_2=CHCH_2CH_3$: (but-1-eno)
a) Indique la hibridación de cada uno de sus átomos de carbono. Los carbonos 1 y 2 presentan hibridación sp2 y los otros dos hibridación sp3.
b) Escriba la fórmula semidesarrollada de un isómero de cadena. Debe presentar una ramificación: $CH_2=C(CH_3)_2$., el nombre es:metilpropeno
c) Escriba la reacción de hidrogenación. Es una reacción de adición o de rotura del doble enlace:

$CH_2=CHCH_2CH_3 + H_2 \rightarrow CH_3CH_2CH_2CH_3$, se obtiene butano. Por simetría no hace falta aplicar Markovnikov.

2. Responda la cuestión 4A y SOLO DOS de los apartados de la cuestión 4B.

4A. Formule o nombre los siguientes compuestos:
a) CH_3-CH_2-O-CH_3; **b)** $CH_3CH(CH_3)CH_2CHO$; **c)** Etanamina; **d)** Penta-1,3-dieno

4B. Dados los compuestos: (1) $CH_3CHOHCH_2CH_2CH_3$ y (2) $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2OH$.
a) Justifique el tipo de isomería que presentan.
b) Identifique cuál de los compuestos se deshidrata con H2SO4 y calor para formar un product con isomería geométrica. Dibuje los isómeros geométricos.
c) Razone cuál de los compuestos presenta isomería óptica.

PROBLEMAS DE PAU 2024

1. Considerando los compuestos:
(1) $CH_3CHOHCH_2CH=CH_2$; (2) $CH_3CH_2COCH_2CH_3$; (3) $CH_3CH_2CH_2COCH_3$; (4) $CH_3CH(CH_3)COCH_3$
justifique el tipo de isomería que presentan entre sí:
a) Los compuestos 1 y 2.
b) Los compuestos 2 y 3.
c) Los compuestos 3 y 4.

2. Escriba las siguientes reacciones:
a) $CH_3CH=CH_2$ con Cl_2
b) CH≡CH con 1 mol de HBr
c) $CH_3CH=CHCH_3$ con H_2

3. Indique los productos que se obtienen en cada una de las siguientes reacciones, especificando el tipo de reacción:
a) $CH_3CH_2COOH + CH_3OH \xrightarrow{H^+}$
b) $CH_3CH_2CHClCH_3 \xrightarrow{KOH/etanol}$
c) $CH_3CH=CH_2 + H_2O \xrightarrow{H^+}$

QUÍMICA 2º - JFL

4. Escriba las siguientes reacciones:
a) Combustión del CH_3CH_3
b) Deshidratación del CH_3CH_2OH
c) Nitración del benceno (C_6H_6)

5. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
a) Los compuestos obtenidos, según la regla de Markovnikov, por adición de HBr al $CH_2=CHCH_2CH_3$ y $CH_3CH=CHCH_3$ son iguales.
b) El $CH_2=C(CH_3)CH_3$ presenta isomería *cis-trans*, pero el $CH_3CH=CHCH_3$ no.
c) El CH_3COOH no desvía el plano de la luz polarizada.

6. Considerando la molécula $CH_2=CHCH_2CH_3$
a) Indique la hibridación de cada uno de sus átomos de carbono.
b) Escriba la fórmula semidesarrollada de un isómero de cadena.
c) Escriba la reacción de hidrogenación.

PROBLEMAS DE PAU 2023

1. a) Formule un hidrocarburo cíclico isómero de $CH_3CH=CHCH_3$
b) Escriba la estructura de dos hidrocarburos aromáticos isómeros de fórmula molecular C_8H_{10}
c) Escriba la fórmula de un alcohol isómero de $CH_3CH_2OCH_3$

2. Escriba y ajuste las siguientes reacciones e indique el tipo al que pertenecen:
a) $CH_3CH_2CH_2CH_3 + Br_2 \xrightarrow{luz}$
b) $CH_3CH_2CH_2OH \xrightarrow{H2SO4,\Delta}$
c) $CH_3CH=CH_2 + HCl \rightarrow$

3. Dado el compuesto $CH_2=CHCH_2CH_3$ escriba:
a) La reacción con HCl.
b) Un isómero de posición.
c) La reacción de combustión ajustada.

4. Teniendo en cuenta el compuesto $CH_3CH=CHOCH_3$:
a) Indique la hibridación que presenta cada uno de los átomos de carbono.
b) Escriba el producto de la reacción de ese compuesto con H2, indicando el tipo de compuesto que se obtiene.
c) Escriba un producto de la reacción de ese compuesto con HCl, justificando si el producto obtenido puede presentar isomería óptica.

PROBLEMAS DE PAU 2022

1. Dados los compuestos: $CH_3CH(OH)COOH$, $CH_2=CHCH_2OH$ y $CH_3CH=CHOH$, justifique:
a) Cuál o cuáles presentan isomería óptica.
b) Cuáles son isómeros entre sí.
c) Cuál o cuáles presentan isomería geométrica.

2. Complete las siguientes reacciones e indique el tipo al que pertenecen:
a) $CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + O_2 \rightarrow$
b) $CH_3\text{-}CH_2OH + H_2SO_4 \xrightarrow{calor}$
c) C_6H_6 (benceno) + $HNO_3 \xrightarrow{\Delta,\ H_2SO_4,,}$

QUÍMICA 2º - JFL

3. Dado el compuesto A, $CH_2=C(CH_3)_2$, escriba:
a) Un isómero de A que presente isomería geométrica.
b) El producto de la reacción entre A y agua en presencia de ácido.
c) Un cicloalcano isómero de A.

4. a) Escriba dos compuestos isómeros de fórmula molecular C_2H_6O.
b) Formule el alcano con menor número de átomos de carbono que presente isomería óptica.
c) Considerando las moléculas de etano (C_2H_6) y eteno (C_2H_4), justifique cuál de ellas tiene el enlace carbono-carbono de menor longitud.

5. Dados los siguientes compuestos: CH_3COCH_2OH; CH_3CH_2CHO; $CH_2=CHCOOH$; $CH_2OHCH_2CH_2OH$
a) ¿Cuál es un isómero de CH_3CH_2COOH? Indique qué tipo de isomería presenta.
b) Justifique si alguno de los compuestos podría producir un alcano por hidrogenación.
c) Escriba un isómero de la molécula $CH_2OHCH_2CH_2OH$ que presente actividad óptica.

6. Indique el producto o productos que se obtendrían:
a) Al tratar $CH_3CH_2CH=CH_2$ con una disolución acuosa de H_2SO_4.
b) Al exponer a la radiación ultravioleta una mezcla gaseosa de Cl_2 y $CH_3CH_2CH_3$.
c) Al calentar una mezcla de CH_3OH y CH_3COOH en presencia de un catalizador ácido.

PROBLEMAS DE PAU 2021

1. Para el compuesto $CH_2=CH-CH_2-CH_2OH$, escriba la fórmula de:
- **a)** Un isómero que contenga un grupo carbonilo. **Sol (butanona)**
- **b)** Un isómero que presente isomería óptica. **Sol (but-3-en-2-ol)**
- **c)** Un isómero que presente isomería geométrica. **Sol (cis but-2-en-1-ol y trans).**

2. Dados los siguientes compuestos orgánicos A: $CH_3-CH_2-CH_2-OH$; B: $CH_3-CH_2-O-CH_3$
a) Justifique si son isómeros. Sol (Sí, tienen la misma fórmula molecular y distintas funciones)
b) Justifique cuál de ellos es más soluble en agua. Sol (El alcohol es más polar, el éter menos)
c) Indique cuál de ellos reacciona con H_2SO_4/calor y escriba la reacción. Sol(alcohol, deshidratación).

3. Dados los reactivos: H_2/cat, HCl y H_2O/H_2SO_4, elija, escribiendo la reacción correspondiente, aquellos que partiendo de $CH_3CH=CHCH_3$ permitan obtener el compuesto A, siendo A:
- **a)** Un compuesto monoclorado. Sol (HCl, adición).
- **b)** Un compuesto que puede formar enlaces de hidrógeno. Sol (agua, adición).
- **c)** Un compuesto que no tiene isomería óptica. Sol (dihidrógeno, adición)

4. Dados los siguientes compuestos orgánicos A: CH_3-CH_2-OH; B: $CH_3-CH_2-CH_3$
- **a)** Justifique cuál es más soluble en agua.
- **b)** ¿Cómo se puede obtener el compuesto A a partir de CH2=CH2?
- **c)** Escriba la reacción de cloración del compuesto B.

QUÍMICA 2º - JFL

5. Dado el compuesto $CH_2=CHCH_2CH_3$, justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El compuesto reacciona con H_2O/H_2SO_4 para dar dos compuestos isómeros geométricos. Sol (FALSO, el alcohol resultante no tiene doble enlace).

b) El compuesto reacciona con HCl para dar un compuesto que no presenta isomería óptica. Sol (FALSO, el compuesto clorado resultante tiene un carbono asimétrico)

c) El compuesto reacciona con H_2 para dar un alquino. Sol (FALSO, es un alcano).

6. Complete las siguientes reacciones, indicando de qué tipo son:

a) $CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow$ Sol (bromado, adición)

b) C_6H_6 (benceno) + $Cl_2 \rightarrow$ Sol (clorado, sustitución)

c) $CH_3CHClCH_3$ + (Etanol/KOH) → Sol (alcohol, sustitución).

PROBLEMAS DE PAU 2020

1. Dado el compuesto $CH_3CH=CHCH_3$, justifique, utilizando las reacciones correspondientes, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El compuesto reacciona con H_2O en medio ácido para dar dos compuestos isómeros geométricos. **Sol (Falso, da un isómero óptico)**

b) El compuesto reacciona con HBr para dar un compuesto que presenta isomería óptica. **Sol (Verdadero)**

c) El compuesto reacciona con H_2 para dar un alquino**. Sol (Falso, da un alcano).**

2. Dado el compuesto $CH_3CHOHCH_2CH_2CH_3$:

a) Justifique si tiene un isómero de cadena. **Sol (Sí, 3-metilbutan-2-ol)**

b) Escriba su reacción de deshidratación.

Sol ($CH_3CH_2CH_2CHOHCH_3 \xrightarrow{\Delta,\ H_2SO_4,} CH_3CH=CHCH_2CH_3 + H_2O$**., Saytzeff)**

c) Razone si presenta isomería óptica. **Sol (Sí, el carbono 2 es quiral)**

3. Para el compuesto $CH_3CH=CH_2$:

a) Justifique si presenta isomería geométrica. **Sol (No, al rotar el carbono 1 se ve igual)**

b) Escriba la reacción que tiene lugar con HBr. **Sol (adición, 2-bromopropano)**

c) Indique la hibridación que presenta cada uno de sus átomos de carbono. **Sol (**sp^3**,** sp^2**,** sp^2 **)**

4. Escriba la fórmula de un compuesto que se ajuste a las siguientes condiciones:

a) Un alcohol de cuatro átomos de carbono que presente isomería óptica. **Sol (butan-2-ol)**

b) Un alqueno de cuatro átomos de carbono que presente isomería geométrica. **Sol (cisbut-2-eno, transbut-2-eno)**

c) Un compuesto que por deshidratación produzca $CH_2=CHCH_2CH_3$. **Sol (butan-1-ol, eliminación)**

QUÍMICA 2º - JFL

5. Para el compuesto $CH_3CH(CH_3)CH=CH_2$:

a) Justifique si presenta isomería geométrica. **Sol (No, al rotar el carbono 1 se ve igual)**

b) Represente la fórmula de un isómero de cadena. **Sol (pent-1-eno)**

c) Escriba la reacción de combustión ajustada. **Sol ($C_5H_{10}+15/2\ O_2 \rightarrow 5CO_2+4H_2O$)**

PROBLEMAS DE PAU 2019

1.- Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) La regla de Markovnikov predice qué compuesto mayoritario se forma en las reacciones de eliminación. **Sol (Falso, en las reacciones de adición)**

b) Un alquino puede adicionar halógenos. **Sol (Verdadero, forma alquenos o alcanos)**

c) Un compuesto que desvía el plano de la luz polarizada presenta isomería geométrica. **Sol (Falso, isomería óptica)**

2.- Dados los compuestos A: CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3, B: CH_2=CH-CHOH-CH_3, C: CH_3-CHOH-CH_3 y D: CH_3-CH_2-CO-CH_3, conteste razonadamente:

a) Cuál o cuáles presentan un carbono quiral. **Sol (but-3-en-2-ol)**

b) Cuáles son isómeros entre sí. **Sol (B y D)**

c) Cuáles darían un alqueno como producto de una reacción de eliminación. **Sol (B y C)**

3.- Dados los compuestos orgánicos A: CH_3-CH_2-OH y B: CH_3-CH_2-CH_3.

a) Justifique cuál tiene mayor punto de fusión. **Sol (A, tiene puentes)**

b) Escriba la reacción de obtención del compuesto A partiendo de eteno (CH_2=CH_2). **Sol (con agua en medio ácido, adición)**

c) Escriba la reacción de cloración del compuesto B. **Sol (Sustitución, CH_3CH_2CHCl)**

4.- Represente:

a) Un isómero de cadena de CH_3-CH_2-CH_2-CH_3. **Sol (metilpropano)**

b) Un isómero de posición de CH_3-CHOH-CH_3. **Sol (propan-1-ol)**

c) Un isómero de función de CH_3-CH_2-CH_2-CHO. **Sol (butanona)**

5.- Dados los siguientes compuestos orgánicos, A (CH_3-CH_2-CH_2-OH) y B (CH_3-CH_2-O-CH_3), explique:

a) Si son o no isómeros. **Sol (Sí, de función)**

b) Cuál de ellos es insoluble en agua.
Sol (El éter es menos soluble que el alcohol, más polar)

c) Cuál de ellos reacciona en presencia de H_2SO_4 y calor. Escriba la reacción. **Sol (el alcohol, de eliminación)**

6.- Dadas las siguientes moléculas: C_2H_4, C_2H_2, CH_4 y CH_3OH.

a) Escriba sus estructuras de Lewis. **Sol (sp^2, sp, sp^3, sp^3)**

b) Indique la hibridación del átomo de carbono en estas moléculas.

c) Justifique cuál de estas moléculas presenta un mayor punto de ebullición.

QUÍMICA 2º - JFL

7.- Dibuje un isómero de cada uno de los siguientes compuestos, indicando el tipo de isomería que presenta.

a) CH_3-CO-CH_3. **Sol (propanal, de función)**

b) CH_3-CH_2-CH_2-CH_3. **Sol (metilpropano, de cadena)**

c) CH_3-CHF-COOH. **Sol (ácido 3-fluoropropanoico, de posición)**

8.- Complete las siguientes reacciones e indique a que tipo pertenecen:

a) $HOCH_2$-CH_2-CH=CH_2 + HCl→ **Sol (CH_2OH-CH_2-CHCl-CH_3 (adición, Markovnikov)).**

b) $HOCH_2$-CH_2-CH=CH_2 + O_2 → **Sol (combustión)**

c) $HOCH_2$-CH_2-CH=CH_2 $\xrightarrow{H_2SO_4(calor)}$ **Sol (polialqueno, con deshidratación)**

9.- Para el compuesto CH_3-CH_2-CH_2-$COCH_3$, escriba:

a) Un isómero de función. **Sol (pentanal)**

b) Un isómero de cadena. **Sol (metilbutanona)**

c) Un isómero de posición. **Sol (pentan-3-ona)**

10.- Las fórmulas moleculares de tres hidrocarburos lineales son: C_2H_4, C_3H_8 y C_4H_{10}. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Los tres pertenecen a la misma serie homóloga. **Sol (Falso, hay alcanos y alquenos)**

b) Los tres experimentan reacciones de adición. **Sol (Falso, solo el alqueno)**

c) Sólo uno de ellos tiene átomos de carbono con hibridación sp^2. **Sol (Verdadero, el eteno)**

PROBLEMAS DE PAU 2018

1**.-** Dados los siguientes compuestos, A: CH_3-CH=CH_2 y B: CH_3-CH=CH-CH_3, elija el más adecuado para cada caso, escribiendo la reacción que tiene lugar:

a) El compuesto reacciona con agua en medio ácido para dar otro compuesto que presenta isomería óptica. **Sol: A**.

b) La combustión de 2 moles de compuesto produce 6 moles de CO_2. **Sol: A**

c) El compuesto reacciona con HBr para dar otro que no presenta isomería óptica. **Sol: B**

2.- Dados los siguientes reactivos HI, I_2, H_2/catalizador, NaOH y H_2O/H_2SO_4, ¿cuál de ellos sería el adecuado para obtener CH_3-CH_2-CH_2-CH(OH)-CH_3 en cada caso? Escriba la reacción correspondiente:

a) A partir de CH_2=CH-CH_2-CH_2-CH_3 . **Sol: H_2O/H_2SO_4**

b) A partir de CH_3-CH_2-CH_2-CH(I)-CH_3 . **Sol: NaOH**

c) A partir de CH_3-CH=CH-CH(OH)-CH_3 . **Sol: H_2/catalizador**

3.- Para el compuesto CH_3-CH_2-CHOH-CH_3 escriba:

a) Un isómero de posición. **Sol: butan-1-ol.**

b) Un isómero de función. **Sol: dietil éter (etoxietano).**

c) Un isómero de cadena. **Sol: metilpropan-2-ol.**

4.- Para el compuesto CH_2=CH-CH_2-CH_2-CH_3, escriba:

a) La reacción ajustada de combustión. **Sol: C_5H_{10} + 15/2 O_2 → 5 CO_2 + 5 H_2O.**

b) La reacción con bromuro de hidrógeno (HBr) que da lugar al producto mayoritario. **Sol: 2-bromopentano, Markovnikov.**

c) Una reacción que produzca un hidrocarburo saturado. **Sol: La cloración, adición.**

QUÍMICA 2º - JFL

5.- a) Escriba la reacción de adición de bromuro de hidrógeno (HBr) al propeno (CH_3-CH=CH_2). **Sol: 2-bromopropano, Markovnikov.**
b) Escriba y ajuste la reacción de combustión del butano ($CH_3CH_2CH_2CH_3$).
c) Escriba el compuesto que se obtiene cuando el cloro molecular (Cl_2) reacciona con el metilpropeno, CH_2=$C(CH_3)$-CH_3, e indique el tipo de reacción que tiene lugar. **Sol: 1,2-dicloro-metilpropano, adición, cloración.**

6.- Empleando compuestos de 4 átomos de carbono, represente:
a) Dos hidrocarburos que sean isómeros de cadena entre sí. **Sol: butano y metilpropano.**
b) Dos hidrocarburos que sean isómeros *cis-trans*. **Sol: cis-but-2-eno, trans-but-2-eno.**
c) Un alcohol que desvíe el plano de la luz polarizada. **Sol: butan-2-ol.**

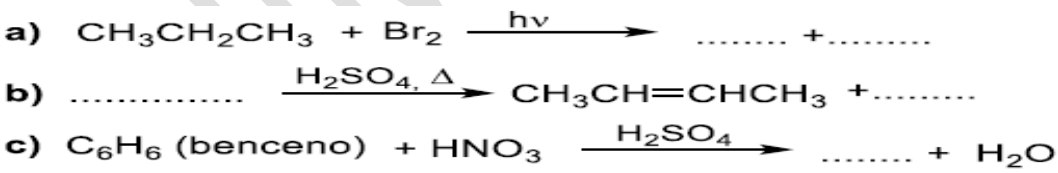
7.- Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:
a) El aldehído que es isómero del propen-2-ol (CH_2=COH-CH_3). **Sol: propanal.**
b) Un alqueno de 4 átomos de carbono que no presente isomería *cis-trans*. **Sol: but-1-eno.**
c) Un compuesto con dos carbonos quirales. **Sol: 2-fluoro-2-yodopentano.**

8.- Sean los siguientes compuestos: CH_3COOCH_3, $CH_3CH_2CONH_2$, $CH_3CH(CH_3)COCH_3$ y $CH_3CH(OH)CHO$
a) Identifique y nombre los grupos funcionales presentes en cada uno de ellos. **Sol: por orden, éster, amida, cetona y aldehído con alcohol como grupo secundario.**
b) Justifique si alguno posee actividad óptica. **Sol: el aldehído.**
c) ¿Alguno presenta un carbono terciario? Razone la respuesta. **Sol: la cetona.**

PROBLEMAS DE PAU 2017

1.- a) Dibuje la molécula de eteno (CH_2=CH_2), indicando la hibridación de los átomos de carbono y todos los enlaces σ y π presentes.
b) Realice el diagrama de Lewis de la molécula CH_3Cl.
c) Justifique la polaridad de la molécula PH_3, basándose en la aplicación de la TRPECV

2.- Complete las siguientes reacciones orgánicas, indicando el tipo de reacción:



Sol: a) $CH_3CH_2CH_3 + Br_2 \xrightarrow{hf}$ …$CH_3CH_2CH_2Cl$ + …HCl
b) $CH_3CH_2CHOHCH_3 \xrightarrow{\Delta,\ H_2SO_4,,}$ CH_3CH=$CHCH_3$ + …H_2O.
c) C_6H_6 (benceno) + $HNO_3 \xrightarrow{\Delta,\ H_2SO_4,,}$ …nitrobenceno + agua.

3.- Dado el siguiente compuesto $CH_3CH_2CHOHCH_3$:
a) Justifique si presenta o no isomería óptica. **Sol: sí, carbono quiral.**
b) Escriba la estructura de un isómero de posición y otro de función**. Sol: butan-1-ol y dietil éter.**
c) Escriba el alqueno a partir del cual se obtendría el alcohol inicial mediante una reacción de adición**. Sol: but-1-eno.**

QUÍMICA 2º - JFL